

UNIVERSIDAD MAYOR DE SAN SIMON
FACULTAD DE CIENCIAS VETERINARIAS



CARRERA DE MEDICINA VETERINARIA Y ZOOTECNIA
CURSO PRE-UNIVERSITARIO I-2025

DOSIER DE QUIMICA

Elaborado: Ing. Ariel Guarachi Montan

Cochabamba – Bolivia

2024

Índice

Unidad 1. Introducción a la Química	1
Importancia de la química y en especial en la Medicina Veterinaria	1
1.1 Conceptos básicos.....	2
1.3 Estados de la materia	2
1.3.1 Definición de materia	2
1.3.2 Cambios de estado	2
1.4 Clasificación de sustancias y mezclas.....	3
1.4.1 Sustancia	3
1.4.2 Mezcla.....	3
1.5 Elementos y compuestos.....	3
1.5.1 Elementos.....	4
1.5.2 Compuestos.....	4
1.6 Unidades de medición	4
1.6.1 Definición de medición.....	4
1.6.2 Unidades del sistema internacional (SI).....	5
Unidad 2. Estructura atómica y propiedades periódicas	7
2.1 Estructura del átomo	7
2.1.1 Componentes básicos del átomo.....	7
2.1.2 Numero atómico y masa atómica.....	8
2.2 Configuración electrónica	9
2.3 La tabla periódica	10
2.3.1 Organización	11
2.3.2 Grupos y periodos.....	11
Unidad 3. Enlaces químicos y estructuras moleculares	13
3.1 Tipos de enlaces químicos	13
3.1.1 Enlace iónico	13
3.1.2 Enlace covalente	13
3.1.3 Enlace metálico	14
3.2 Reacciones de oxidación y reducción	14
3.2.1 Número de oxidación.....	14
3.2.2 Relevancia en biología	14
Unidad 4. Estequiometria y reacción química	15
4.1 Concepto de estequiometria	15

4.2 Cálculos estequiométricos	15
Unidad 5. Química de soluciones	17
5.1 Definición	17
5.2 Propiedades de las soluciones	18
5.3 Preparación y dilución de soluciones	20
5.4 Determinación de la concentración de una solución: método de titulación.	23
Unidad 6. Ácidos, bases y equilibrio químico.....	26
6.1 Concepto de ácidos y bases	26
6.1.1 Teoría de Arrhenius	26
6.1.1 Teoría de Brönsted-Lowry.....	27
6.2 Escala de pH y su medición	27
6.2.1 Escala de pH	28
6.2.2 Tampones biológicos	30
Unidad 7. Termodinámica y energía en reacciones químicas	32
7.1 Principios básicos de la termodinámica.....	32
7.1.1 Primera ley de la termodinámica (conservación de la energía).....	32
7.1.2 Segunda ley de la termodinámica (Entropía).....	34
7.1.3 Tercera ley de la termodinámica (cero absoluto)	35
7.2 Energía en reacciones químicas.....	35
7.2.1 Entalpía	36
7.3 Metabolismo y transferencia de energía en animales	37
Unidad 8. Química orgánica básica.....	38
8.1 Introducción a la química orgánica	38
8.2 Son características generales de los compuestos orgánicos:	38
8.3 Entre las propiedades químicas del átomo de carbonotenemos:	39
8.4 Alcanos	39
8.5 Alquenos.....	40
8.6 Alquinos	40
9. Referencias bibliográficas	41

Unidad 1. Introducción a la Química

Importancia de la química y en especial en la Medicina Veterinaria

La química es una ciencia antigua, sus fundamentos modernos se remontan al siglo XIX, cuando los adelantos intelectuales y tecnológicos permitieron que los científicos separaran sustancias en sus componentes y, por tanto, explicaran muchas de sus características físicas y químicas. El desarrollo acelerado de tecnología cada vez más refinada durante el siglo XX nos ha brindado medios cada vez mayores para estudiar lo que es inapreciable a simple vista.

El uso de las computadoras y microscopios especiales, por citar un ejemplo, permite que los químicos analicen la estructura de los átomos y las moléculas (las unidades fundamentales en las que se basa el estudio de la química) y diseñen nuevas sustancias con propiedades específicas, como fármacos y productos de consumo no contaminantes. En este principio del siglo XXI conviene preguntarnos qué función tendrá la ciencia central en esta centuria. Es casi indudable que la química mantendrá una función fundamental en todas las áreas de la ciencia y la tecnología.

En área de salud y medicina, existen tres logros importantes en el siglo XX que han permitido la prevención y tratamiento de enfermedades. a) Se trata de medidas de salud pública que establecieron sistemas sanitarios para proteger a numerosas personas contra enfermedades infecciosas; b) la cirugía con anestesia, que ha posibilitado a los médicos curar enfermedades posiblemente mortales, como la apendicitis, y c) la creación de vacunas y antibióticos, que hicieron factible la prevención de enfermedades causadas por microorganismos.

Po otra parte, la terapia génica en humanos y animales al parecer será la cuarta revolución en la medicina. (Los genes son la unidad básica de la herencia). Se cuentan por miles las enfermedades conocidas, entre ellas la fibrosis quística y la hemofilia, ocasionadas por un daño heredado de un solo gen. muchos otros padecimientos, como cáncer, enfermedades cardíacas, sida y artritis, resultan hasta cierto punto de alteraciones de uno o más genes relacionados con los sistemas de defensa del organismo.

En la terapia génica se inserta un gen sano específico en las células del paciente para curar o aminorar esos trastornos. a fin de ejecutar esos procedimientos, el médico debe tener conocimientos sólidos de las propiedades químicas de los componentes moleculares implicados. La decodificación del genoma humano, que comprende todo el material genético de nuestro organismo y desempeña una función esencial en la terapia génica, se basa principalmente en técnicas químicas.

Estudiando química, aprenderemos a usar el potente lenguaje y las ideas que han surgido para describir y entender la materia. El lenguaje de la química es un lenguaje científico universal que se emplea ampliamente en otras disciplinas. Además, entender el

comportamiento de los átomos y las moléculas nos permite comprender mejor otras áreas de la ciencia, la tecnología y la ingeniería modernas. Por esta razón, es probable que la química desempeñe un papel importante en su futuro.

1.1 Conceptos básicos

La química es el estudio de la materia y los cambios que ocurren en ella. Es frecuente que se le considere como la ciencia central, ya que los conocimientos básicos de química son indispensables para los estudiantes de: biología, agronomía, veterinaria, física, geología, ecología y muchas otras disciplinas. De hecho, la química es parte central de nuestro estilo de vida; a falta de ella, nuestra vida sería más breve en lo que llamaríamos condiciones primitivas, sin automóviles, electricidad, computadoras, discos compactos y muchas otras comodidades modernas.

La química implica estudiar las propiedades y el comportamiento de la materia. La materia es el material físico del universo; es cualquier cosa que tiene masa y ocupa espacio.

1.3 Estados de la materia

1.3.1 Definición de materia

La materia es todo lo que ocupa espacio y tiene masa. La materia incluye lo que podemos ver y tocar (como el agua, la tierra y los árboles) y lo que no podemos ver ni tocar (como el aire). así pues, todo en el universo tiene una conexión “química”.

En ese sentido, una muestra de materia puede ser gaseosa, líquida o sólida. Estas tres formas de materia se denominan estados de la materia. Los estados de la materia difieren en algunas de sus propiedades observables. Un gas (también llamado vapor) no tiene volumen ni forma fijos; más bien, se ajusta al volumen y la forma del recipiente que lo contiene. Podemos comprimir un gas de modo que ocupe un volumen más pequeño, o expandirlo para ocupar uno mayor. Un líquido tiene un volumen definido independiente del recipiente, pero no tiene forma específica; asume la forma de la porción del recipiente que ocupa. Un sólido tiene forma y volumen definidos; es rígido. Ni los líquidos ni los sólidos pueden comprimirse de forma apreciable. (Chang, 2010)

1.3.2 Cambios de estado

La materia puede cambiar su estado de agregación. Los cambios de estado solo modifican la apariencia externa de la materia, por lo que se consideran cambios físicos, ocurren por variación de temperatura o presión y requieren poca energía. (Quispe Herrera et al., 2021)

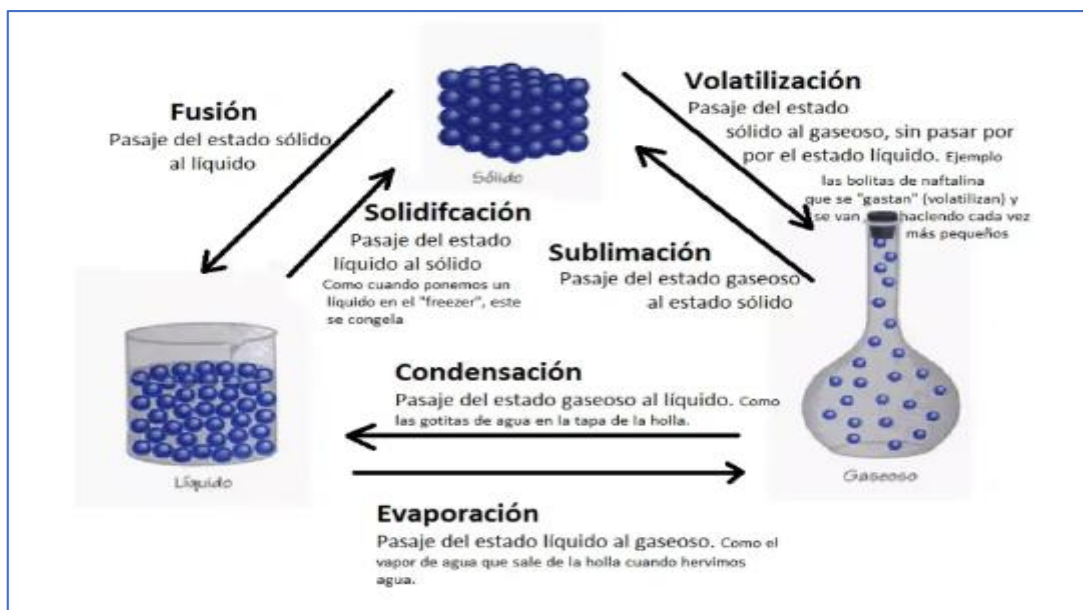


Figura 1. Estados de la materia

1.4 Clasificación de sustancias y mezclas

1.4.1 Sustancia

Una sustancia es una forma de materia que tiene composición definida (constante) y propiedades distintivas. Son ejemplos de ello el agua, amoníaco, azúcar de mesa (sacarosa), oro y oxígeno. Las sustancias difieren entre sí por su composición y se pueden identificar según su aspecto, color, sabor y otras propiedades.

1.4.2 Mezcla

Una mezcla es una combinación de dos o más sustancias en la que éstas conservan sus propiedades. Algunos ejemplos familiares de ello son el aire, las bebidas gaseosas, la leche y el cemento. Las mezclas no poseen composición constante. Por tanto, las muestras de aire obtenidas en distintas ciudades probablemente diferirán en su composición a causa de diferencias de altitud, contaminación atmosférica, etcétera.

Las mezclas pueden ser homogéneas o heterogéneas. cuando se disuelve una cucharada de azúcar en agua, se obtiene una mezcla homogénea, en la que la composición de la mezcla es uniforme. Sin embargo, al mezclar arena con virutas de hierro, tanto una como las otras se mantienen separadas. En tal caso, se habla de una mezcla heterogénea porque su composición no es uniforme. cualquier mezcla, sea homogénea o heterogénea, se puede formar y luego separar por medios físicos en sus componentes puros sin cambiar la identidad de tales componentes, por ejemplo, el azúcar se puede recuperar de una disolución acuosa al calentar esta última y evaporarla por completo.

1.5 Elementos y compuestos

Las sustancias pueden ser elementos o compuestos.

1.5.1 Elementos

Un elemento es una sustancia que no se puede separar en otras más sencillas por medios químicos. Hasta la fecha se han identificado 117 elementos. La mayoría de ellos se encuentran de manera natural en la Tierra. Los otros se han obtenido por medios científicos mediante procesos nucleares.

