

QUÍMICA BIOLÓGICA PARA LAS CIENCIAS MÉDICAS

MODULO 1
FUNDAMENTOS DE QUÍMICA INORGÁNICA Y ORGÁNICA

Maela Lupo
Silvina P. Vaquero
Melina V. Neira
Alfredo Rigalli



1º Edición



Química Biológica para las Ciencias Médicas

FUNDAMENTOS DE QUÍMICA INORGÁNICA Y ORGÁNICA

Textos & Vídeos

Autores

Maela Lupo
Silvina Patricia Vaquero
Melina Vanesa Neira
Alfredo Rigalli



Centro Universitario de Estudios Medioambientales
Facultad de Ciencias Médicas
Universidad Nacional de Rosario

2023

Química biológica para las ciencias médicas : fundamentos de química inorgánica y orgánica / Maela Lupo... [et al.].- 1a edición para el alumno - Rosario : Alfredo Rigalli, 2023.

119 p. ; 24 x 17 cm.

ISBN 978-987-88-8019-8

1. Química Inorgánica. 2. Química Orgánica. 3. Bioquímica. I. Lupo, Maela.
CDD 540.7

Prohibida la reproducción total o parcial de esta obra, incluido su diseño tipográfico y de portada, en cualquier formato y por cualquier medio, mecánico o electrónico, sin expresa autorización del editor.

Prólogo

Corría el año 1994 cuando el Profesor Augusto Raynald me convocó a formar una cátedra de química biológica en el Centro de Estudios Superiores de Rosario. Con muchos años menos, inicié un trabajo cuyo final era incierto, sin tener conciencia que sería el inicio de un largo y sostenido camino. El primer desafío fue descubrir qué debía conocer un alumno para alcanzar los objetivos planteados por una carrera y el segundo de dónde obtenerlos. El avance tecnológico existente por aquel remoto tiempo ya nos planteaba la dificultad de la selección del material adecuado y la accesibilidad al mismo. Así surgió por aquellos años un primer libro de química biológica titulado "Química biológica. Nivel terciario". El moderado éxito indicó un camino a seguir que se ha prolongado por 3 décadas y promete continuar.

Desde una incipiente internet y ausencia de teléfonos celulares rápidamente nos transportamos en un abrir y cerrar de ojos a "the internet of things", donde los "smartphones" escuchan nuestras órdenes y nos alertan sobre temas de interés, que nos permiten transportarnos de bases de datos de la universidad de Brunswick a la de Uppsala en prácticamente un viaje a la velocidad de la luz. El conocimiento creció exponencialmente así como los recursos para acceder a él. La obra nacida en 1994 y publicada al inicio del milenio mutó continuamente tanto en formato como en contenidos. La accesibilidad a bases de datos confiables sobre conocimientos químicos, generadas y curadas por prestigiosos grupos científicos proveyó de un conocimiento actualizado y dinámico. Simultáneamente, se fue consolidando lo más importante, un grupo humano, dinámico y cambiante, pero siempre con los objetivos puestos en el aprendizaje, los desafíos y la superación, motores imprescindibles del proceso enseñanza-aprendizaje.

La búsqueda del mecanismo de enseñanza-aprendizaje aun no ha terminado y las perspectivas indican que los recursos de hoy son recuerdos del mañana. La tecnología se mueve de manera imprevisible y la mente humana también. Los años se transformaron en días, lo que ayer era desconocido hoy tiene modelos que lo explican. El mecanismo que permitía obtener y mostrar el conocimiento científico ayer, ya está dejando de ser el adecuado hoy. Nos esperan tiempos de rápido acomodamiento en la docencia. La adaptación a un estado será nuestro peor enemigo. La tecnología y el rápido fluir de la información nos da también más tiempo para hacer hincapié en contenidos procedimentales y actitudinales en la formación del profesional. Este camino no ha finalizado pero reconozco claramente el detonante para su inicio y el recurso para su continuidad: sin los innumerables entusiastas profesores que crucé en la universidad desde el año 1977 y profesores que marcaron mi vocación por la química en la escuela secundaria, no hubiera sido posible esta obra. Sin los jóvenes que me acompañan en esta nueva edición tampoco hubiera sido posible. Por supuesto no quiero dejar de lado el eterno agradecimiento a los alumnos, lectores de las sucesivas obras que retroalimentaron el proceso de edición y selección de materiales. Sin ellos la obra carece de sentido.

Alfredo Rigalli

Los autores

Maela Lupo. Licenciada en Biotecnología y Doctora en Ciencias Biomédicas. Universidad Nacional de Rosario. Docente de Química Biológica Facultad de Ciencias Médicas, Universidad Nacional de Rosario. Investigadora asistente del CONICET y del Centro Universitario de Estudios Medioambientales (CUEM).

Silvina Patricia Vaquero. Integrante y Directora del departamento de extensión del Centro Universitario de Estudios Medioambientales (CUEM).

Melina Vanesa Neira. Integrante y Directora del departamento de servicio del Centro Universitario de Estudios Medioambientales (CUEM).

Alfredo Rigalli. Bioquímico. Doctor en Bioquímica. Docente de Química Biológica de la Facultad de Ciencias Médicas de la Universidad Nacional de Rosario. Investigador independiente del Consejo de Investigaciones de la UNR y del CONICET. Miembro del Centro Universitario de Estudios Medioambientales (CUEM).

Algunas aclaraciones para utilizar el libro.

El libro se halla estructurado en módulos y clases, coincidiendo con el curso online química biológica para las ciencias médicas, dictado por el Centro Universitario de Estudios Medioambientales. . Cada clase se expresa por ejemplo, Clase 1.1, indicando módulo 1, clase 1.

1- A lo largo del libro hallará textos cuyos contenidos en su mayoría se hallan actualizados y controlados contra bases de datos de prestigiosas instituciones, como son uniprot, brenda, hpa, smpdb, hmdb, etc.

2- Los capítulos que lo ameritan presentan ejercitación de consolidación de conceptos, cuyas respuestas se encuentran al pie de la misma página en una tipografía de menor tamaño de manera que pueda verificar y validar su conocimiento.

En las preguntas sugeridas se utilizan metodologías del siguiente tipo:

- V-F. El párrafo en análisis tiene una respuesta: verdadero o falso.
- Preguntas de múltiple elección. En estos ejercicios existe una sola respuesta correcta.
- Preguntas causa consecuencia: en estas preguntas existen dos proposiciones separadas por un **porque**. Las respuestas son las siguientes letras según el grado de verdad de las proposiciones:

A- cuando la primera y la segunda proposición son correctas y la segunda es la causa de la primera

B- cuando ambas proposiciones son correctas pero la segunda no es la causa de la primera.

C- cuando la primera es verdadera y la segunda falsa.

D- cuando la primera es falsa y la segunda verdadera.

E- cuando ambas proposiciones son falsas.

Por ejemplo

....B.... Las enzimas aumentan la velocidad de reacción **porque** son específicas.

Las dos proposiciones son correctas, pero la segunda no es la causa de la primera. Por lo tanto la respuesta es B.

- Párrafos a completar: en algunos casos se dan las palabras a utilizar pudiendo sobrar palabras. En otros no se dan las palabras

En los problemas de resolución numérica se indica en la respuesta el resultado final.

3- Cada clase comienza con un código QR que lo conducirá aun vídeo vídeo asociado, utilizando los mismos gráficos que el texto, narrado por los autores del libro. Solo tiene que aproximar su smartphone al código QR y ver el vídeo del tema en estudio. En algunos casos le será más provechosa la lectura y luego ver el vídeo, en otros casos el orden contrario será beneficioso.



4- Si dispone la versión electrónica del libro, le será más fácil acceder al vídeo a través del URL que se halla debajo del código QR.

5- al final de cada clase hallará un código QR y un URL que lo conducirán a una ejercitación online con autocorrección. Además al final del módulo hallará con la misma modalidad un examen final del módulo.

6- Si realiza los exámenes de cada clase y el examen final del módulo podrá solicitar certificación de su aprobación, la que podrá ser extendida en forma digital o impresa. Sus exámenes ingresan en la base de datos administrada por los autores de este libro.