1.5.2 Compuestos

Los compuestos son sustancias compuestas de dos o más elementos, y por tanto, contienen dos o más clases de átomos. El agua, por ejemplo, es un compuesto constituido por dos elementos, hidrógeno y oxígeno.

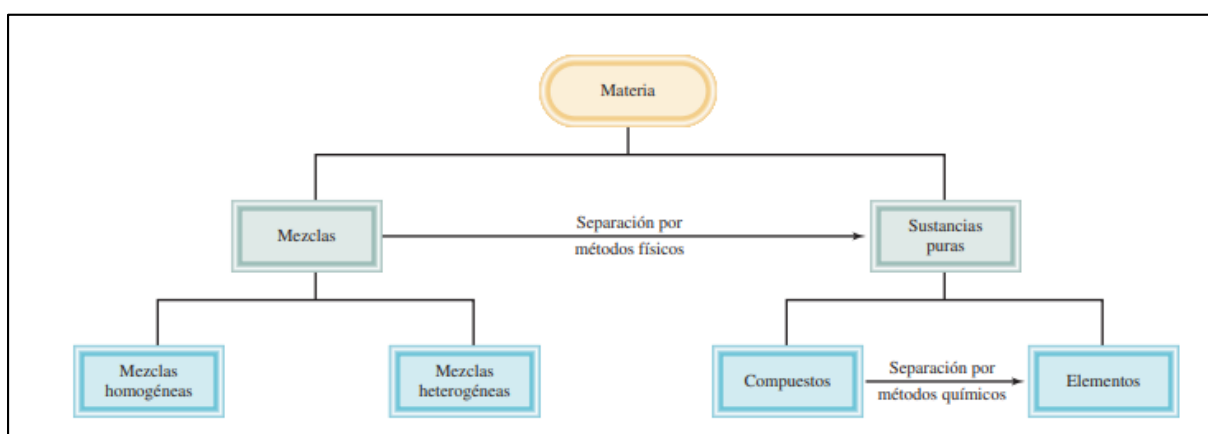


Figura 2. Conformación de la materia.

1.6 Unidades de medición

Muchas propiedades de la materia son cuantitativas; es decir, están asociadas a números. Cuando un número representa una cantidad medida, siempre debemos especificar las unidades de esa cantidad. Decir que la longitud de un lápiz es 17.5 no tiene sentido. Decir que mide 17.5 centímetros (cm) especifica correctamente la longitud. Las unidades que se emplean para mediciones científicas son las del sistema métrico. El sistema métrico, que se desarrolló inicialmente en Francia a fines del siglo XVIII, se emplea como sistema de medición en casi todos los países del mundo. Por ejemplo, Estados Unidos ha usado tradicionalmente el sistema inglés, aunque el empleo del sistema métrico se ha hecho más común en los últimos años. Por ejemplo, el contenido de casi todos los productos enlatados y bebidas gaseosas en las tiendas de abarrotes ya se da en unidades tanto métricas como inglesas.

1.6.1 Definición de medición

Medir una magnitud física es comparar cierta cantidad de esa magnitud con otra cantidad de la misma que previamente se ha escogido como unidad patrón. Por tanto, una unidad es una cantidad arbitraria que se ha escogido por convenio para comparar con ella cantidades de la misma magnitud.

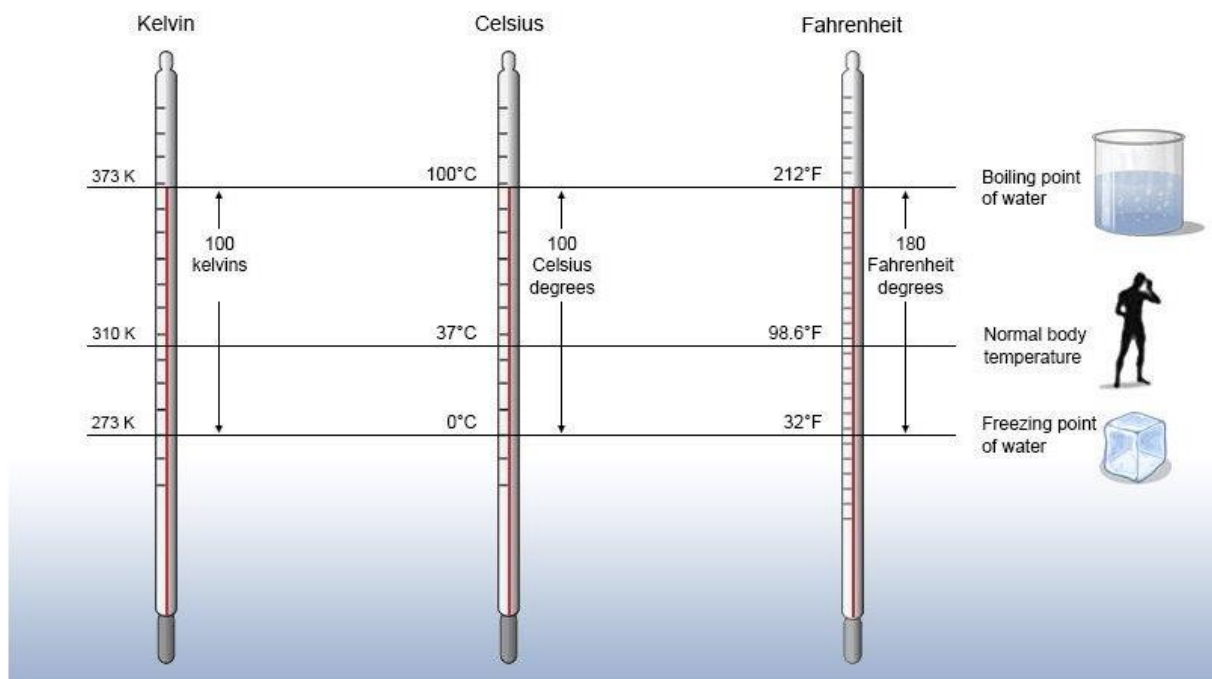
1.6.2 Unidades del sistema internacional (SI).

En 1960 se llegó a un acuerdo internacional que especificaba un grupo de unidades métricas para emplearse en las mediciones científicas. Estas unidades se denominan unidades SI, que es la abreviatura de *Système International d'Unités*. El sistema SI tiene siete unidades fundamentales de las cuales se derivan todas las demás.

MAGNITUDES BÁSICAS	UNIDADES DEL SISTEMA INTERNACIONAL	
	NOMBRE	SÍMBOLO
Longitud	metro	m
Masa	kilogramo	kg
Tiempo	segundo	s
Temperatura absoluta	kelvin	K
Intensidad de corriente	amperio	A
Intensidad luminosa	candela	cd
Cantidad de sustancia	mol	mol

1.6.2.1 Temperatura

La temperatura es una propiedad de la materia que representa el movimiento interno de las partículas que la constituyen. El instrumento utilizado para medirla es el termómetro.



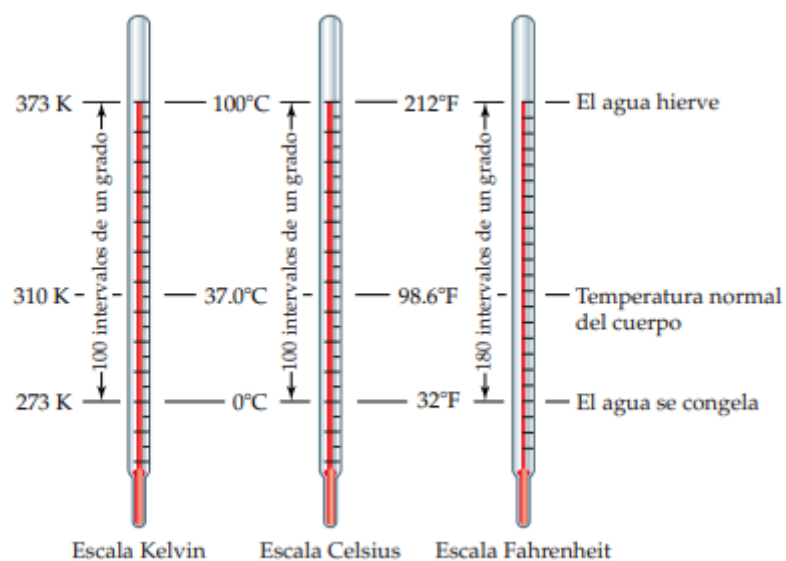


Tabla de conversión

Para convertir:	Usa esta ecuación
Celsius a Fahrenheit	$T(^{\circ}F) = \left[\frac{9}{5}T(^{\circ}C)\right] + 32$
Fahrenheit a Celsius	$T(^{\circ}C) = \frac{5}{9}[T(^{\circ}F) - 32]$
Celsius a Kelvin	$T(K) = T(^{\circ}C) + 273$
Kelvin a Celsius	$T(^{\circ}C) = T(K) - 273$
Fahrenheit a Kelvin	$T(K) = \left[\frac{5}{9}(T(^{\circ}F) - 32)\right] + 273$
Kelvin a Fahrenheit	$T(^{\circ}F) = \left[\frac{9}{5}(T(K) - 273)\right] + 32$

Unidad 2. Estructura atómica y propiedades periódicas

En el siglo V a.c., el filósofo griego Demócrito expresó la idea de que toda la materia estaba formada por muchas partículas pequeñas e indivisibles que llamó átomos (que significa indestructible o indivisible). A pesar de que la idea de Demócrito no fue aceptada por muchos de sus contemporáneos (entre ellos platón y Aristóteles), ésta se mantuvo. Las evidencias experimentales de algunas investigaciones científicas apoyaron el concepto del “atomismo”, lo que condujo, de manera gradual, a las definiciones modernas de elementos y compuestos (Brown et al., 2004). En 1808, el científico inglés, profesor John Dalton,¹ formuló una definición precisa de las unidades indivisibles con las que está formada la materia y que llamamos átomos. El trabajo de Dalton marcó el principio de la era de la química moderna. Las hipótesis sobre la naturaleza de la materia, en las que se basa la teoría atómica de Dalton, pueden resumirse como sigue:

1. Los elementos están formados por partículas extremadamente pequeñas llamadas átomos.
2. Todos los átomos de un mismo elemento son idénticos, tienen igual tamaño, masa y propiedades químicas. Los átomos de un elemento son diferentes a los átomos de todos los demás elementos.
3. Los compuestos están formados por átomos de más de un elemento. En cualquier compuesto, la relación del número de átomos entre dos de los elementos presentes siempre es un número entero o una fracción sencilla.
4. Una reacción química implica sólo la separación, combinación o reordenamiento de los átomos; nunca supone la creación o destrucción de los mismos

2.1 Estructura del átomo

Combase en la teoría atómica de Dalton, un átomo se define como la unidad básica de un elemento que puede intervenir en una combinación química.

2.1.1 Componentes básicos del átomo

Dalton describió a un átomo como una partícula extremadamente pequeña e indivisible. Sin embargo, una serie de investigaciones iniciadas alrededor de 1850, y que continuaron hasta el siglo XX, demostraron claramente que los átomos tienen una estructura interna, es decir, que están formados por partículas aún más pequeñas, llamadas partículas subatómicas. Estas investigaciones condujeron al descubrimiento de tres partículas: electrones, protones y neutrones.

Partícula	Símbolo	Carga		Masa	Ubicación
		Relativa	Electrostática	kg	
Electrón	e	1+	1.6020×10^{-19}	9.09×10^{-31}	Periferia
Protón	p	1-	1.6020×10^{-19}	1.672×10^{-27}	Núcleo
Neutrón	0	0	S/C	1.674×10^{-27}	Núcleo

2.1.2 Numero atómico y masa atómica

Todos los átomos se pueden identificar por el número de protones y neutrones que contienen.

El número atómico (Z), es el número de protones en el núcleo del átomo de un elemento. En un átomo neutro el número de protones es igual al número de electrones, de manera que el número atómico también indica el número de electrones presentes en un átomo. La identidad química de un átomo queda determinada por su número atómico. por ejemplo, el número atómico del flúor es 9. Esto significa que cada átomo de flúor tiene 9 protones y 9 electrones. O bien, visto de otra forma, cada átomo en el universo que contenga 9 protones se llamará de manera correcta “flúor”.

El número de masa (A), es el número total de neutrones y protones presentes en el núcleo de un átomo de un elemento. con excepción de la forma más común del hidrógeno, que tiene un protón y no tiene neutrones, todos los núcleos atómicos contienen tanto protones como neutrones. En general, el número de masa está dado por

$$\text{Numero de masa} = \text{Numero de protones} + \text{número de neutrones}$$

$$\text{Numero de masa} = \text{Numero atómico} + \text{número de neutrones}$$

El número de neutrones en un átomo es igual a la diferencia entre el número de masa y el número atómico ($A - Z$). por ejemplo, si el número de masa de un átomo específico de boro es 12 y su número atómico es 5 (que indica 5 protones en el núcleo), entonces el número de neutrones es $12 - 5 = 7$. Observe que las tres cantidades (número atómico, número de neutrones y número de masa) deben ser enteros positivos o números enteros.

Iones, Los átomos o grupos de átomos con carga eléctrica se llaman iones. Si se suministra suficiente energía a un átomo se pueden separar 1, ó 2, ó 3, electrones retenidos más débilmente quedando una partícula con tantas cargas positivas como electrones se separaron.

Ejemplo: El átomo de sodio tiene 11 protones, 11 electrones, y 12 neutrones ^{23}Na

Este átomo es capaz de perder un electrón (si se brinda energía suficiente) y, en consecuencia, la partícula resultante tendrá 10 electrones, 11 protones, 12 neutrones. Si traducimos esta información a cargas eléctricas, 11 protones representan 11 cargas positivas, 10 electrones son 10 cargas negativas, en consecuencia, el ion posee una carga neta positiva (11 positivas - 10 negativas) y en el caso que estamos considerando se representa así; Na^+ .

Los **iones positivos se llaman cationes**. El Na^+ es un catión monoatómico positivo y se denomina catión Sodio. Y los **iones de carga negativa se llaman aniones**.

2.2 Configuración electrónica

Las propiedades químicas de un átomo dependen casi exclusivamente de su estructura electrónica, o sea del número y de la forma de distribución de los electrones alrededor del núcleo.

El conocimiento de la estructura electrónica se obtuvo a partir de que Rutherford, aplicando radiactividad sostuvo que el átomo tiene un núcleo central con carga eléctrica, en cuyo alrededor giran los electrones. Más tarde, Heisenberg, enunció el principio de incertidumbre que llevó al concepto de orbital. La resolución de la ecuación de onda de Schrödinger introdujo los llamados números cuánticos que describen la ubicación y las propiedades de los electrones. En la actualidad, se considera el modelo mecánico cuántico para dar una explicación aceptable de la estructura y de la estabilidad de la materia. Puede hablarse de la probabilidad de encontrar a un determinado electrón en un cierto lugar alrededor del núcleo atómico.

La zona del espacio donde es máxima la probabilidad de encontrar un electrón se denomina orbital. Existen diferentes formas de orbitales atómicos:

- Orbitales s: esféricos.
- Orbitales p: bilobulados.
- Orbitales d: tetralobulados (generalmente).
- Orbitales f: forma más exótica, añade un plano nodal al de las formas de los orbitales d.

Los orbitales “p” pueden tener distinta orientación en el espacio, distinguiéndose por la notación p_x , p_y , p_z . Los orbitales “d” y “f” también tienen distintas orientaciones en el espacio como se puede observar en la figura.

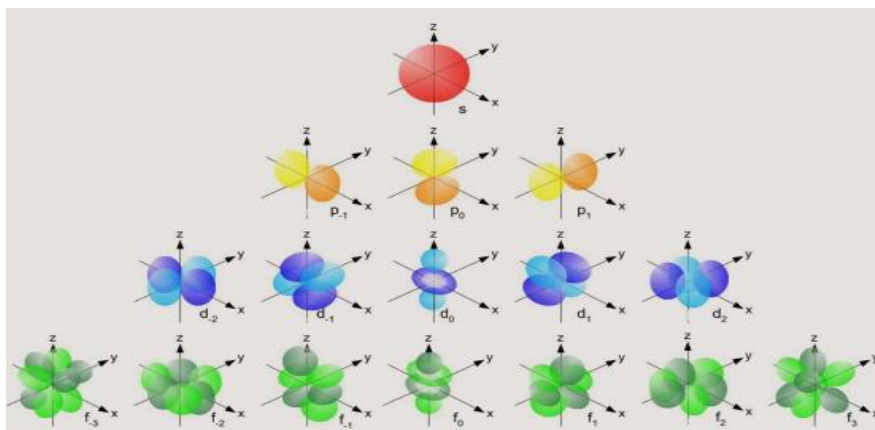


Figura. Formas y orientación en el espacio de los orbitales s, p, d y f.

En la siguiente figura se ordenan los diferentes orbitales atómicos según su energía relativa creciente:

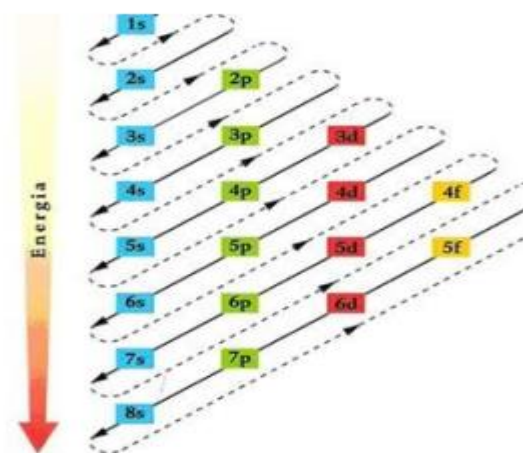


Figura. Energía relativa creciente de orbitales atómicos

2.3 La tabla periódica

Más de la mitad de los elementos que se conocen en la actualidad se descubrieron entre 1800 y 1900. Durante este periodo los químicos observaron que muchos elementos mostraban grandes semejanzas entre ellos. El reconocimiento de las regularidades periódicas en las propiedades físicas y en el comportamiento químico, así como la necesidad de organizar la gran cantidad de información disponible sobre la estructura y propiedades de las sustancias elementales, condujeron al desarrollo de la tabla periódica, una tabla en la que se encuentran agrupados los elementos que tienen propiedades químicas y físicas semejantes.

Tabla Periódica de los Elementos Químicos

2.3.1 Organización

Si disponemos los elementos en orden de número atómico creciente, vemos que sus propiedades químicas y físicas exhiben un patrón repetitivo, o periódico. Por ejemplo, cada uno de los metales blandos y reactivos litio, sodio y potasio siguen inmediatamente después de los gases no reactivos helio, neón y argón.

Número atómico	1	2	3	4	...	9	10	11	12	...	17	18	19	20	...
Símbolo	H	He	Li	Be	...	F	Ne	Na	Mg	...	Cl	Ar	K	Ca	...
			Metal blando reactivo				Gas inerte	Metal blando reactivo				Gas inerte	Metal blando reactivo		

2.3.2 Grupos y periodos

Las columnas de la tabla periódica se conocen como grupo. La designación de los grupos es un tanto arbitraria, y se usan comúnmente tres esquemas distintos de designación; dos de ellos se muestran en la figura. El conjunto superior de rótulos, que tienen designaciones A y B, se utiliza ampliamente en Estados Unidos. Es común usar números romanos en lugar de arábigos en este esquema. Por ejemplo, el grupo 7A también suele designarse VIIA. Los europeos utilizan una convención similar que numera las columnas de la 1A a la 8A y luego de la 1B a la 8B, asignando así el rótulo 7B (o VIIB) en lugar de 7A al grupo encabezado por el flúor (F). En un esfuerzo por eliminar esta confusión, la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC, por sus siglas en inglés) ha propuesto

[illegible]

Unidad 3. Enlaces químicos y estructuras moleculares

La mayoría de los elementos de la tabla periódica se combinan para formar compuestos. Los compuestos resultan de la interacción entre dos o más elementos, a la que llamamos enlaces químicos. Dichas interacciones ocurren entre los electrones de la capa más externa (electrones de valencia). Es por eso que decimos que los electrones de valencia, son los responsables del comportamiento químico de los elementos. Estos enlaces constituyen las fuerzas que mantiene unidos a los átomos o iones para formar las moléculas.

3.1 Tipos de enlaces químicos

Los tipos de enlaces químicos son responsables de las propiedades físicas y químicas de los compuestos. Existen distintos tipos de enlaces: iónico, covalente y metálico.

3.1.1 Enlace iónico

El enlace iónico es característico de la unión entre metales y no metales cuya diferencia de electronegatividad supera el valor de 1,7. De esta manera, se pueden transferir uno o más electrones de un átomo a otro. En los enlaces iónicos, los electrones de valencia de un metal se transfieren a un no metal.

El átomo que recibe electrones se transforma en un anión, y el que pierde electrones en un catión. Estos iones con carga opuesta se atraen eléctricamente estableciendo un enlace iónico (atracción electrostática).

3.1.2 Enlace covalente

Se da entre dos o más átomos de un mismo o de diferentes no metales. En cualquiera de estas situaciones los átomos tienden a atraer electrones y como lo hacen con fuerza similar (electronegatividad similar) comparten pares de electrones en la región comprendida entre sus núcleos. Estos pares compartidos atraen ambos núcleos y los mantienen unidos por medio de un enlace covalente.

Con respecto a los enlaces múltiples dobles y triples, es conveniente tener presente que son poco frecuentes; para la mayoría de los elementos por lo menos uno de los átomos participantes en un enlace múltiple es casi siempre carbono, nitrógeno u oxígeno y en la mayoría de los casos los dos átomos del enlace múltiple pertenecen a ese trío.

Se acostumbra denominar enlace covalente coordinado o enlace dativo a aquel en el cual dos átomos comparten un par de electrones que proviene de uno solo de ellos. En la realidad no hay manera de distinguir un enlace covalente coordinado de cualquier otro enlace covalente. La distinción se hace solamente cuando se tratan de ajustar los pares electrónicos alrededor de cada átomo.

3.1.3 Enlace metálico

Se establece entre átomos de metales, es decir, de elementos de baja electronegatividad. Los electrones externos son poco atraídos por los núcleos atómicos por lo cual permanecen relativamente libres entre la red de cationes metálicos. Entonces, los electrones que participan en la unión no pertenecen a ningún átomo en particular sino a toda la estructura cristalina que es muy compacta.

Ese tipo de estructura explica las propiedades características de los metales. Su elevada conductividad eléctrica, se debe a que los electrones pueden moverse fácilmente a través del metal.

Su elevada conductividad térmica, es debido a que en las zonas donde la temperatura es alta los electrones poseen elevada energía cinética (energía asociada al movimiento).

3.2 Reacciones de oxidación y reducción

Las reacciones de óxido – reducción ocurren en forma simultánea, no puede existir oxidación sin reducción ya que los electrones que pierde la especie que se oxida los gana la especie que se reduce.

La oxidación, es un cambio químico que implica un aumento en el número de oxidación de un átomo o grupo de átomos que se debe a una pérdida de electrones. La especie que se oxida provoca la reducción de otra especie, **por lo tanto, es agente reductor**.

La reducción es un cambio químico que implica una disminución en el número de oxidación de un átomo o grupo de átomos que se debe a una ganancia de electrones. La especie que se reduce provoca la oxidación de otra, **por lo tanto, es agente oxidante**.

3.2.1 Número de oxidación

Es el número de electrones que ponen en juego (gana, pierde o comparte) un átomo o grupo de átomos al enlazarse con otro.

Ejemplo:



En este caso el yodo pasa de número de oxidación 1- a número de oxidación 0, con pérdida de 1 electrón, por lo tanto, se oxida, hay un aumento en el número de oxidación

3.2.2 Relevancia en biología

Es el campo de estudio de la estructura, función, composición y relaciones de las moléculas celulares en los seres vivos. La biología molecular se enfoca en estudiar los ácidos nucleicos y sus proteínas, que son esenciales para el funcionamiento de las células.