Tabla de contenidos

Clase 1.1.....	1
Introducción.....	1
Materia.....	1
Cuerpo.....	2
Sustancia.....	2
Propiedades de la materia.....	3
Estados de agregación de la materia.....	4
Cambios de estado.....	5
Estudio de la química.....	6
Clase 1.2.....	9
Sistema material.....	9
Sistema homogéneo.....	9
Sistema heterogéneo.....	10
Fase.....	10
Componente.....	11
Solución.....	11
Tabla periódica.....	14
Estructura atómica.....	15
Relaciones entre átomos.....	17
Clase 1.3.....	20
Compuestos inorgánicos.....	20
Clase 1.4.....	37
Relaciones estequiométricas.....	37
Reacciones químicas y relaciones estequiométricas.....	39
Principios básicos de la estequiometría.....	40
Ejercicios.....	42
Clase 1.5.....	44
Solución.....	44
Tipos de solutos.....	44
Concentración.....	46
Dilución.....	51
Fraccionamiento de soluciones.....	53
Densidad.....	53
<i>Viscosidad</i>	54
Solutos con propiedades especiales.....	54
Solubilidad.....	56

Soluciones diluidas y concentradas.....	57
Otros términos aplicables a soluciones.....	58
Soluciones con mezcla de solutos.....	58
Propiedades coligativas de soluciones.....	59
Soluciones y goteo.....	59
Clase 1.6.....	61
Estructura atómica.....	61
Distribución electrónica.....	64
Ubicación de los elementos en la tabla periódica.....	67
Propiedades periódicas.....	70
Enlace químico.....	73
Diferencia entre los compuestos iónicos y covalentes.....	79
Clase 1.7.....	80
Química Orgánica.....	80
Grupos funcionales.....	80
Hidrocarburos.....	82
Compuestos aromáticos.....	89
Grupos funcionales.....	90
Práctica.....	98
Clase 1.8.....	100
Grupos funcionales - parte 2.....	100
Grupo sulfhidrilo.....	100
Puente disulfuro.....	100
Ésteres.....	101
Amidas.....	103
Unión tioéster.....	104
Unión anhídrido.....	104
Derivados halogenados.....	105
Práctica.....	105
Nomenclatura con múltiples grupos funcionales.....	106
Grupos ionizables de las moléculas biológicas.....	108
Carga neta de una molécula.....	110
Clase 1.9.....	113
Isomería.....	113
Isómeros estructurales.....	114
Esteroisómeros.....	117
Examen final del módulo.....	122

Clase 1.1



Vídeo Clase 1.1

URL clase 1.1: <https://youtu.be/Ze-BvxfiqQ>

Introducción

La **química** se define como la ciencias que estudia la materia y sus transformaciones.

La química puede clasificarse de muchas maneras, pero la más común es según los objetos de estudio. Así podemos tener:

Química inorgánica: aquella que estudia los compuestos inorgánicos y sus transformaciones. Se entiende por compuesto inorgánico aquel que no involucra cadenas carbonadas.

Química orgánica o del carbono: es aquella que estudia los compuestos en los que interviene el carbono, especialmente cuando éste forma enlaces consigo mismo.

Química Biológica o bioquímica: es aquella que estudia los compuestos que forman los organismos vivos y las transformaciones que entre ellos ocurre, conocidas como metabolismo.

Pero por supuesto tenemos otras ramas como la inmuno**química**, histo**química**, etc. Cada una de ellas tendrá diferentes tipos de objetos de estudio, pero la base será la misma. Por ejemplo la histoquímica, estudia las sustancias relacionadas a estructuras tisulares, celulares y subcelulares, habitualmente observables a nivel microscópico.

Materia

Es todo aquello que ocupa un lugar en el espacio, tiene peso e impresiona directa o indirectamente nuestros sentidos. Es fácil comprender que una manzana es materia, la vemos y pesa. Pero otras cosas también son materia, como el aire. Estamos hechos de materia y estamos inmersos en materia. Esta

Clase 1.1

puede estar muy condensada como ocurre con un trozo de hierro o menos condensada como ocurre con el aire, pero es materia.

Cuerpo

La materia se nos presenta fraccionada y cada una de estas fracciones las llamamos cuerpos. Podemos decir que un cuerpo es una porción limitada de materia. Por ejemplo, una moneda está formada por materia y tiene límites claros. Aun si no existen los límites claros puede seguir siendo un cuerpo, como ocurre con el agua que se adapta a la forma del recipiente que la contiene.

Los cuerpos tienen tres propiedades fundamentales, que por estar formados por materia podríamos considerar también que son las propiedades de la materia o de las sustancias:

1- Inercia: todo cuerpo tiende a permanecer en reposo o movimiento si no hay una fuerza externa que modifique dicho estado.

2- Extensión: todo cuerpo tiene dimensiones, pudiendo ser muy pequeñas como el caso de un ribosoma o muy grandes como podría ser un planeta.

3- Impenetrabilidad: un cuerpo no puede ocupar el lugar de otro. Dos cuerpos no pueden ocupar el mismo espacio.

Además, los cuerpos pueden tener otras propiedades que no son comunes a todos, como por ejemplo el brillo, sabor agrio, etc.

Sustancia

Si comparamos dos bolitas (2 cuerpos), una de vidrio y otra de oro, vemos que difieren en sus propiedades. Ambos cuerpos están formados por materia, pero es evidente que son diferentes entre sí. En este caso son distintas calidades de materia las que componen ambas bolitas. Las diferentes calidades con las que se presenta la materia representan diferentes sustancias. Es decir, que podemos definir a las sustancias como las diferentes calidades de materia.

Veamos un ejemplo:

Un anillo de oro: es un cuerpo formado por materia, donde la materia tiene características especiales y se llama oro. Es decir, el oro es un tipo de materia, diferente de otros tipos, pero materia al fin. Es decir toda sustancia es materia y toda la materia se nos presentará como diferentes sustancias.

Supongamos que dispongo de dos bolitas de igual diámetro, una de oro y otra de aluminio. Podríamos decir que son cuerpos iguales, ambos formados por materia pero la sustancia que las constituye es diferente, mientras en un caso es oro, en el otro es aluminio.

En un tipo de clasificación podemos dividir a las sustancias como simples y compuestas.

Sustancia simple

Es aquella en la cual las moléculas que la componen están formadas por un solo tipo de átomos.

Sustancias compuestas

Es aquellas que tienen moléculas formadas por diferentes tipos de átomos. Surgen de las definiciones anteriores dos conceptos que tendremos que definir y comprender, ya que toda la química se fundamenta en ellos: átomos y moléculas.

Molécula

La menor porción de la materia que conserva las propiedades de la sustancia a la cual pertenece. Las moléculas están formadas por átomos. Puede haber moléculas mono, di, tri y poliatómicas, dependiendo que estén formadas por 1, 2, 3 o más átomos.

Átomo

Es la menor porción de la materia que puede intervenir en una reacción química, es decir, una transformación en la que una o más sustancias pueden transformarse en una o más sustancias distintas.

Propiedades de la materia

La materia y por ende las sustancias tienen propiedades además de las tres fundamentales que hemos mencionado anteriormente. Son propiedades de la materia: el brillo, la conductividad eléctrica, la ductilidad, la dureza, etc. Existen diferentes formas de clasificar a las propiedades.

Las propiedades de la materia las podemos dividir en propiedades extensivas e intensivas. Las propiedades extensivas son aquellas que dependen del tamaño del cuerpo, mientras que las intensivas son independiente de las dimensiones del cuerpo en cuestión.

Ejemplo: el peso es una propiedad extensiva, cuanto más grande es el cuerpo que consideramos, mayor es su peso. Las dimensiones largo, ancho, alto, diámetro, radio, superficie y el volumen son ejemplos sencillos de comprender de propiedades extensivas. En cambio, el color no depende del tamaño del cuerpo, por lo que el color es intensiva. Otras propiedades como la

Clase 1.1

conductividad, el pH y la concentración, también son intensivas, pero su significado puede ser en esta etapa del aprendizaje dificultoso de comprender. El cociente de dos propiedades extensivas da normalmente una propiedad intensiva, pero no es el único mecanismo de definir una propiedad intensiva. Por ejemplo, la densidad es una propiedad intensiva y la misma se calcula conociendo la masa y el volumen de un cuerpo, que son dos propiedades extensivas.

$$\text{densidad} = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}}$$

Ecuación 1.