Unidad 4. Estequiometria y reacción química

4.1 Concepto de estequiometria

El cálculo de las cantidades de reactivos y productos involucrados en un proceso químico determinado se denomina estequiometría. Este término es la combinación de dos palabras griegas: στοιχειον, stoicheion, “elemento” y μετρον, métrón, “medida”.

La ESTEQUIOMETRÍA. Es la parte de la química que estudia las relaciones cuantitativas entre las sustancias que intervienen en una reacción química (reactivos y productos). Estas relaciones pueden ser:

- mol-mol
- mol-gramos
- gramos-gramos
- mol-volumen
- volumen-gramos
- volumen-volumen

Recordando que una fórmula molecular puede ser imaginada como representando a una molécula o a un mol de moléculas (entre infinitas posibilidades), podremos llegar a la misma posibilidad para una ecuación química, es decir, la posibilidad de una interpretación molecular (pensando en las fórmulas como si fueran moléculas) o de una interpretación molar (pensando en las fórmulas como si fuesen un mol de moléculas).

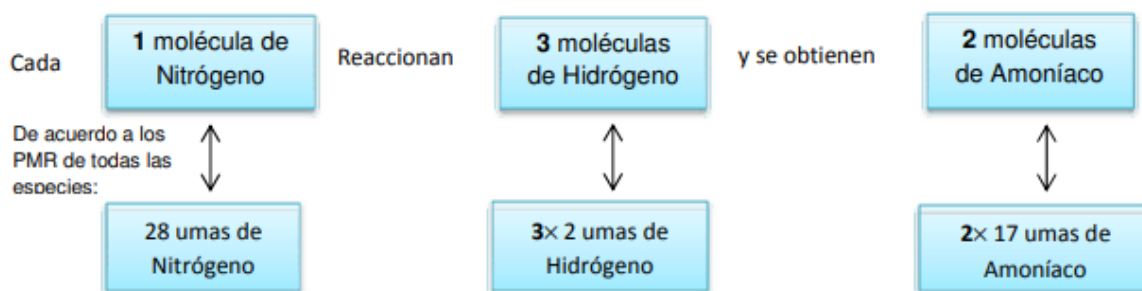
Los coeficientes estequiométricos de la ecuación química balanceada nos indican la proporción en que reaccionan los reactivos para dar productos en términos de moléculas o moles. Usaremos ambas interpretaciones en la resolución de problemas.

4.2 Cálculos estequiométricos

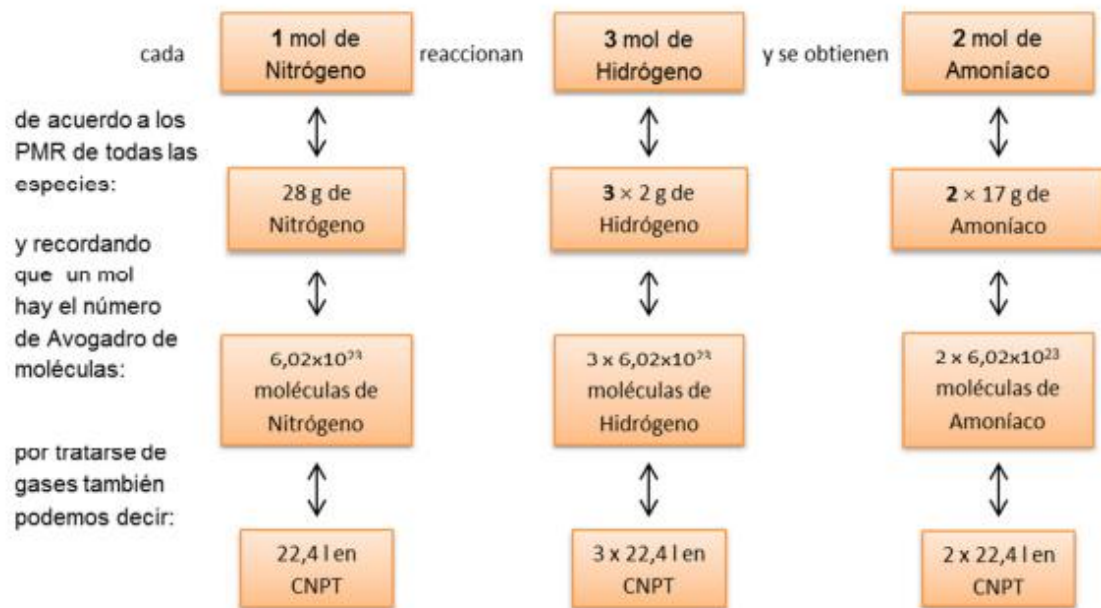
Tomaremos un ejemplo que es importante en la industria por el uso del producto (NH_3) como fertilizante; el proceso puede representarse:



La INTERPRETACIÓN MOLECULAR:



Por otro lado, la INTERPRETACIÓN MOLAR.



Ambas interpretaciones son autoconsistentes y permiten resolver cualquier problema que involucre una ecuación química. Ambas interpretaciones están relacionadas entre sí por el número de Avogadro. Como mencionamos anteriormente la ecuación nos indica sólo la proporción en que reaccionarán los reactivos para dar productos.

La cantidad que vaya a reaccionar dependerá por ejemplo de que estemos haciendo la reacción en un reactor de laboratorio con unos pocos gramos de reactivos o en un reactor industrial donde se introducirán varios kilos de cada reactivo, sin embargo, la proporción en que reaccionarán el H₂ y el N₂ será en ambos casos la establecida por la ecuación química balanceada.

Unidad 5. Química de soluciones

El cuerpo humano está constituido por más de un 70% de agua en estado líquido. En nuestro organismo, el agua no se encuentra como sustancia pura, sino que constituye el solvente de una variedad de sales, azúcares, gases y metabolitos fundamentales para la vida. La presencia y concentración de estas sustancias solutos determinan muchas de las características de los organismos y sus células y resultan esenciales para el desarrollo de fenómenos biológicos.

A nivel intracelular, es decir, al interior de cada célula de nuestro organismo, gran parte de su volumen se encuentra ocupado por solución acuosa. El citoplasma es un compartimento celular de gran tamaño y aspecto granuloso. Se compone del citosol, una solución acuosa compleja y altamente concentrada, que disuelve una gran variedad de metabolitos celulares, macromoléculas, iones inorgánicos y enzimas; y de una fracción de componentes insolubles, llamados orgánulos celulares, como las mitocondrias y los ribosomas, que se encuentran dispersados o suspendidos en el citosol, aunque no solubilizados. El citoplasma se define entonces como una suspensión coloidal, cuya función biológica es permitir el movimiento coordinado de los orgánulos celulares y la difusión de moléculas disueltas, tanto nutrientes como productos del metabolismo celular y sustancias residuales.

Los glóbulos rojos o eritrocitos son las células sanguíneas responsables del transporte de los gases respiratorios oxígeno y dióxido de carbono a través de la circulación. Estas células carecen de núcleo, por lo que todo su interior se encuentra ocupado por el citoplasma. El tamaño de un eritrocito cambia de forma inmediata al producirse variaciones en la relación entre la concentración de solutos en su interior y la concentración de solutos en el medio que lo rodea.

5.1 Definición

Una solución es una mezcla homogénea cuyos componentes, llamados soluto y solvente, no pueden ser separados por métodos mecánicos simples (filtración, decantación y centrifugación). Las soluciones verdaderas constan de un solvente y uno o varios solutos cuyas proporciones varían de una solución a otra.

$$\text{SOLUCIÓN} = \text{SOLVENTE} + \text{SOLUTO}$$

Por definición el solvente es la especie que se encuentra en mayor proporción y el soluto es la especie en menor proporción. En las soluciones pueden darse diferentes combinaciones en las que sólidos, líquidos o gases actúen como solutos o como solventes. La clase más común es aquella en la que el solvente es un líquido; por ejemplo, el agua de mar es una solución acuosa de muchas sales y algunos gases.

Las sustancias puras son aquellas cuya identidad está bien definida y es única y constante en toda la porción de materia estudiada. Cuando una sustancia no es pura, estamos en presencia de una mezcla de sustancias. Mientras que las sustancias puras tienen una composición fija, la composición de una mezcla puede variar. Por ejemplo, una taza de leche chocolatada puede tener mayor o menor cantidad de cacao en polvo. La leche y el cacao son las sustancias componentes de esa mezcla. Una mezcla conserva su identidad, es decir, tiene un conjunto de propiedades físicas propias, que pueden ser diferentes de las propiedades de las sustancias componentes.

Podemos pensar en el color y el aroma de la leche chocolatada, que son propios de la mezcla, y distintos de los aromas y colores de la leche y el cacao en polvo. A su vez, mezclas constituidas por las mismas sustancias componentes, pero en distintas proporciones, tendrán propiedades diferentes. Continuando con el ejemplo, puede observarse la intensificación del color de una leche chocolatada cuando se agrega mayor cantidad de cacao en polvo a la mezcla; es decir, al variar la composición de la mezcla cambió su color.

5.2 Propiedades de las soluciones

Las propiedades de la materia se clasifican de acuerdo a su dependencia de la masa en propiedades extensivas, aquellas que dependen de la cantidad de materia del sistema, y propiedades intensivas, aquellas independientes de la cantidad de materia y que permiten identificar a una sustancia pura. En el caso de una solución, que no es una sustancia pura, sus propiedades intensivas nos permiten caracterizar a la mezcla. En este apartado profundizaremos el estudio de dos propiedades intensivas de las soluciones, fundamentales para el trabajo en el laboratorio y en la industria, la concentración y la densidad.

La densidad de una sustancia pura o mezcla se define como la relación entre la masa de una porción de ese sistema y el volumen que ocupa dicha porción, y se simboliza con la letra griega ρ (rho). De esta definición es posible inferir que la densidad de una cierta solución puede determinarse experimentalmente midiendo, con la precisión adecuada, la masa de un volumen de esta solución y calculando:

$$\rho = \frac{\text{masa de la solución}}{\text{volumen de la solución}}$$

La densidad es entonces una magnitud compuesta, cuyas unidades más comúnmente utilizadas son, **kg/m³**, **g/cm³** y **g/mL**. Recordemos que la densidad depende de la temperatura del sistema, ya que, si bien la masa no varía con esta, el volumen, en mayor o menor medida, cambia con la temperatura. En el caso de las mezclas, la densidad también depende de las proporciones de sus componentes: dos soluciones formadas por idénticos componentes combinados en diferentes proporciones, tendrán diferentes densidades.

La proporción en la que se combinan los componentes de una solución se expresa a través de su concentración. Esta propiedad se define como la cantidad de soluto disuelta en una cierta cantidad de solvente o de solución:

$$\text{Concentración} = \frac{\text{cantidad de soluto}}{\text{cantidad de solvente o de solución}}$$

Las unidades de concentración pueden clasificarse en unidades físicas y unidades químicas. Las unidades denominadas físicas, no incorporan ningún concepto químico; si quisiéramos preparar una solución de una determinada concentración en estas unidades no necesitaríamos conocer la naturaleza química de sus componentes. A continuación, definiremos algunas unidades físicas de uso común, entre paréntesis indicaremos cómo se simbolizan:

- **Porcentaje peso en peso (% p/p):** gramos (g) de soluto disueltos en 100 gramos (g) de solución.
- **Porcentaje peso en volumen (% p/v):** gramos (g) de soluto disueltos en 100 mililitros (mL) de solución.
- **Porcentaje volumen en volumen (% v/v):** mililitros (mL) de soluto disueltos en 100 mililitros (mL) de solución.
- **Gramos por litro (g/L):** gramos (g) de soluto disueltos en 1 litro (L) de solución.

En cuanto a las unidades de concentración denominadas químicas, es requisito conocer la naturaleza del soluto y, en algunas de ellas también la del solvente, cuando necesitamos utilizar su masa molecular. A continuación, definiremos este tipo de unidades de concentración:

- **Molaridad (M):** moles de soluto disueltos en 1000 mL (1 L) de solución.
- **Normalidad (N):** equivalentes de soluto disueltos en 1000 mL (1 L) de solución.
- **Molalidad (m):** moles de soluto disueltos en 1000 g (1 kg) de solvente.