La concentración de una solución, tema que veremos más adelante, también es una propiedad intensiva y se define por el cociente entre la cantidad de una sustancia y el volumen de la solución.

$$\text{concentración} = \frac{\text{cantidad de soluto}}{\text{volumen de solución}}$$

Ecuación 2.

Estados de agregación de la materia

De la observación del medio en que vivimos surge claramente que la materia se presenta en formas diferentes tanto en formas (cuerpos) como calidades (sustancias). Pero también surge de la observación que una misma sustancia la podemos encontrar con diferentes propiedades. La más evidente es el agua. Cuando colocamos un recipiente con agua en una freezer, es claro que las propiedades han cambiado a lo largo del proceso. Cuando la colocamos podía volcarse del recipiente, pero luego de un tiempo ya no puede ocurrir más este proceso. Lo mismo ocurre si colocamos un recipiente con agua sobre el fuego, veremos que se va reduciendo el volumen de agua y a la vez aparece el vapor de agua sobre el recipiente. Estas diferentes formas que pueden presentarse de una dada sustancia se conocen como estados de agregación de la materia. Existen tres estados fundamentales de la materia: sólido, líquido y gaseoso. Que una sustancia exista en alguno de estos estados depende de las fuerzas de atracción y repulsión de las moléculas que forman la materia.

Estado sólido: presenta fuerzas de atracción entre las moléculas mayores que las de repulsión, tiene volumen definido, forma propia, sus moléculas se hallan en un ordenamiento regular, su volumen se modifica poco por la presión (son poco compresibles), son muy poco fluidos, es decir que es muy difícil hacerlos pasar por orificios pequeños.

Estado líquido: presenta fuerzas de atracción similares a las de repulsión, tiene volumen definido, pero no forma propia, sus moléculas se hallan en estado de movimiento, su volumen se modifica poco por la presión, son más fluidos que los sólidos.

Estado gaseoso: presenta fuerzas de atracción menores que las de repulsión, no tiene volumen definido ni forma propia, sus moléculas se hallan en estado de amplio movimiento y desorden. Su volumen se modifica mucho al aplicar presión (son compresibles). Es el estado de agregación más fluido.

El estado gaseoso puede presentarse en dos formas indistinguibles a nuestros ojos: el gas y el vapor. En principio consideraremos vapor y gas como la misma cosa, un estado de la materia caracterizado por alta compresibilidad y posibilidad de fluir con facilidad.

Una sustancia puede encontrarse en cualquiera de los tres estados, dependiendo de las condiciones y según también estas condiciones, la sustancia puede cambiar de un estado a otro. El cambio de un estado a otro es una modificación de la sustancia en algunas de sus propiedades pero sin cambio de la sustancia, por lo tanto el cambio de estado es una transformación física y no química. Las transformaciones químicas representan cambios en la sustancia. Por ejemplo si tenemos una hoja (cuerpo) de papel (sustancia) que está compuesta por celulosa (sustancia compuesta) que la hago reaccionar con oxígeno a través de un proceso de combustión, se obtendrá dióxido de carbono y agua como producto, desapareciendo el papel. Este es un fenómeno o transformación química, uno de los objetos de estudio de la química.

Cambios de estado

Fusión es el paso de estado sólido a líquido. Se produce a una temperatura definida, llamado punto o temperatura de fusión. Por ejemplo el agua funde a 0° C, pasando de hielo a agua líquida.

Solidificación: es el pasaje de líquido a sólido, se produce también a una temperatura definida, conocida como punto de solidificación o de congelación para el caso particular del agua. El punto de solidificación coincide en valor numérico con el punto de fusión. Para el agua la solidificación (formación de hielo) tiene lugar a 0° C.

Vaporización: es el pasaje de estado líquido a estado gaseoso. Se denomina evaporación cuando se produce a cualquier temperatura y sólo se produce en la superficie del líquido. Por ejemplo, el agua se evapora ya sea un día de 10° o de 35°C. Se denomina ebullición cuando el pasaje se produce en toda la masa del líquido, comúnmente cuando se produce este pasaje se dice que el líquido

Clase 1.1

hierva. La ebullición se produce a una temperatura definida, para el agua este pasaje se da a 100° C. La temperatura a la cual se produce la ebullición se conoce como temperatura o punto de ebullición..

Condensación: es cuando se produce el pasaje de estado gaseoso vapor a estado líquido. En cambio se llama licuefacción al pasaje de estado gaseoso gas a líquido.

Volatilización es el pasaje de estado sólido a gaseoso directamente sin pasar por el estado líquido. No es un cambio de estado común, pero se puede observar por ejemplo en el caso de la naftalina que pasa directamente de sólido a vapor.

Sublimación: es el pasaje de gas a sólido sin pasar por el estado líquido. Es poco común observar este cambio de estado en la vida cotidiana.

Estudio de la química

La química como toda ciencia tiene objetos de estudio y representaciones de esos objetos. Si bien iremos profundizando sobre los mismos a lo largo del curso, en este sitio haremos una breve introducción para tener claridad de los términos utilizados.

Recordemos la definición de química: ciencia que estudia la materia y sus transformación. Veamos una secuencia de conceptos.

La materia es todo aquello que nos rodea y se presenta bajo diferentes calidades a las que llamamos sustancias. A su vez, las sustancias se presentan con formas o tamaños diferentes a los que llamados cuerpos.

Ejemplo

Tengo una bolita (cuerpo) de aluminio (sustancia). También podría tener una bolita (cuerpo) de mármol (sustancia). El aluminio y el mármol son sustancias diferentes. El aluminio está formado sólo por átomos de aluminio (por lo que decimos que es una sustancia simple) mientras que el mármol está formado por moléculas de carbonato de calcio (lo que le da la denominación de sustancia compuesta).

Las sustancias sean simples o compuestas son objetos reales que encontraré en el medio ambiente, ya sea en una mina, en un supermercado o al costado del camino. Cuando trabajemos con ellos usaremos representaciones simbólicas. Para los átomos utilizaremos símbolos y para las sustancias fórmulas.

Símbolo: representación gráfica de un átomo. Por ejemplo, al aluminio lo representaré por símbolo Al. Los símbolos se escriben siempre con una o dos letras, siempre la primera en mayúscula. Ejemplo: O, N, F, Si, P, Se, S, Na. En general los símbolos se originan en palabras del latín. Por ejemplo el símbolo

del sodio: Na se origina de la palabra Natrium, palabra del latín. Los símbolos de los elementos los podemos hallar en la tabla periódica de los elementos.

La tabla periódica es una clasificación de los elementos donde podemos hallar las principales propiedades de cada elemento, sin embargo a esta altura de la civilización colocando sodio en cualquier buscador, nos dirigimos a Wikipedia, donde hallaremos la información necesaria del elemento, incluyen su historia, aplicaciones y hasta fotos de cuerpos formados por este elemento.

Fórmula: representación gráfica de una sustancia formada por más de un átomo. Por ejemplo, al agua la representaré por H_2O . El agua es una sustancia compuesta porque está formada por más de un tipo de átomos. Podemos tener fórmulas como O_2 , que representa el oxígeno que se halla en el aire y respiramos a lo largo de toda la vida. Es una sustancia simple, ya que está formada por un mismo tipo de átomos. Si bien estudiaremos formas sistemáticas y razonadas de construir fórmulas de compuestos, en internet podemos acceder a ellas con las propiedades de la sustancia y todos los datos necesarios. Siempre Wikipedia es un buen sitio, enlazado sitios de prestigio y confiables. Existen por supuesto otras bases de datos creadas por universidades o instituciones de renombre a nivel mundial que agrupan compuestos por sus orígenes, aplicaciones, estructuras y funciones. Así, podremos encontrar páginas en las que hallamos compuestos predominantemente del metabolismo humano, de los seres vivos en general, drogas, moléculas transportadoras, enzimas, etc.

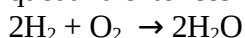
Elemento: cada uno de los átomos que podemos hallar en el universo. Son elementos: oxígeno (O), nitrógeno (N), etc. Los elementos se representan con símbolos.

Reacción química: proceso por el cual una o más sustancias dan una o más sustancias diferentes. Por ejemplo si coloco oxígeno e hidrógeno en contacto, en ciertas condiciones ellos reaccionarán y formarán agua. Llamamos reactivos al oxígeno y el hidrógeno y productos al agua. Los reactivos son los que se consumen y productos los que se forman durante un proceso químico. Cuando estudiemos esta transformación química utilizaremos representaciones gráficas que se llaman ecuaciones químicas y que se escriben habitualmente como



puede utilizarse en lugar del signo = una flecha (\rightarrow)

quedaría entonces



Clase 1.1

Obviamente reactivos y productos de una ecuación química se representan con símbolos o fórmulas dependiendo que sean elementos o sustancias (simples o compuestas), respectivamente. La ecuación anterior es la representación simbólica del proceso de formación de agua y nos está indicando por un lado que una de las formas de obtener agua es utilizando las sustancias simples oxígeno e hidrógeno y por otro lado que para formar 2 moléculas de agua necesitamos dos moléculas de hidrógeno y una molécula de oxígeno.



Examen clase 1.1

link examen clase 1.1

<https://forms.gle/d9vkTE5WdGRDFwU17>

Clase 1.2



Vídeo Clase 1.2

URL Clase 1.2: <https://youtu.be/8P6CPrPVAuk>

Sistema material

Se denomina así a toda porción del universo formada por una o más sustancias. Entendiéndose por universo todo aquello donde existe materia o energía.

Existen dos tipos fundamentales de sistemas materiales: homogéneos y heterogéneos. Para diferenciar los distintos tipos de sistemas debemos comprender los términos "superficie de discontinuidad" y "propiedades diferentes". Por ejemplo: un trozo de hielo en el agua líquida presenta una superficie definida que lo separa del líquido. Ésta es la superficie de discontinuidad ya que en ellas las propiedades cambian bruscamente, de líquido pasa a ser sólido, de ser fluido pasa a ser rígido, etc. Si el trozo de hielo es grande esta diferencia se observa a simple vista, es decir, la heterogeneidad se observa a simple vista. En cambio, si el trozo de hielo fuera microscópico la heterogeneidad existiría pero se haría evidente con el uso de algún tipo de microscopio.

Sistema homogéneo

Es aquel sistema que presenta propiedades constantes en todos sus puntos. No presenta superficies de discontinuidad aún observándolos al ultramicroscopio. Dentro de estos sistemas tenemos aquellos que se conocen con el nombre de soluciones.

Clase 1.2

Sistema heterogéneo

Es aquel sistema que presenta diferentes propiedades en los diferentes puntos del mismo y por lo tanto presenta superficies de discontinuidad. Las propiedades sufren cambios bruscos de un punto a otro del sistema.

Dentro de los sistemas heterogéneos tenemos diferentes tipos:

1- Dispersiones gruesas: son aquellas en las que se puede determinar la heterogeneidad a simple vista. Es decir, a simple vista podemos ver las superficies de discontinuidad y las propiedades diferentes del sistema. Por ejemplo: un vaso de agua con un clavo de hierro en su interior. Es evidente a simple vista el cambio en las propiedades dentro del sistema.

2- Dispersiones finas: son aquellos sistemas en que la heterogeneidad se determina con el uso del microscopio óptico. Son casos donde las partes del sistema son muy pequeñas y la agudeza visual impide distinguirlos. Un ejemplo de este tipo de sistema es la sangre. A simple vista es un líquido rojizo, pero al microscopio óptico se observan superficies de discontinuidad, especialmente establecidas por las membranas celulares de las células que se hallan entre los elementos figurados de este fluido biológico.

3- Dispersiones coloidales: son sistemas heterogéneos en los que la heterogeneidad se determina con el ultramicroscopio. El ultramicroscopio es un dispositivo con una iluminación particular que permite ver partículas muy pequeñas por la dispersión de la luz. Un ejemplo de estas dispersiones es el plasma sanguíneo. Este fluido es homogéneo a simple vista y aun al microscopio óptico, sin embargo al iluminarlo se producirá dispersión de la luz que evidencia la presencia de partículas muy pequeñas.

La dispersión coloidal presenta un efecto conocido como Efecto Tyndall, producida por esta dispersión de la luz. Los sistemas homogéneos no presentan este fenómeno y se dice que son ópticamente vacíos. ¿Qué significa esto? Si hacemos pasar un haz láser o cualquier haz de luz por un sistema homogéneo como podría ser agua. No se verá el rayo a través del sistema. Sin embargo al pasar a través del sistema coloidal se verá el rayo de luz atravesando el medio.

Fase

Una fase es cada una de las porciones homogéneas de un sistema heterogéneo. Podemos redefinir sistema homogéneo como aquel formado por una sola fase. Sistema heterogéneo es aquel formado por más de una fase. Por ejemplo: un sistema que esté formado por agua líquida y hielo tendrá dos fases.

Componente

Un componente de un sistema es cada una de las sustancias puras que forman dicho sistema. Por ejemplo: el vaso con agua y hielo, si bien tiene dos fases, tiene un solo componente, el agua.

Separación de partes de un sistema heterogéneo: un sistema heterogéneo se puede separar en fases utilizando métodos físicos como ser: filtración, manualmente, magnetismo, decantación, sedimentación, levigación, tamizado. Los componentes de una fase, a su vez, se pueden separar por métodos de fraccionamiento de fases como son: destilación, destilación fraccionada, evaporación. Todos estos métodos son físicos ya que no cambian las sustancias del sistema sino que las separan.

Solución

También conocida como disolución, es un sistema homogéneo que resulta de la mezcla homogénea de dos o más sustancias conocidas como solutos y solventes. Es homogénea porque no es posible distinguir el soluto una vez disuelto. Por ejemplo: al colocar sal en agua, no es posible distinguir la sal disuelta. En cambio si se coloca arena en agua se observa que la arena se puede distinguir del agua. Este último sistema no es una solución sino que es una mezcla heterogénea.

Solvente: es la habitualmente la parte de la solución que se halla en mayor proporción. En los casos que enfrentamos habitualmente en la medicina, el solvente más utilizado es el agua y por ello las soluciones se denominan acuosas. Existen soluciones donde el solvente puede ser otro líquido (alcohol, acetona, etc) o puede ser también un gas, e incluso un sólido.

Si bien volveremos más adelante sobre el tema soluciones, cuando estudiemos el concepto de concentración ampliaremos algunos conceptos.

Tipos de solutos

Básicamente existen dos tipos de solutos: no electrolitos (no dissociables o no iónicos) y los electrolitos (dissociables o iónicos).

No electrolitos: son solutos que al colocarlos en agua cada molécula queda como tal sin disociarse (, izquierda).

Electrolitos: se disocian, originando dos o más partículas, llamadas cationes y aniones (Figura 1, derecha).

Por ejemplo: en la izquierda al colocar 1 molécula de un no electrolito en agua queda una partícula en solución. En el panel de la derecha de la Figura 1, al

Clase 1.2

colocar una molécula de electrolito se disocia formándose en este caso 3 partículas. Son electrolitos las sales, ácidos e hidróxidos. Los no electrolitos son compuestos generalmente de naturaleza orgánica.

Un compuesto como Na_2SO_4 , al colocarlo en agua se disocia en el radical ácido: SO_4^- y dos cationes Na^+ .

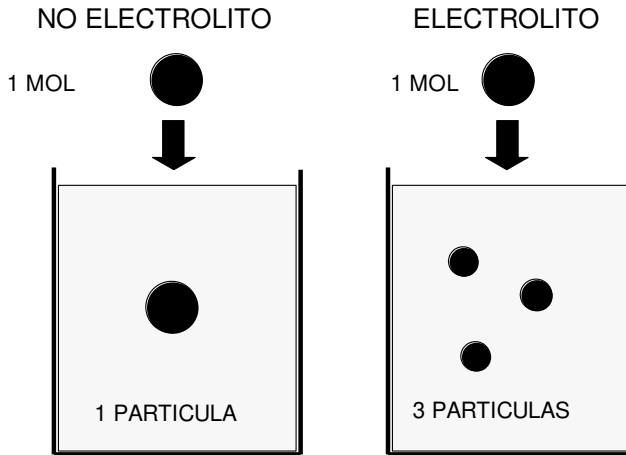


Figura 1

En las soluciones verdaderas, dispersiones coloidales o en las mezclas heterogéneas (gruesas o finas) existen partículas dispersas en otra, como por ejemplo el agua, a la que llamaremos fase dispersante. Estas partículas pueden separarse por diferentes métodos. Cuando las partículas se separan por algún método, se dice que la mezcla no es estable. En el caso que no se puedan separar se dice que la mezcla es estable a ese método.