Fracción molar (xi): cociente entre los moles de un componente (i) y el total de moles de la solución (que es la suma de los moles de soluto/s y de solvente). Si tenemos una solución compuesta por un único soluto y el solvente:

$$\begin{aligned} \text{Fracción molar de soluto} = x_{\text{soluto}} &= \frac{\text{moles}_{\text{soluto}}}{\text{moles}_{\text{soluto}} + \text{moles}_{\text{solvente}}} \\ \text{Fracción molar de solvente} = x_{\text{solvente}} &= \frac{\text{moles}_{\text{solvente}}}{\text{moles}_{\text{soluto}} + \text{moles}_{\text{solvente}}} \end{aligned}$$

Como es de esperar, por tratarse de una fracción, $0 \leq x_i \leq 1$, indicando $x_i = 0$ la ausencia del componente i , y $x_i = 1$ la presencia única de este componente. Asimismo, la suma de las fracciones molares de todos los componentes de la solución será igual a 1 ($x_{\text{solute}} + x_{\text{solvent}} = 1$).

$$x_{\text{solute}} + x_{\text{solvent}} = \frac{\text{moles}_{\text{solute}}}{\text{moles}_{\text{solute}} + \text{moles}_{\text{solvent}}} + \frac{\text{moles}_{\text{solvent}}}{\text{moles}_{\text{solute}} + \text{moles}_{\text{solvent}}} = 1$$

5.3 Preparación y dilución de soluciones

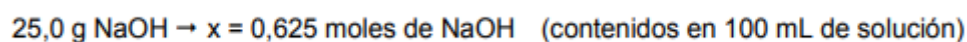
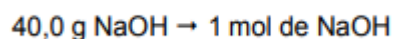
Durante el trabajo en el laboratorio se utilizan soluciones acuosas de distinta naturaleza, origen comercial y concentración, de acuerdo con sus objetivos de uso. Por este motivo, resulta fundamental poder convertir unidades de concentración que nos permitan comparar soluciones, obtener unas a partir de otras existentes y realizar todo tipo de cálculos que se requieren en la práctica. A continuación, discutiremos la resolución de algunos ejercicios típicos de conversión de unidades de concentración de soluciones.

Ejemplos:

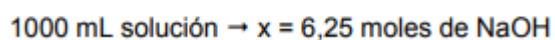
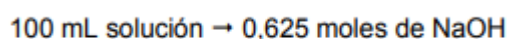
Ejercicio 1. ¿Cuál es la molaridad de una solución acuosa 25,0% p/v de NaOH?

Resolución:

Esta unidad de concentración indica que la solución con la que se cuenta contiene 25,0 g del soluto NaOH en 100 ml de solución. Se puede considerar entonces una porción de 100 ml y calcular cuántos moles de soluto están contenidos en dicho volumen. Para ello, se debe utilizar el dato de masa molar del NaOH (MMR = 40,0):



Como la molaridad se define por litro de solución (1000 ml), debemos realizar el cálculo pertinente para averiguar cuántos moles de soluto están contenidos en dicho volumen:



La solución de NaOH es 6,25 M

Nota: Es importante resaltar que, para realizar la conversión de unidades requerida en el ejercicio 1, fue necesario conocer, además de las concentraciones desde la que se partía y a la que se deseaba llegar, la identidad del soluto y su masa molar, ya que la molaridad es una unidad de concentración química. En otros casos, es necesario como dato adicional la densidad de la solución.

Ejercicio 2. ¿Cuál es la molalidad (m) de una solución 6,250 M de NaOH, cuya densidad es 1,270 g/ml?

Resolución

Ambas unidades de concentración se expresan en moles de **soluto**. Sin embargo, la concentración molar se refiere a los moles de soluto disueltos en 1000 ml de **solución**, mientras que la molalidad son los moles disueltos en 1000 g de **solvente**. En principio, es posible calcular la masa de una porción de 1000 ml de solución 6,250 M de NaOH a través del dato de su densidad, 1,270 g/ml:

$$\begin{aligned} 1 \text{ mL de solución} &\rightarrow 1,270 \text{ g de solución} \\ 1000 \text{ mL de solución} &\rightarrow x = 1270 \text{ g de solución (contiene 6,250 moles de NaOH)} \end{aligned}$$

Teniendo en cuenta que la masa de la **solución** es igual a la suma de la masa del **solvente** y la masa del soluto, es posible averiguar la masa de solvente contenida en 1270 g de solución, calculando previamente la masa de **soluto** correspondiente a los moles presentes en dicha masa de solución:

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol de NaOH} &\rightarrow 40,00 \text{ g de NaOH} \\ 6,250 \text{ moles de NaOH} &\rightarrow x = 250,0 \text{ g de NaOH (contenidos en 1270 g de solución)} \\ \text{Masa de solvente} &= \text{masa de solución} - \text{masa de soluto} = 1270 \text{ g} - 250,0 \text{ g} = 1020 \text{ g} \end{aligned}$$

Es decir, 1020 g de solvente contienen 6,250 moles de NaOH (250,0 g). Para averiguar su molalidad, se debe referir a una masa final de 1000 g de solvente:

$$\begin{aligned} 1020 \text{ g de solvente} &\rightarrow 6,250 \text{ moles de NaOH} \\ 1000 \text{ g de solvente} &\rightarrow x = 6,127 \text{ moles de NaOH} \quad \text{La solución de NaOH es 6,127 m} \end{aligned}$$

Las soluciones que se emplean comúnmente en el laboratorio suelen comprarse o prepararse en forma concentrada y se conocen como soluciones stock (solución concentrada). Por ejemplo, el ácido clorhídrico se adquiere como solución concentrada 12 M y el ácido fosfórico como solución 99,0% p/v. A partir de las soluciones stock se pueden

obtener soluciones de menor concentración agregando solvente. Este proceso, que permite obtener las llamadas soluciones de trabajo (solución diluida), se denomina dilución.



Figura 7.1. Soluciones de Cu_2SO_4 , stock (izquierda) y diluida (derecha). Extracto del video-capítulo del Manual Digital de Laboratorio CEAEQ, publicado en <https://www.youtube.com/watch?v=jVv4RZQ97Iq&t=12s>

Cuando se adiciona solvente a una solución, la cantidad de soluto no cambia, únicamente se aumenta la cantidad de solvente y por lo tanto, disminuye su concentración. Esto es tangible al observar el resultado de diluir soluciones de compuestos coloreados, como el CuSO_4 (Figura 7.1). Tener esta consideración presente facilita calcular la cantidad de solución stock que se requiere para producir una cierta cantidad de solución diluida de la concentración necesaria. Puesto que se conoce tanto el volumen como la concentración de la solución diluida que se desea preparar, es posible calcular los moles de soluto que posee. Estos moles de soluto deberán estar contenidos en el volumen de solución stock que se debe tomar para preparar la solución diluida.

Ejercicio 3. Se requiere preparar 150,0 ml de una solución 0,300 M de HCl a partir de una solución comercial 12,0 M ¿qué volumen de la solución de partida se necesitará?

Resolución

Inicialmente, se calcula el número de moles de soluto necesarios para preparar la solución diluida:

1000 mL solución diluida $\rightarrow$ 0,300 moles de HCl

150,0 mL solución diluida $\rightarrow x = 0,0450$ moles de HCl (se tomar de la solución 12,0 M)

A continuación, considerando la concentración de la solución inicial, debemos calcular en qué volumen estarán contenidos los 0,0450 moles de HCl:

12,0 moles de HCl → 1000 mL de solución concentrada

0,0450 moles de HCl → x = 3,75 mL de solución concentrada

Se utilizarán 3,75 mL de solución concentrada para preparar la solución diluida.

Entonces, para preparar 150,0 ml de la solución 0,300 M, se deberán tomar 3,75 ml de solución 12 M de HCl y agregar agua hasta completar los 150,0 ml.

Existe un modo más conciso de expresar los cálculos que hemos desarrollado en este apartado y que se fundamenta, del mismo modo, en la conservación de la cantidad de soluto antes y después de la dilución. Recordemos que la cantidad de soluto (masa, moles, equivalentes) antes de la dilución es la misma que después de efectuada la dilución. Si denominamos 1 a la solución concentrada de partida y 2 a la solución diluida que queremos preparar; C1 será la concentración (M, N, g/L, etc.) de la solución concentrada y V1 el volumen necesario de esta solución para preparar la diluida. Del mismo modo, C2 y V2 corresponden a la concentración y el volumen de la solución diluida que se quiere obtener.

Cantidad de soluto en la solución concentrada = cantidad de soluto en la solución diluida.

$$C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2$$

A partir de la ecuación, es posible despejar el volumen de la solución concentrada que se requiere. El volumen restante de solución diluida se completa con solvente (diluyente). Es importante mencionar que, en la ecuación, ambas concentraciones (C1 y C2) y ambos volúmenes (V1 y V2) deben expresarse en las mismas unidades.

Otro modo de preparar soluciones en el laboratorio es a partir de solutos sólidos, que se pesan en una balanza y luego se disuelven con el volumen de agua necesario. En este caso, es importante considerar la pureza del reactivo sólido cuando se determina la masa necesaria del mismo para preparar la solución.

5.4 Determinación de la concentración de una solución: método de titulación.

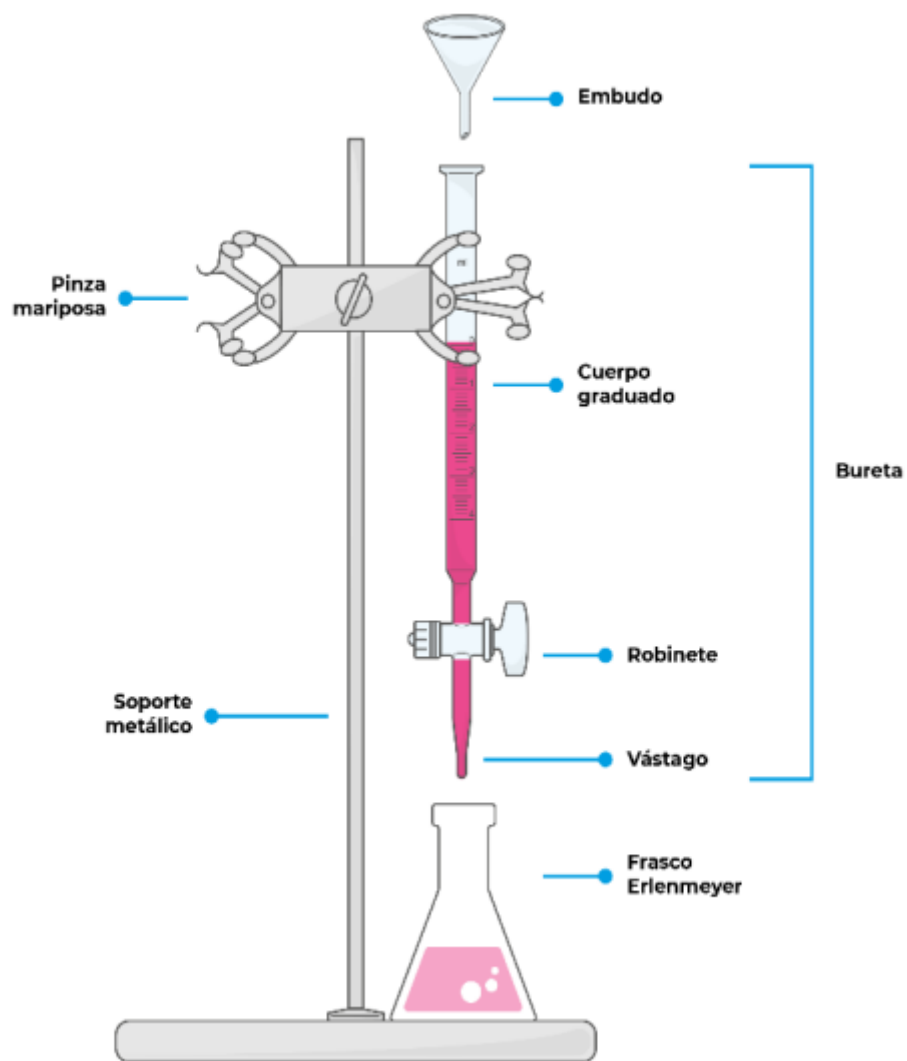
En ocasiones se cuenta con muestras ambientales, médicas, de preparaciones en el laboratorio o de otros orígenes que son soluciones acuosas cuya concentración se desconoce y se requiere determinar. Uno de los métodos analíticos clásicos para

cuantificar la cantidad de un soluto presente en un cierto volumen de la solución se denomina titulación o valoración. Debido a que las medidas de volumen desempeñan un papel fundamental en las titulaciones, se les conoce también como análisis volumétrico, y al conjunto de estas técnicas se las denomina volumetrías.