A continuación se describen brevemente los métodos para separar fases o componentes de sistemas materiales.

Filtración: es un método que separa partículas al hacerlas pasar por un filtro. Las dispersiones gruesas y finas pueden ser separadas por filtración, mientras que son estables a este método las soluciones y dispersiones coloidales. Ejemplo: si tenemos un vaso de agua con granos de arena podremos separar la arena del agua por filtración. Sin embargo si tengo agua con proteínas disueltas como podría ser en el caso del plasma sanguíneo, que es una

dispersión coloidal, un filtro común como un tamiz o colador no logrará separar las proteínas del agua.

Ultrafiltración: es un método que retiene las partículas de las dispersiones coloidales, pudiéndolas separar de la fase dispersante. Las soluciones son estables a este método. Básicamente esta técnica es una filtración, en la cual el filtro tiene resolución a nivel molecular. Inclusive existen filtros moleculares que permiten separar partículas de estas dimensiones. El proceso también se conoce como diálisis, aunque entre ultrafiltración y diálisis puede haber en algunos casos algunas diferencias según la implementación de la técnica. La diálisis se utiliza en ciencias médicas en personas con insuficiencia renal. La insuficiencia renal impide la eliminación de algunas sustancias de la sangre, que normalmente se eliminarían por orina. Al someter a la sangre del paciente a diálisis, estas sustancias pasan a una solución que luego se descarta y por ende la sangre del paciente queda con menor concentración de estas sustancias.

Cromatografía y electroforesis: estas dos técnicas son útiles para la separación especialmente de partículas que se hallan en estado de dispersión coloidal. En las ciencias biológicas es de extrema importancia para separar proteínas, ácidos nucleicos, aminoácidos, etc. En las cromatografías la separación se hace por la afinidad que las diferentes partículas tienen por una fase estática respecto de una fase móvil. En la electroforesis, lo más común es que la separación se logre por la diferente velocidad que tienen las partículas para moverse en presencia de un campo eléctrico en función de su masa y tamaño.

Sedimentación: es un método de separar partículas basado en el peso de las mismas. Si su peso es importante las partículas sedimentan separándose del solvente. Las soluciones y dispersiones coloidales son estables mientras que las mezclas heterogéneas gruesas y finas no lo son.

Centrifugación: es un método de separación aumentando la sedimentación por acción de la fuerza centrífuga. Las soluciones y dispersiones coloidales son estables, no así las mezclas heterogéneas gruesas y finas. La diferencia entre la sedimentación y la centrifugación es la fuerza que actúa y el tiempo que tarda. La centrifugación al utilizar la fuerza centrífuga que puede ser miles de veces mayor que la fuerza de la gravedad, acelerando el proceso haciéndolo miles de veces más rápido.

Ultracentrifugación: es similar a la centrifugación pero a mayores fuerzas centrífugas. Sólo las soluciones son estables a este método. La fuerza de la gravedad se conoce como 1 g. En las centrifugas se puede aumentar miles de veces llegando por ejemplo a valores de 4000 g, lo que significa que la fuerza que sufre una partícula es 4000 veces la fuerza de la gravedad. En las

Clase 1.2

ultracentrífugas se puede llegar a varias decenas de miles de esta fuerza, por ejemplo .

Tabla periódica

La tabla periódica es un recurso disponible que concentra a todos los elementos conocidos, ordenados por su número atómico y donde se representan, según la complejidad de la tabla los valores de diversas propiedad de cada elemento. La ubicación de los elementos en la tabla periódica permite predecir sus propiedades y comportamientos.

La figura siguiente muestra una tabla, de tantos modelos disponibles.

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

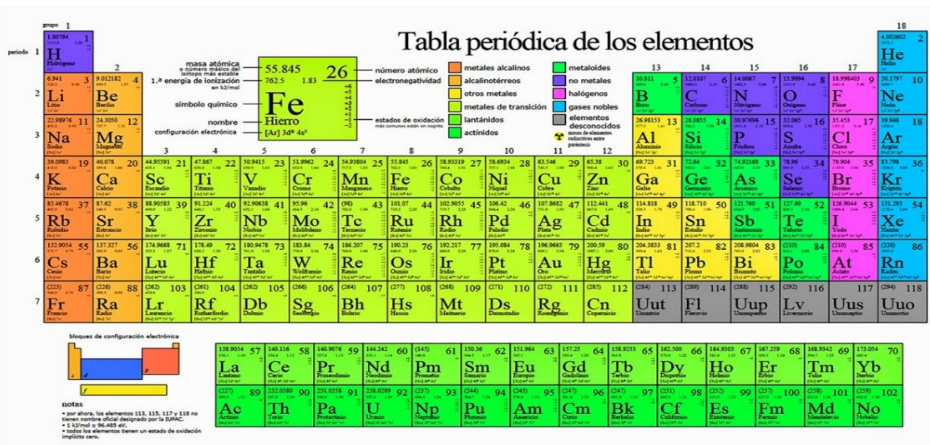


Figura 2

Si bien en esta imagen no se alcanzan a ver todos los detalles, se observa fundamentalmente que, cada cuadrado corresponde a un elemento, donde figura su símbolo, en el vértice superior derecho el número atómico, en el vértice superior izquierdo la masa atómica y luego una gran cantidad de detalles. En algunas tablas, como la mostrada en la Figura 2 , se representan con colores diferentes a grupos de elementos con propiedades químicas similares: metales alcalinos, metales alcalinos térreos, metales de transición, halógenos, gases nobles, etc.

Actualmente la tabla periódica ha perdido el uso que tenía en el pasado. La presencia de datos muy precisos y muchas veces más abundantes se hallan en internet, por ejemplo en Wikipedia. Si buscamos datos de sodio por ejemplo, hallaremos información extensísima y contrariamente a las creencias populares, la información hallada es altamente confiable.

Estructura atómica

El átomo es la menor porción de la materia que puede participar en una reacción química. En un modelo sencillo, el átomo está formado por tres tipos de partículas subatómicas: neutrones (n^0), protones (p^+) y electrones (e^-). Existen diferentes modelos que explican la estructura de los átomos; estudiaremos superficialmente el modelo de Rutherford. Este modelo consiste en un átomo compuesto por un núcleo y órbitas o niveles de energía. Las órbitas se numeran desde el núcleo hacia afuera con los números 1, 2, 3, etc o bien con las letras K, L, M, N, etc (Figura 3).

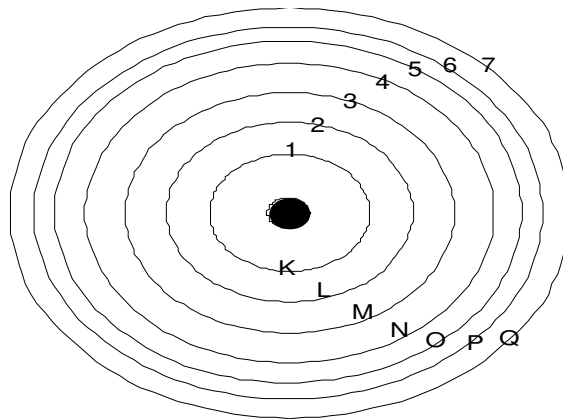


Figura 3

En el núcleo del átomo se encuentran dos partículas subatómicas de importancia por su masa y carga: los neutrones: n^0 (sin carga) y los protones: p^+ (con carga positiva), ambas con masa similar (aproximadamente 1 unidad de masa atómica: uma). En las órbitas se encuentran los electrones: e^- (con carga negativa). Los electrones son 1800 veces más livianos que los neutrones y protones.

Un átomo tiene igual cantidad de protones que de electrones. Cuando un átomo tiene más electrones que protones se dice que es un anión y tendrá carga negativa. Contrariamente si un átomo tiene más protones que electrones,

Clase 1.2

se dice que es un catión, tendrá carga positiva. Cationes y aniones pertenecen al grupo de los iones.

El átomo se puede hallar básicamente en dos estados: fundamental y excitado.

Estado fundamental

El estado fundamental es el estado en el cual el átomo tiene todos los electrones en su menor estado de energía. Los electrones tienen menos energía cuanto más cerca del núcleo están.

Estado excitado

Un átomo está en estado excitado cuando al menos algún electrón se encuentra en estado de mayor energía. Al recibir energía un electrón se excita, aumentando su contenido energético y alejándose del núcleo.

En un átomo en estado fundamental o excitado, la cantidad de electrones es igual a la de protones, determinando que el átomo en este estado es neutro.

Todo átomo se reconoce básicamente por dos números: el número atómico y el número másico.

Número atómico

El número atómico se identifica con la letra Z e indica la cantidad de protones o electrones que tiene un átomo neutro. En el caso de átomos ionizados solo indica la cantidad de protones. El Z se ubica como subíndice adelante o detrás del símbolo del elemento, por ejemplo: ${}_6\text{C}$, indica que el Z del carbono es 6.

Número másico

El número másico se identifica con la letra A , e indica el número de neutrones más protones del átomo. El A se ubica como superíndice a la derecha del símbolo del átomo, por ejemplo C^{12} , indica que el átomo tiene entre protones y neutrones un total de 12 partículas. Neutrones y protones se conocen con el nombre genérico de nucleones por hallarse en el núcleo del átomo.

Ejemplos:

El ${}_{11}\text{Na}^{23}$, tiene $Z=11$, $A=23$. Tiene por lo tanto 11 protones, 11 electrones y 12 neutrones.

En el caso del catión Na^+ , $Z=11$ y $A=23$ (los números no cambian en un ion) tendrá 11 p^+ y 10 e^- ya que al tener una carga positiva, indica que ha perdido un electrón. La pérdida o ganancia de uno o más electrones se conoce como ionización.

Para el caso de ${}_{17}\text{Cl}^{35}$, $Z=17$ y $A=35$; por lo tanto tiene 17 p^+ y 17 e^- , además de 18 n^0 .

En el caso del anión cloruro (Cl^-), $Z=17$ y $A=35$, pero en este caso tendrá 17 p^+ y 18 e^- , además de 18 n^0 . En este caso también estamos en presencia de una ionización, pero en la cual se formó un anión por haber ganado un electrón.

Relaciones entre átomos

De comparar Z y A de dos átomos surgen algunas definiciones.

Isótopos

Los isótopos son átomos de igual Z pero diferente A. por ejemplo ${}_6\text{C}^{12}$ ($Z=6$, $A=12$) y ${}_6\text{C}^{14}$ ($Z=6$, $A=14$). Estos dos átomos tienen igual cantidad de protones y electrones pero difieren en el número de neutrones. También se dice que dos isótopos son átomos de igual cantidad de protones pero diferente masa.

Isótonos

Los isótonos son átomos de igual cantidad de neutrones. Por ejemplo ${}_8\text{O}^{15}$, tiene 7 n^o y el ${}_7\text{N}^{14}$ tiene 7 neutrones.

Isóbaros

Dos átomos son isóbaros si tienen igual A. Por ejemplo ${}_7\text{N}^{14}$ y el ${}_6\text{C}^{14}$, tienen la misma masa: 14.

Isómeros

Los isómeros son átomos de igual A y Z pero que se diferencian en el estado energético. Habitualmente se representa el átomo con mayor contenido de energía con la letra m delante del número A, que se coloca como superíndice del símbolo.

Por ejemplo: es muy común en medicina el uso de un isómero del Tc⁹⁹, que por tener mayor contenido energético se llama Tc^{99m}. "m" significa metaestable o inestable.

No se debe confundir con el término "isómeros" utilizado para referirse a dos compuestos químicos formados por el mismo número y tipo de átomos, pero con diferente distribución. Ya veremos este tema más adelante.

Catión

Estructura química con carga positiva. En el caso de átomos, un catión tiene siempre más protones que electrones. La diferencia entre el número de protones y electrones da la carga del catión y viceversa. Por ejemplo: en el catión Ca^{++} , la cantidad de electrones es $Z-2$.

Clase 1.2

Anión

Estructura química con carga negativa. Un anión siempre tiene más electrones que protones. La diferencia entre los electrones y los protones da la carga del anión y viceversa. Por ejemplo: el anión I^- , tiene una carga negativa, por lo tanto el número de electrones es igual a $Z+1$.

Núclido

La palabra núclido o nucleido la utilizamos cuando hacemos referencia al átomo de un elemento en particular sin compararlo con otro. Ejemplos:

El Ca^{45} es un nucleido radioactivo.

Un átomo o nucleído de I al ganar un electrón se transforma en un anión.

Un núclido de oxígeno y nucleido de N son isótonos, por tener igual número de neutrones.

Si dos nucleídos son isómeros, quiere decir que tienen igual Z y A pero difieren en su nivel energético.

Núclidos estables e inestables

Los núclidos estables son átomos de un elemento que permanecen como tal a lo largo del tiempo. En cambio, los núclidos o átomos inestables, también conocidos como átomos o elementos radioactivos, son aquellos en que su núcleo sufre cambios en el número de neutrones y protones, transformándose en otros átomos. A este proceso que no se estudia dentro de la química, se la conoce como desintegración radiactiva y el fenómeno que producen se conoce como radiactividad. La radiactividad y sus efectos son de extrema importancia en las ciencias biomédicas tanto por sus efectos adversos como beneficiosos.

Examen del módulo



Examen Clase 1.2

URL examen clase 1.2: <https://forms.gle/4WW4xyvmHDVLTtYR17>

Clase 1.3



Vídeo clase 1.3

URL clase 1.3: <https://youtu.be/v82lLxf3XJI>

Compuestos inorgánicos

Como vimos anteriormente la materia se presenta con diferentes propiedades a las que llamamos sustancias. Una sustancia puede ser simple o compuesta. Se dice que es simple cuando está formada por un mismo tipo de átomos y compuesta cuando está formada por más de un tipo de átomos. Las sustancias simples son escasas en el universo si se las compara con el incontable número de sustancias compuestas. Estas últimas se hallan en tanta cantidad y variedad que es común estudiarla inclusive en diferentes materias o áreas del conocimiento. Así tenemos los compuestos inorgánicos, orgánicos y biológicos, como una simple clasificación.

Se define a un compuesto inorgánico como aquel compuesto formado por átomos diferentes pero que no incluyen al carbono unido consigo mismo. Los compuestos orgánicos contrariamente, son aquellos que tienen carbono y los átomos de carbono se hallan unidos entre sí formando cadenas carbonadas. Por otra parte, los compuestos biológicos o biomoléculas son estructuras químicas formadas por carbono unidos consigo mismo, pero que son sintetizados por organismos vivos. Podríamos considerar que los compuestos biológicos son un grupo dentro de los compuestos orgánicos.

Recordemos algunos conceptos!

Símbolo: es la representación gráfica de un átomo de un dado elemento. Por ejemplo un átomo del elemento sodio se representa con Na. Un átomo de carbono se representa con C.

Fórmula: es la representación gráfica de una sustancia, ya sea simple o compuesta. Por ejemplo la representación del ácido clorhídrico se hace a través de la fórmula HCl (sustancia compuesta), mientras que la del ozono por la fórmula O₃ (sustancia simple).

Comenzaremos a introducirnos en las estructuras químicas de los compuestos dando algunos rudimentos de las fórmulas de los compuestos inorgánicos. Dentro de las sustancias estudiaremos: óxidos básicos y ácidos, oxoácidos, hidróxidos, sales e hidruros. Si bien podría pensarse que los compuestos biológicos y orgánicos son de importancia en la medicina y no tanto los inorgánicos, a modo de ejemplo se puede plantear que el agua, la sustancia que ingerimos en mayor cantidad tiene una enorme cantidad de compuestos inorgánicos. Algunos de ellos necesarios para nuestra vida y otro que son realmente tóxicos. A modo de ejemplo podemos citar las sales de arsénico y flúor que están entre los 10 elementos más tóxicos según la Organización mundial de la Salud.