Tales técnicas se basan en la utilización de una solución de concentración conocida con suficiente grado de precisión, denominada titulante, que se agrega de forma cuantitativa a un cierto volumen de la solución de concentración desconocida o solución problema, medido previamente con precisión. El titulante reacciona con el soluto presente en la solución problema, denominado analito, bajo una estequiometría conocida. La reacción de titulación se diseña de forma tal que su punto final sea fácilmente visualizable en las condiciones de trabajo del laboratorio y coincida o se acerque lo máximo posible al punto de equivalencia.

El punto de equivalencia es el momento de la titulación en el que se ha adicionado la cantidad de titulante necesaria para reaccionar estequiométricamente con el analito, sin que exista exceso de alguno de ellos en la mezcla final. En el punto de equivalencia, los equivalentes de titulante son iguales a los de analito. En el punto final, definido experimentalmente de acuerdo con la reacción de titulación, ocurrirá un cambio en las propiedades de la mezcla resultante (en su color, su potencial eléctrico, su conductividad, en la formación de un precipitado u otro) que indicará que es momento de detener el agregado de titulante. De este modo, podemos concluir que el punto de equivalencia es un valor teórico y el punto final una cantidad experimental. De ahí, la importancia de la elección de una visualización del punto final adecuada, esto es, cuya visualización sea lo más indicativa posible del punto de equivalencia.

Para realizar este análisis se requiere un equipo como el que se muestra en la figura 7.2, que consta de un soporte metálico con una pinza de mariposa adosada, un embudo pequeño, una bureta y un frasco Erlenmeyer. El elemento volumétrico calibrado de este conjunto es la bureta, en la que se pueden distinguir un cuerpo graduado (generalmente hasta la décima de mm), un robinete o llave y un vástago. La bureta es un instrumento de descarga, por lo que su graduación se encuentra invertida respecto de la graduación de otros elementos volumétricos, como la pipeta o la probeta, con el cero de la escala (0,00 ml) en la parte superior



Unidad 6. Ácidos, bases y equilibrio químico

6.1 Concepto de ácidos y bases

Desde la antigüedad se conocen numerosas sustancias de gran interés y que hoy denominamos ácidos y bases. Su presencia en nuestra vida diaria es continua y, en muchas facetas, de vital importancia, no solo porque son la base de muchos medicamentos, sino porque muchos procesos bioquímicos o la supervivencia de un determinado ecosistema dependen de la acidez del medio en el que se encuentran.

Las primeras definiciones de ácidos y de bases estaban basadas en propiedades sensoriales, los ácidos tienen sabor agrio y las bases sabor a lejía y tacto jabonoso, y en los cambios de color que producían en algunos pigmentos vegetales.

Desde fines del siglo XVII se pretendió relacionar las propiedades de los ácidos y de las bases con su composición química. Al observar que los ácidos se producían cuando el agua reaccionaba con los óxidos obtenidos al quemar no metales en atmósfera de oxígeno, Lavoisier dedujo que las propiedades características de los ácidos se debían a la presencia de oxígeno en sus moléculas. (La palabra oxígeno procede de las raíces griegas oxýs, ácido, y genos, generación).

- **Un ácido**, es una sustancia que en disolución acuosa se disocia en sus iones, liberando H^+ .
- **Una base**, es una sustancia que en disolución acuosa se disocia en sus iones, liberando iones OH^- .

6.1.1 Teoría de Arrhenius

El primer modelo ácido-base utilizable cuantitativamente data del período 1880-1890, cuando el científico sueco Svante Arrhenius desarrolló su teoría de la disociación electrolítica. Según dicha teoría, hay sustancias, llamadas electrolitos, que manifiestan sus propiedades químicas y su conductividad eléctrica en disolución acuosa.

La teoría de Arrhenius, a pesar de los éxitos obtenidos, presenta una serie de limitaciones:

1. Según la teoría de Arrhenius, los conceptos de ácido y base dependen de la presencia de agua como disolvente. En realidad, se conocen abundantes sustancias que se comportan como ácidos o como bases en ausencia de agua.
2. Hay sustancias que tienen carácter ácido a pesar de no poseer hidrógeno en su molécula, como sucede con los óxidos ácidos (CO_2 , SO_3 ...). Muchas sustancias tienen carácter básico sin contener iones OH^- , como amoníaco, NH_3 , o ciertas sales, como Na_2CO_3 y $NaHCO_3$.
3. El ion H^+ , debido a la carga que posee y a su pequeño tamaño, crea un intenso campo eléctrico que atrae a las moléculas polares de agua. Por tanto, los iones H^+ en presencia de agua se hidratan, es

decir, se rodean de una o varias moléculas de agua, formando iones hidronio (u oxonio), H_3O^+ .

6.1.1 Teoría de Brönsted-Lowry.

En 1923, siguiendo líneas de trabajo diferentes, dos científicos, el danés Brönsted y el inglés Lowry, propusieron una definición más amplia que la de Arrhenius sobre la naturaleza de los ácidos y de las bases. Según esta teoría:

- **Ácido**, es toda especie química, molecular o iónica, capaz de ceder un ion H^+ , es decir un protón, a otra sustancia.
- **Base**, es toda especie química, molecular o iónica, capaz de aceptar un ion H^+ , es decir un protón, de otra sustancia.

Con estas dos definiciones, Brönsted-Lowry señalaron que las reacciones ácido-base se pueden considerar como reacciones de transferencia de protones entre ambas sustancias. Los conceptos de ácido y base son complementarios. El ácido sólo actúa como dador de protones en presencia de alguna sustancia capaz de aceptarlos, es decir, la base. A su vez, la base sólo puede aceptar algún protón si reacciona con un ácido que se lo transfiera. De esta manera el ácido clorhídrico, un ácido según Arrhenius, también puede definirse como ácido Brönsted-Lowry, debido a que es capaz de transferir un protón al agua, que actuaría como base al aceptarlo.

6.2 Escala de pH y su medición

En las disoluciones acuosas, las concentraciones de los iones hidronio, H_3O^+ , e iones hidróxido, OH^- , están relacionadas a través del producto iónico del agua, por lo que, conocida la concentración de uno de ellos, podemos determinar inmediatamente la concentración del otro. Normalmente se suele utilizar la concentración de iones hidronio. Pero ocurre que, en general, los valores de estas concentraciones son pequeños y muy variados, por lo que es conveniente introducir una escala más sencilla para conocer la acidez (o basicidad) de un medio sin tener que manejar continuamente potencias negativas de diez. Por esto, el químico danés S.P. Sørensen introdujo en 1909 el concepto de pH, definiéndolo como el logaritmo decimal de la concentración de iones H_3O^+ cambiado de signo. Es decir:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

Análogamente se puede definir: $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$. Teniendo en cuenta la expresión del producto iónico del agua y su valor a 25°C, para esta temperatura se tiene:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

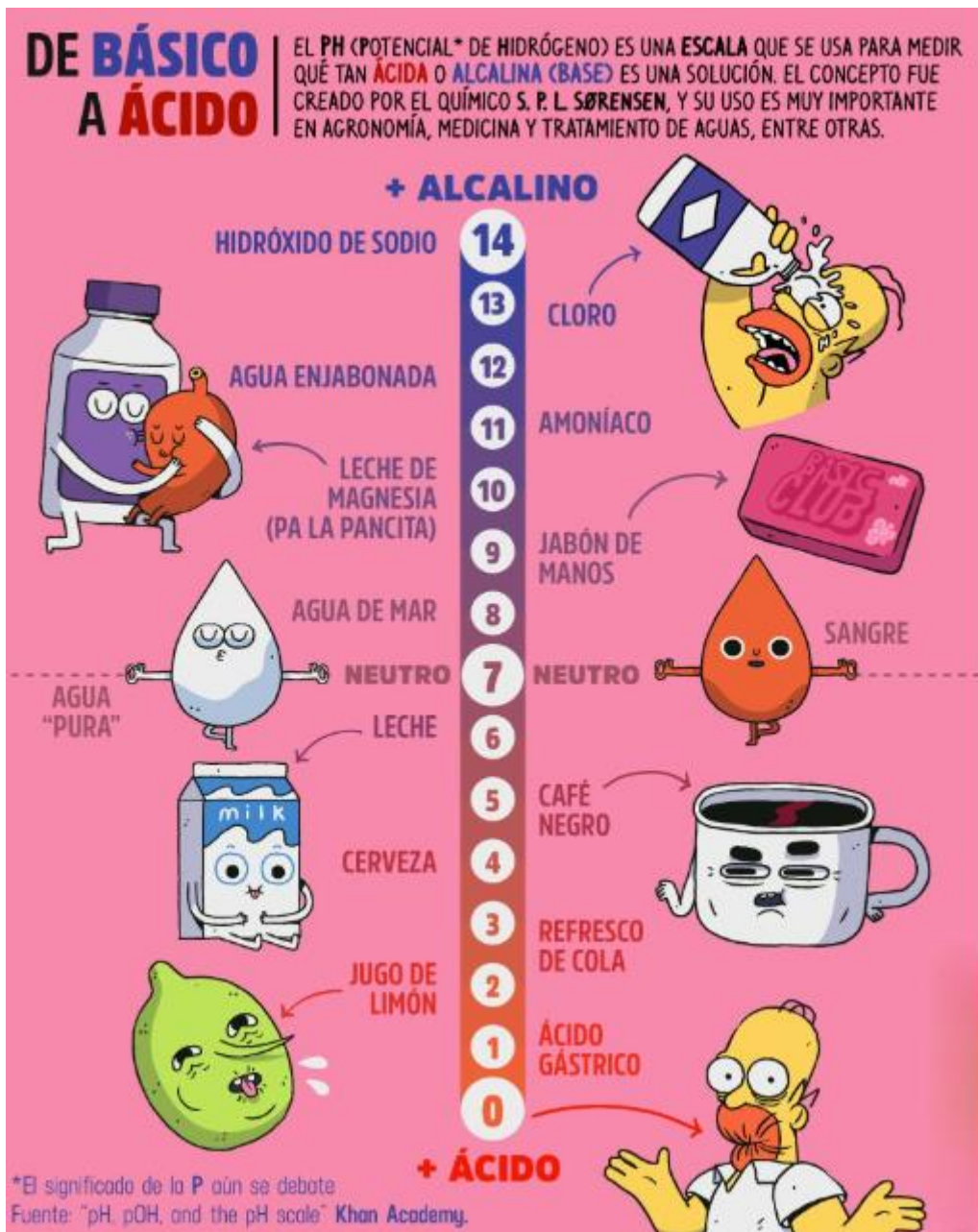
6.2.1 Escala de pH

Por tanto, a dicha temperatura, podemos establecer que si:

- $\text{pH} < 7$, la disolución es ácida
- $\text{pH} = 7$, la disolución es neutra
- $\text{pH} > 7$, la disolución es básica.

Debido al signo menos que lleva delante el logaritmo, la escala de pH va en sentido contrario al de la concentración de iones H_3O^+ . Es decir, cuanto más ácida sea una disolución, la concentración de iones H_3O^+ es cada vez mayor, pero el valor del pH es menor.