En cualquier compuesto químico, los átomos se encuentran unidos por enlaces químicos. Cada átomo tiene una determinada capacidad de unión y no otra. A modo ilustrativo podríamos utilizar una comparación. Supongamos que tenemos dos electrodomésticos, uno con un enchufe de dos patas redondas y otro electrodoméstico con un enchufe de tres patas planas. En la pared tenemos un enchufe con tres orificios planos. Es obvio que solo podré enchufar el electrodoméstico que tiene tres patas planas y no el otro. Con los átomos pasa igual. Cada átomo tiene una capacidad de combinación que podríamos interpretar como enchufes o ganchos. Una regla práctica rudimentaria pero entendible es que los átomos al unirse a través de estos **ganchos** lo hacen sin dejar ningún gancho libre. Estos **ganchos** con los que se unen los átomos se los conoce como valencias o capacidad de combinación y como veremos más adelante está íntimamente relacionado al número de oxidación. Por ejemplo cuando el sodio se une a otro átomo sólo puede establecer un enlace, entonces se dice que tiene valencia 1.

En el caso de los electrodomésticos diríamos que uno de ellos tiene valencia 2 y el otro valencia 3. Por otra parte el enchufe de la pared tendría valencia 3.

Las valencias pueden obtenerse de la tabla periódica. La misma es común hallarla con signo positivo o negativo, que enteremos su significado más adelante. En principio utilizaremos una breve lista de los elementos más

Clase 1.3

comunes para comprender los principios por los cuales se forman los compuestos inorgánicos. La lista siguiente da las valencias más comunes de los elementos más utilizados. Como se puede ver algunos elementos tienen una única forma de combinación, en cambio otros tienen diferentes capacidades de combinación. Por ejemplo el aluminio solo se puede unir a otro átomo utilizando 3 **valencias**. En cambio el Hg, puede hacerlo en algunos casos con una capacidad de combinación de 1 **valencia** y en otros casos con 2 **valencias**.

valencia	elementos
1	Li, Na, K, Rb, Cs, H, Ag, F
2	O, Ca, Ba, Be, Mg, Cd, Zn
3	Al, B
4	C, Si
1,2	Hg, Cu
1,3	Au, Tl
2,3	Fe, Co, Ni
2,4	Pb, Sn
3,5	N, As, Sb, P
2,4,6	S, Se, Te
1,3,5,7	Cl, Br, I

Para escribir la fórmula de una sustancia es importante tener presente que al unirse los elementos se unen las valencias de uno con las valencias del otro y no deben quedar valencias libres.

Por ejemplo el O tiene valencia 2 y el H valencia 1. Al unirse ambos, cada valencia del H se liga a una del oxígeno, por lo tanto son necesarios dos H por cada O, Figura 4. De esta manera la fórmula que resulta es H_2O , que es la fórmula del agua.

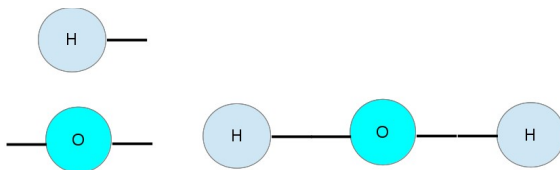


Figura 4

Otro ejemplo es la unión de N e H, en este caso el N actúa con valencia 3 y el H con valencia 1; por lo que son necesarios 3 H por cada nitrógeno, quedando la fórmula NH_3 . Como se puede ver en ambas fórmulas queda debajo de cada elemento la valencia del otro elemento. Esta es la regla general para escribir

una fórmula de cualquier compuesto: "Se colocan los elementos uno a la par del otro y se escribe como subíndice la valencia del otro"

Veamos un ejemplo. Escribir la fórmula que resulta de ligar el N con valencia 5 y el O con valencia 2.

Respuesta: Coloque los dos símbolos

N O

coloque como subíndice de cada símbolo la valencia del otro

N_2O_5

Es la fórmula molecular de pentóxido de dinitrógeno.

Si bien este principio de construcción no es siempre aplicable y en algunos casos se requiere un poco más de trabajo, siempre subyace ese mecanismo.

A continuación veremos los compuestos inorgánicos más comunes, la forma de expresar correctamente su nombre y cómo escribir sus fórmulas moleculares.

Óxidos básicos

Son compuestos que resultan de la combinación entre oxígeno y un metal. Los metales son elementos que se hallan en general ubicados en la parte izquierda de la tabla periódica y tienen ciertas propiedades como el brillo y la conducción del calor y la electricidad.

Construyamos el óxido básico que resulta de la combinación entre oxígeno y sodio. Se colocan los símbolos de los elementos y se intercambian valencias. Recordemos que la valencia del sodio es 1 y la del oxígeno es 2. En las fórmulas al intercambiar valencia, si una de ellas es 1, no se coloca y se acepta que allí existe el número 1

Ej. Na_2O

Existen dos formas para nombrar a este compuesto.

1) óxido de sodio

2) monóxido de disodio

Cuando el metal tenga más de una valencia puede dar dos óxidos diferentes. En la nomenclatura se le coloca la terminación oso al compuesto en el que el metal tiene menor valencia y terminación ico al compuesto con mayor valencia.

Ejemplo: el Fe tiene valencia 2 y 3.

Con valencia 2 forma el compuesto Fe_2O_2 , en el que se simplifican los subíndices, quedando FeO.

La nomenclatura es: óxido ferroso, monóxido de hierro u óxido de hierro (II).

Clase 1.3

Con valencia 3, el hierro con el oxígeno forman el Fe_2O_3 . En este caso la fórmula no sufre simplificación. La nomenclatura de este compuesto es óxido férrico, trióxido de dihierro u óxido de hierro (III).

Ejercicio: escribir la fórmula de los siguientes óxidos. Luego vea las respuestas al final de la página:

- ¹ óxido de calcio
- ² óxido cobáltico
- ³ óxido de aluminio

Resumen: para escribir un óxido básico se coloca primer el símbolo del metal, luego el símbolo del oxígeno. Como subíndice del metal se coloca 2, que es la valencia del oxígeno, y como subíndice del oxígeno la valencia del metal. Si ambos subíndices son múltiplos se simplifican. Existen varias formas de nombrar un óxido básico, la más sencilla es como **óxido de** seguido por el nombre del metal, para metales con una sola valencia. Para metales que tienen dos valencias, la nomenclatura es **óxido** seguido por el nombre del metal con terminación oso, para el óxido de un metal con la menor de sus valencias. En cambio se nombra como **óxido** seguido del nombre del metal con terminación ico, para el caso en que el metal actúa con la mayor de sus valencias.

Oxidos ácidos

Son la combinación de oxígeno con un no metal. Los no metales se hallan en la parte derecha de la tabla periódica. En general son gases o sólidos.

Un ejemplo clásico de un no metal es el cloro, que pertenece a la familia de los halógenos. Este halógeno tiene valencias 1, 3, 5 y 7. Con valencia 5 podría combinarse con el oxígeno, formando un compuesto:

Cl_2O_5 , su nombre es pentóxido de dicloro.

Ejercicios: Escribir la fórmula de los siguientes compuestos. Hallará la respuesta al pie de la página.

- ⁴ trióxido de azufre
- ⁵ pentóxido de dinitrógeno
- ⁶ dióxido de carbono

-
- 1 CaO
 - 2 Co_2O_3
 - 3 Al_2O_3
 - 4 SO_3
 - 5 N_2O_5
 - 6 CO_2

Resumen: para escribir un óxido ácido se coloca primer el símbolo del no metal, luego el símbolo del oxígeno. Como subíndice del no metal se coloca 2, que es la valencia del oxígeno, y como subíndice del oxígeno la valencia del no metal. Si ambos subíndices son múltiplos se simplifican. Habitualmente se nombran indicando el nombre del oxígeno y del no metal precedidos por prefijos que indican el número de átomos de cada elemento: (mono-di-tri-penta) óxido de (mono-di) nombre del no metal

Hidróxidos

Son compuestos ternarios, es decir compuestos formados por tres elementos diferentes, que resultan de la unión de un metal con el radical hidroxilo u oxhidrilo, cuya representación es OH. Este radical tiene valencia 1. En realidad el oxhidrilo puede pensarse como un oxígeno con valencia 2 que se unió a un hidrógeno con valencia 1, quedando al oxígeno una valencia libre para unirse al metal. La escritura de la fórmula sigue las mismas reglas, se coloca el átomo del metal y a la derecha el grupo oxhidrilo. Se intercambian valencias como en cualquier fórmula.