Hay que señalar que son posibles valores negativos de pH y valores mayores que 14. El primer caso corresponde a disoluciones donde siempre es $[\text{H}_3\text{O}^+] > 1 \text{ mol/L}$, y el segundo cuando sea $[\text{OH}^-] > 1 \text{ mol/L}$. El conocimiento de la acidez de un medio es muy importante, ya que numerosas reacciones químicas de extraordinaria importancia, tanto en procesos industriales como en organismos vivos, sólo se llevan a cabo en ciertos intervalos de pH. Por eso conviene disponer de aparatos que midan con exactitud el valor de dicha propiedad.



En el laboratorio, y de una forma muy aproximada, se puede conocer la acidez de un medio mediante la utilización de indicadores, sustancias de las que hablaremos más adelante. Un indicador muy utilizado es el papel indicador universal. En realidad, está constituido por una mezcla de indicadores, lo que permite disponer de una amplia gama de colores en función del pH del medio. Si esta gama de colores se calibra, se puede conocer, de forma aproximada, el pH de una disolución. Pero la forma más precisa de medir el pH es mediante el uso de un aparato llamado pH-metro.

El funcionamiento de este aparato, que, en suma, es un potenciómetro, está basado en la medida de la diferencia de potencial eléctrico que se establece entre dos electrodos: uno de referencia, y otro, sensible a los iones hidronio, que va introducido en la disolución cuyo

pH se quiere medir. El aparato mide este potencial y luego lo lee en una escala calibrada en unidades de pH.

6.2.2 Tampones biológicos

El pH de los medios biológicos es una constante fundamental para el mantenimiento de los procesos vitales. La acción enzimática y las transformaciones químicas de las células se realizan dentro de unos estrictos márgenes de pH. En humanos los valores extremos compatibles con la vida y con el mantenimiento de funciones vitales oscilan entre 6,8 y 7,8; siendo el estrecho margen de 7,35 a 7,45 el de normalidad. También en el trabajo de laboratorio, es imprescindible el mantenimiento de un pH para la realización de muchas reacciones químico-biológicas. Los sistemas encargados de evitar grandes variaciones del valor de pH son los denominados “amortiguadores, buffer, o tampones”. Son por lo general soluciones de ácidos débiles y de sus bases conjugadas o de bases débiles y sus ácidos conjugados. Los amortiguadores resisten tanto a la adición de ácidos como de bases.

6.2.2.1 Tampones fisiológicos

Son los sistemas encargados de mantener el pH de los medios biológicos dentro de los valores compatibles con la vida. Permitiendo con ello la realización de funciones bioquímicas y fisiológicas de las células, tejidos, órganos, aparatos y sistemas. Según su naturaleza química, los amortiguadores se clasifican en orgánicos e inorgánicos y, así mismo, atendiendo a su ubicación, se distribuyen en plasmáticos y tisulares.

6.2.2.1.1 Tampones orgánicos

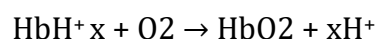
6.2.2.1.1.1 Las proteínas y aminoácidos como tampón.

Los aminoácidos y proteínas son electrolitos anfóteros, es decir, pueden tanto ceder protones (ácidos) como captarlos (bases) y, a un determinado pH (en su pI), tener ambos comportamientos al mismo tiempo. La carga depende del pH del medio. En un medio muy básico se cargan negativamente, mientras que en el fuertemente ácido lo hacen positivamente. Desde el punto de vista fisiológico este tipo de amortiguador es resulta de especial interés a nivel tisular.

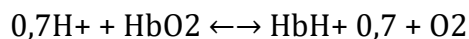
6.2.2.1.1.1 Tampón hemoglobina

Es un tampón fisiológico muy eficiente debido tanto al cambio de pK que experimenta al pasar de la forma oxidada a la reducida, como a la gran abundancia de esta proteína en la sangre (15 % del volumen total sanguíneo).

La oxihemoglobina (pK= 7,16) es un ácido más fuerte que la desoxihemoglobina (pK= 7,71). Los valores de pK son tales que determinan que, en la disociación siguiente, el valor x sea, aproximadamente, 0,7.



Esta propiedad de la hemoglobina, de cambiar su valor de pK, demuestra el efecto tampón, permite el transporte de una determinada cantidad de CO₂ liberada en los tejidos. La hemoglobina oxigenada que llega a los tejidos se disocia liberando O₂, un proceso que está favorecido por el estado de los tejidos (baja pO₂, menor pH y alta pCO₂).



6.2.2.1.1 Tampones inorgánicos

Está constituido por H₂CO₃ y HCO₃⁻. Aunque su valor de pK (6,1) está algo alejado del pH fisiológico de la sangre (7,4), es un sistema muy eficaz debido a que: 1) La relación HCO₃⁻ / H₂CO₃ es muy alta (20/1), lo que le proporciona una alta capacidad tampón frente a los ácidos; 2) es un sistema abierto, con lo que el exceso de CO₂ puede ser eliminado por ventilación pulmonar de manera rápida; y 3) además, el HCO₃⁻ puede ser eliminado por los riñones mediante un sistema de intercambio con solutos.

Unidad 7. Termodinámica y energía en reacciones químicas

7.1 Principios básicos de la termodinámica

Podríamos definir la Termodinámica como una disciplina fenomenológica, que estudia los fenómenos que ocurren en los sistemas desde un punto de vista macroscópico en función de propiedades físicas macroscópicas observables y medibles. No realiza suposiciones (hipótesis) sobre la constitución íntima de la materia.

Es por ello, que el objetivo fundamental de la Termodinámica es el estudio de los fenómenos físicos macroscópicos que están relacionados con los conceptos de calor y temperatura, aunque limitándose al estudio de los estados de equilibrio y a las transformaciones que pueden representarse como una serie continua de estados de equilibrio.

Los sistemas termodinámicos pueden ser; aislados, cerrados o abiertos.

- Sistema aislado: no intercambia ni materia ni energía con los alrededores.
- Sistema cerrado: intercambia energía (calor y trabajo) pero no materia con sus alrededores, su masa permanece constante.
- Sistema abierto: intercambia energía y materia con sus alrededores

La energía y la materia no se pueden crear ni destruir solo transformar, se trata de un principio de conservación de la energía. Este primer principio establece el sentido de esa transformación.

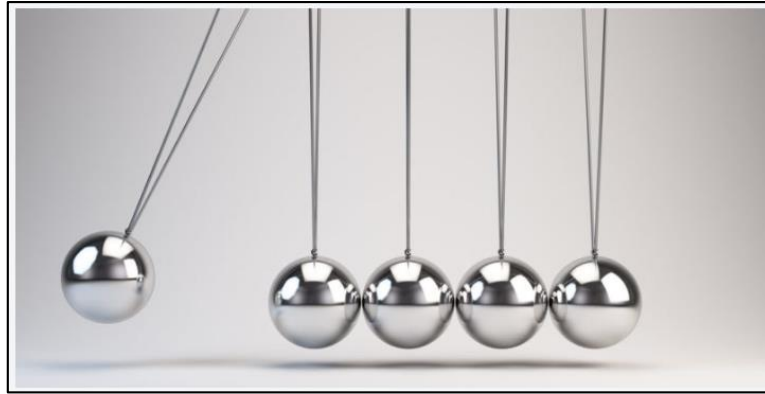
Formulación general:

Para un gas ideal que evoluciona de un estado de equilibrio A a un estado de equilibrio B, la energía interna del sistema (dU), es igual a la suma de la energía que se aporta o se extrae del sistema cerrado (dQ) y del trabajo hecho o recibido por el sistema (dW):

$$dU = dQ + dW$$

7.1.1 Primera ley de la termodinámica (conservación de la energía).

La primera Ley de la termodinámica, fue gracias a los trabajos de (Joule, 1843) quien estableció la conexión entre el calor y el trabajo mecánico dentro del enunciado general de la conservación de la energía.



La Entalpía, H , se relaciona con la energía interna a través de:

$$H = U + pV$$

Donde:

P = Presión

V = Volumen

Cuando se habla de reacciones químicas y en ausencia de trabajo externo, $dW = 0$, se obtiene $dH = dU$, con lo que el cambio de entalpía equivale a la energía cedida o absorbida en la reacción.

Limitaciones de la primera ley:

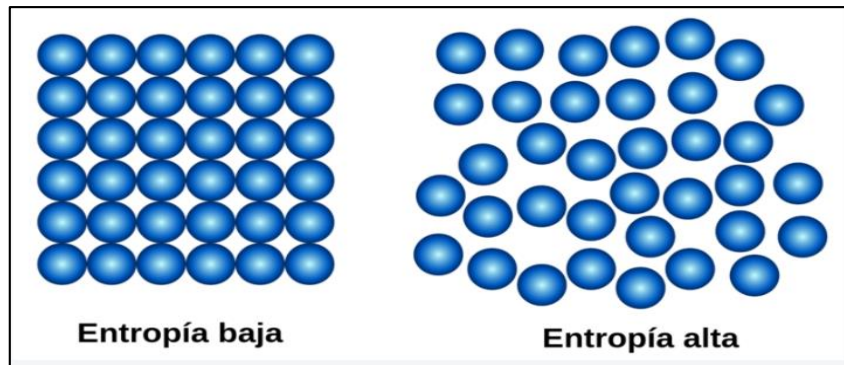
Según la primera ley, la energía interna puede cambiar en función del calor y del trabajo no estableciéndose diferencia entre ellos.

Sin embargo, la naturaleza impone una dirección en los procesos según la cual todo el trabajo puede convertirse en calor, pero no al contrario. La segunda ley de la termodinámica, la cual se debe a Carnot, establece la diferencia entre formas de energía, en particular entre calor y trabajo.

Como ejemplo de esta ley, imaginemos el motor de un avión. Se trata de un sistema termodinámico que consta de combustible que al reaccionar químicamente durante el proceso de combustión, libera calor y efectúa un trabajo (que hace que el avión se mueva). Entonces: si pudiéramos medir la cantidad de trabajo realizado y de calor liberado, podríamos calcular la energía total del sistema y concluir que la energía en el motor se mantuvo constante durante el vuelo: ni se creó ni se destruyó energía, sino que se la hizo cambiar de energía química a energía calórica y energía cinética (movimiento, o sea, trabajo).

7.1.2 Segunda ley de la termodinámica (Entropía)

La segunda ley de la termodinámica, se debe a (Carnot, 1824), quien determinó la dirección según la cual tienen lugar los procesos termodinámicos y el estado de equilibrio de un sistema físico.



Asimismo, la segunda ley, también llamada «Ley de la Entropía», puede resumirse en que la cantidad de entropía en el universo tiende a incrementarse en el tiempo. Eso significa que el grado de desorden de los sistemas aumenta hasta alcanzar un punto de equilibrio, que es el estado de mayor desorden del sistema. Esta ley introduce un concepto fundamental en física: el concepto de entropía (representada con la letra S), que en el caso de los sistemas físicos representa el grado de desorden. Resulta que en cada proceso físico en el que hay una transformación de energía, cierta cantidad de energía no es utilizable, es decir, no puede realizar trabajo. Si no puede realizar trabajo, en la mayoría de los casos esa energía es calor. Ese calor que libera el sistema, lo que hace es aumentar el desorden del sistema, su entropía. La entropía es una medida del desorden de un sistema.

La formulación de esta ley establece que el cambio en la Entropía (dS) será siempre igual o mayor a la transferencia de calor (dQ), dividido por la temperatura (T) del sistema. O sea, que: $dS \geq dQ / T$.

$$dS \geq dQ / T.$$

La entropía se mide en el sistema internacional (SI) se mide en Joules/Kelvin (J/K).

Para entender esto con un ejemplo, basta con quemar una cantidad determinada de materia y luego juntar las cenizas resultantes. Al pesarlas, comprobaremos que es menos materia que la que había en su estado inicial: parte de la materia se convirtió en calor en forma de gases que no pueden realizar un trabajo sobre el sistema y que contribuyen a su desorden.

Ejemplo 1: cuando dos objetos de diferente temperatura se ponen en contacto, el calor fluye del objeto de mayor temperatura hacia el de menor, pero nunca al revés.

7.1.3 Tercera ley de la termodinámica (cero absoluto)

La tercera ley plantea que la entropía de un sistema que sea llevado al cero absoluto, será una constante definida. Dicho en otras palabras:

- Al llegar al cero absoluto (cero en unidades de Kelvin), los procesos de los sistemas físicos se detienen.
- Al llegar al cero absoluto (cero en unidades de Kelvin), la entropía posee un valor mínimo constante.



Resulta difícil alcanzar cotidianamente el llamado cero absoluto ($-273,15\text{ }^{\circ}\text{C}$), pero podemos pensar esta ley analizando lo que ocurre en un congelador: los alimentos que depositemos allí se enfriarán tanto, que se ralentizarán o incluso detendrán los procesos bioquímicos en su interior. Por eso se retarda su descomposición y será apto su consumo durante mucho más tiempo.

7.2 Energía en reacciones químicas

Siempre se han utilizado las reacciones químicas para producir energía, de manera que se podría hacer un paralelismo entre el uso de los combustibles (madera, carbón, derivados del petróleo, hidrógeno, biocombustibles. etc.) en la historia de la humanidad. Estas reacciones de combustión, son los ejemplos más representativos de las **reacciones exotérmicas**, que al producirse liberan energía, fundamentalmente en forma de calor, aunque también se puede producir energía luminosa. Otro ejemplo muy importante es la liberación de energía en la asimilación de un alimento, que permite mantener la temperatura corporal.

Por otra parte, en las reacciones endotérmicas es necesario un aporte de energía, en forma de calor, por ejemplo: para obtener metales mediante reducción de sus óxidos, tal y como sucede en el hierro (en un horno alto) o el aluminio (en un horno eléctrico).. ¿Cuánta

energía puede producir una reacción química? ¿De dónde procede esa energía? ¿Cómo puede medirse y calcularse? ¿En qué se invierte la energía comunicada para que se produzca una reacción química? ¿Por qué las reacciones químicas pueden ser exotérmicas o endotérmicas? Y desde el punto de vista práctico, ¿qué combustible es más eficiente energéticamente: el butano o el propano, ¿la gasolina o el bioetanol?

- La producción de ozono en la atmósfera, esta reacción es impulsada por la radiación ultravioleta del Sol, las moléculas de oxígeno (O_2) son convertidos en ozono (O_3), absorbiendo energía de dicha radiación en el proceso.
- La electrólisis del agua. para separar el hidrógeno (H) y el oxígeno (O) que componen el agua (H_2O) es necesario añadir energía eléctrica en un procedimiento conocido como electrólisis, en el cual ambos tipos de átomos responden a los polos generados por la corriente eléctrica añadida, se rompe su enlace químico y se consume energía.
- La fotosíntesis, es el proceso de nutrición de las plantas se da a través de una serie de reacciones químicas que descomponen el dióxido de carbono (CO_2) ambiental en presencia de agua y luz solar. Esta serie de reacciones necesita consumir energía para ocurrir.

7.2.1 Entalpia

Es una magnitud energética cuya variación en un proceso realizado a presión constante indica el calor que se ha intercambiado en la realización de ese proceso, teniendo en cuenta el posible intercambio de trabajo.

En general, el calor no es función de estado, ya que el calor intercambiado en un proceso depende de la forma en que el sistema evoluciona. Sin embargo, en un proceso a volumen constante no hay trabajo de expansión o compresión ($\Delta V=0$ y $W=0$), por lo que, de acuerdo con el primer principio, $\Delta U = Q_v$. Debes tener en cuenta que, si el volumen es constante, al calor intercambiado Q se le llama Q_v .

Es decir, el calor intercambiado a volumen constante coincide con la variación de energía interna, que es función de estado.

Como ya has visto antes, $Q_p = Q_v + P\Delta V$. Utilizando la ecuación de los gases ($PV = nRT$) y teniendo en cuenta que el proceso es a presión constante:

$$Q_p = Q_v + \Delta nRT$$

Es decir, si en una reacción química hay la misma cantidad de sustancia en reactivos y en productos ($\Delta n=0$), al producirse no cambia la cantidad de sustancia, ni, en consecuencia, la presión generada en el mismo volumen de recipiente (¡hay el mismo número de partículas!), por lo que en ese caso $Q_p = Q_v$.

7.3 Metabolismo y transferencia de energía en animales

El metabolismo en los animales es el conjunto de reacciones químicas que ocurren en las células para convertir los alimentos en energía. Esta energía es necesaria para que los animales puedan realizar actividades como moverse, pensar o crecer.

La tasa metabólica de un animal determina la cantidad de comida que debe consumir para mantener su masa corporal constante. Si el animal no consume suficiente alimento, perderá masa corporal.

Por ejemplo, en los animales, la energía almacenada en las grasas se extrae mediante la beta-oxidación de los ácidos grasos y su combustión en el ciclo del ácido cítrico. Los triacilglicérolos son la forma más importante de almacenamiento de energía en los animales.

Unidad 8. Química orgánica básica

8.1 Introducción a la química orgánica

Son compuestos considerados orgánicos aquellos que contengan carbono y que este elemento forme parte de un número casi ilimitado de combinaciones debido a la extraordinaria tendencia de sus átomos a unirse entre sí.

El carbono puede constituir más compuestos que ningún otro elemento, porque los átomos de carbono tienen la capacidad de formar enlaces carbono-carbono sencillos, dobles y triples, y también de unirse entre sí formando cadenas o estructuras cíclicas. La rama de la química que estudia los compuestos del carbono es la química orgánica.

La mayor parte de los compuestos orgánicos se derivan de un grupo de compuestos conocidos como hidrocarburos, debido a que están formados sólo por hidrógeno y carbono. Con base en la estructura, los hidrocarburos se dividen en dos clases principales: alifáticos y aromáticos. Los hidrocarburos alifáticos no contienen el grupo benceno o anillo bencénico, en tanto que los hidrocarburos aromáticos contienen uno o más de ellos.

8.2 Son características generales de los compuestos orgánicos:

- A. Sus moléculas contienen fundamentalmente átomos de:
 - C: Constituyente universal
 - O: Muy frecuentes
 - H: Siempre presente
 - N: Frecuente
 - S, P, Halógenos, metales: Escasos
- B. Reaccionan entre sí lentamente debido al enlace covalente y su rendimiento es bajo, porque suelen producirse reacciones secundarias además de la principal.
- C. Son termolábiles; es decir, resisten poco la acción del calor y se descomponen por debajo de los 300°C. Suelen quemarse fácilmente produciendo CO₂ y H₂O.
- D. Debido a la atracción débil entre sus moléculas, tienen puntos de fusión y ebullición relativamente bajos.
- E. La mayoría son insolubles en agua, salvo algunos compuestos que contienen hasta 4 ó 5 átomos de Carbono y Oxígeno o Nitrógeno en su estructura. Son solubles en disolventes orgánicos como alcohol, éter, cloroformo, hexano, etc.
- F. Debido al enlace covalente entre sus moléculas, las soluciones de estos compuestos no se ionizan y, por tanto, no conducen la corriente eléctrica.
- G. Se encuentran al estado sólido, líquido y gaseoso.
- H. Presentan el fenómeno de isomería con cierta frecuencia.

8.3 Entre las propiedades químicas del átomo de carbonotenemos:

- A. **Covalencia:** En los compuestos orgánicos el átomo de carbono se enlaza a otros átomos, mediante enlaces covalentes.
- B. **Tetravalencia:** Capacidad de compartir sus cuatro electrones de valencia debido al fenómeno de hibridación que sufren estos. Hibridación, es la mezcla de orbitales atómicos puros de la capa de valencia para originar nuevos orbitales atómicos llamados “orbitales híbridos”.
- C. **Auto saturación:** Es la capacidad que tienen los átomos de Carbono de enlazarse entre sí generando cadenas carbonadas que pueden ser: lineales, ramificadas y cerradas.

8.4 Alcanos

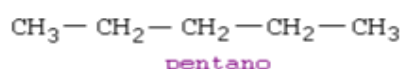
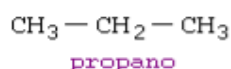
Los compuestos orgánicos más sencillos desde un punto de vista estructural son los hidrocarburos acíclicos saturados no ramificados o alcanos lineales. Estos compuestos consisten en cadenas no ramificadas de átomos de carbono, con sus respectivos hidrógenos, unidos por enlaces simples.

Los cuatro primeros miembros de la serie se denominan metano, etano, propano y butano. Los nombres de los miembros superiores de esta serie se forman con un término numérico, seguido de “-ano”, con elisión de la “a” terminal del término numérico. En la tabla siguiente se indican algunos ejemplos de estos nombres.

PREFIJO NUMÉRICO (Nº de carbonos)	ANO (HC. Saturado)	≡	NOMBRE
PENTA (5 carbonos)	ANO (HC. Saturado)	≡	PENTANO

n	n	n	N
1 Metano	11 Undecano	21 Henicosano	40 Tetracontano
2 Etano	12 Dodecano	22 Docosano	42 Dotetracontano
3 Propano	13 Tridecano	23 Tricosano	50 Pentacontano
4 Butano	14 Tetradecano	24 Tetracosano	60 Hexacontano
5 Pentano	15 Pentadecano	25 Pentacosano	70 Heptacontano
6 Hexano	16 Hexadecano	26 Hexacosano	80 Octacontano
7 Heptano	17 Heptadecano	30 Triacontano	90 Nonacontano
8 Octano	18 Octadecano	31 Hentriacontano	100 Hectano
9 Nonano	19 Nonadecano	32 Dotriacontano	115 Pentadecahectano
10 Decano	20 Icosano	33 Tritriacontano	

Ejemplos:



8.5 Alquenos

Los hidrocarburos acíclicos insaturados no ramificados que poseen un doble enlace se nombran reemplazando la terminación “-ano” del nombre del correspondiente hidrocarburo saturado por la terminación “-eno”. Si hay dos o más dobles enlaces la terminación será -adieno, -atrieno, -atetraeno, etc. Los nombres genéricos de estos hidrocarburos (ramificados o no ramificados) son “alqueno”, “alcadieno”, “alcatrieno”, “alcatetraeno”, etc. La cadena se numera de forma que los dobles enlaces reciban los números más bajos. En compuestos acíclicos se cita solamente el localizador más bajo de un doble enlace. En compuestos cíclicos, si los localizadores difieren en una unidad, sólo se cita el menor; si difieren en más de una unidad, un localizador se coloca entre paréntesis tras el otro.

PREFIJO NUMÉRICO (Nº de carbonos)	– N° – (Localizador)	PREF-ENO (Alqueno)	≡	NOMBRE
PENTA (5 carbonos)	– 2 – (Localizador)	ENO (Alqueno)	≡	PENTA-2- ENO

8.6 Alquinos

Los hidrocarburos acíclicos insaturados no ramificados que poseen un triple enlace se nombran reemplazando la terminación “-ano” del nombre del correspondiente hidrocarburo saturado por la terminación “-ino”. La cadena principal se numera de forma que se asigne el número más bajo posible al triple enlace. La posición del triple enlace se indica mediante el localizador del primero de los átomos que intervienen en el triple enlace. Si hay más de un triple enlace se indica la posición de cada uno de ellos y se emplean los sufijos -adiino, -atriino, -atetraino, etc. Los nombres genéricos de estos hidrocarburos (ramificados o no ramificados) son “alquino”, “alcadiino”, “alcatriino”, “alcatetraino”, etc.

PREFIJO NUMÉRICO (Nº de carbonos)	– N° – (Localizador)	PREF-INO (Alquino)	≡	NOMBRE
PENTA (5 carbonos)	– 2 – (Localizador)	INO (Alquino)	≡	PENTA-2- INO

9. Referencias bibliográficas

Brown, T., Lemay, E., Bursten, B., & Burdge, J. (2004). *Química la ciencia central*.
<http://libreria-universitaria.blogspot.com>

Chang, R. (2010). *Química*. www.FreeLibros.com

Quispe Herrera, R., Fernández Herrera, Y. F., & Chañi Paucar, L. O. (2021). QUÍMICA: CONCEPTOS BÁSICOS. In *QUÍMICA: CONCEPTOS BÁSICOS*. Editora Científica Digital.
<https://doi.org/10.37885/978-65-87196-79-4>