Para el hierro con valencia 3 la fórmula resulta: $\text{Fe}(\text{OH})_3$. La nomenclatura se da siempre con la palabra hidróxido seguido del nombre del metal con terminación oso o ico dependiendo si actúa con la menor o la mayor valencia. En este caso se denomina hidróxido férrico o hidróxido de hierro (III). En cambio si el hierro actúa con valencia 2, quedará $\text{Fe}(\text{OH})_2$ y su nomenclatura es hidróxido ferroso o hidróxido de hierro (II).

En el caso de un metal que tiene una sola valencia como el potasio la fórmula quedará escrita de la siguiente manera: $\text{K}(\text{OH})$. Su nomenclatura es hidróxido de potasio. También se puede llamar hidróxido potásico. Cuando tiene una sola valencia se lo trata como si fuera la mayor valencia. Para los hidróxidos, como el $\text{K}(\text{OH})$, donde como subíndice del oxhidrilo quedó un 1, se pueden omitir los paréntesis, quedando la fórmula KOH.

Ejercicios: Escribir las fórmulas de los siguientes hidróxidos. Hallará las respuestas al pie de la página.

⁷ hidróxido de aluminio

⁸ hidróxido níqueloso

⁹ hidróxido de sodio

7 Al (OH)₃

8 Ni (OH)₂

9 Na (OH)

Clase 1.3

Hidrácidos

Estos compuestos resultan de la combinación del hidrógeno con un no metal. Los no metales que forman hidrácidos son: Cl, Br, I, F, S, Se y Te. Estos elementos solo forman hidrácidos con su menor valencia. La nomenclatura de estos compuestos es: la palabra **ácido** seguido del nombre del no metal terminado en hídrico o el nombre del no metal terminado en "uro" y seguido de las palabras **de hidrógeno**.

Por ejemplo el cloro actúa con valencia 1 generando el siguiente hidrácido: HCl. Su nombre es ácido clorhídrico o cloruro de hidrógeno.

Oxoácidos

Los oxoácidos son compuestos ternarios, formados por un no metal, oxígeno e hidrógeno. Para la escritura de la fórmula el mecanismo es diferente: primero se debe escribir el óxido ácido del elemento no metálico con la valencia adecuada y luego sumarle agua. Por ejemplo si se desea escribir la fórmula de ácido sulfúrico se debe hacer el siguiente razonamiento. La terminación ico indica que el azufre está actuando con la mayor valencia. Para formar oxoácidos el azufre puede utilizar valencia 4 o 6. En este caso lo está haciendo con valencia 6. Entonces primero formamos el óxido ácido con valencia 6, utilizando la metodología ya aprendida: colocamos los símbolos e intercambiamos sus valencias.



como los subíndices son múltiplos pueden simplificarse por división por 2, resultando



luego le sumamos una molécula de agua



Intente escribir la fórmula de ácido sulfuroso, sabiendo que el azufre actúa en este compuesto con valencia 4.

Respuesta:



Existen casos especiales, por ejemplo el cloro que tiene valencias: 1, 3, 5, y 7, cuando forma oxoácidos, se deben agregar a los nombres algunos prefijos.

Para las dos valencias menores (1 y 3) la terminación será **oso** y para las dos mayores (5 y 7) la terminación será **ico**. Para distinguir a los dos oxoácidos de menor valencia, al menor de los dos se le agrega el prefijo **hipo**. De manera similar para distinguir a los dos oxoácidos con mayor valencia que terminan en ico, se le agrega al de mayor valencia el prefijo **per**. Veamos a continuación las fórmulas y sus respectivas nomenclaturas

con valencia 1: ácido **hipocloroso**: HClO.

con valencia 3: ácido cloroso: HClO₂.

con valencia 5: ácido clórico: HClO₃.

con valencia 7: ácido **perclórico**: HClO₄.

Casos similares al cloro son el bromo y yodo.

Otro tipo de excepción corresponde al fósforo, que cuando forma el oxoácido puede combinarse con 1, 2 o 3 moléculas de agua: Por ejemplo con valencia 5 el fósforo da los siguientes oxoácidos:

Con una molécula de agua



En este caso se puede simplificar y la fórmula que se obtiene es: HPO₃ y su nombre es ácido **metafosfórico**. El prefijo **meta** indica que el compuesto se formó con una molécula de agua.

Con dos moléculas de agua



Que se llama ácido **pirofosfórico**. El prefijo **piro** indica que se utilizaron 2 moléculas de agua.

Con tres moléculas de agua



que luego de simplificar se obtiene el ácido **ortofosfórico**: H₃PO₄. El prefijo **orto** indica que para formar el compuesto se utilizaron 3 moléculas de agua.

El arsénico y el antimonio dan el mismo tipo de compuestos que el fósforo. El boro y el silicio dan compuestos similares pero tienen algunas variantes que resultarán fácil de comprender cuando los enfrente.

Clase 1.3

Obtención de nomenclatura a partir de fórmula

Este es el mecanismo inverso al que vinimos desarrollando. Si bien un poco más complejo tiene sus estrategias para llegar a buen puerto.

Podríamos proponer los siguientes pasos y trabajar con selecciones positivas o negativas para nuestra orientación

- 1- ¿Es un compuesto o una sustancia simple?
- 2- Si es un compuesto ¿Es inorgánico, orgánico o biológico?
- 3- Si es inorgánico ¿Es un óxido, hidróxido, hidrácido u oxoácidos?
- 4- Si es un óxido ¿es básico (porque tiene metal) o ácido (con no metal)?
- 5- En cualquiera de los dos casos del ítem 4, ¿con qué valencia está actuando?
- 6- Si es un oxoácido, ¿cuántas moléculas de agua necesitó para su formación?
- 7- Una vez conocida la cantidad de moléculas de agua, ¿con cuál de sus valencias actuó el no metal?

Veamos ejemplos:

Ejemplo 1: De la nomenclatura del siguiente compuesto $\text{Ca}(\text{OH})_2$

Sigamos en orden las preguntas anteriores:

1- ¿Es un compuesto o una sustancia simple?

R: sustancia compuesta.

2- Si es un compuesto ¿Es inorgánico, orgánico o biológico?

R: inorgánico. No tiene carbonos unidos consigo mismo. Es más en este caso ni tiene C.

3- Si es inorgánico ¿Es un óxido, hidróxido, hidrácido u oxoácidos?

R: Por el tipo de fórmula construida con el símbolo de un elemento y oxhidrilos, podemos decir que es un hidróxido. Avala esta conclusión la presencia de OH y de metal.

Sabemos que para los hidróxidos la nomenclatura es siempre de la misma manera: comienza con la palabra **hidroxido**, seguido del **nombre del metal**, terminado en oso o ico dependiendo sea la menor o la mayor valencia. O en el caso de elementos con una sola valencia, terminan con el nombre del metal sin terminación oso o ico.

En este caso el Calcio tiene solo valencia 2.

Por lo tanto la nomenclatura del compuesto es **hidróxido de calcio**.

Ejemplo 2: De la nomenclatura del siguiente compuesto HNO_3

Sigamos en orden las preguntas planteadas anteriormente:

1- ¿Es un compuesto o una sustancia simple?

R: compuesto.

2- Si es un compuesto ¿Es inorgánico, orgánico o biológico?

R: inorgánico. No tiene carbonos unidos consigo mismo. Es más en este caso ni tiene C.

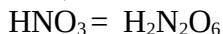
3- Si es inorgánico ¿Es un óxido, hidróxido, hidrácido u oxoácidos?

R: Por el tipo de fórmula y tratándose de un compuesto ternario con un no metal, hidrógeno y oxígeno, decimos que es un oxoácido. Avala esta conclusión la presencia de O, H y de no metal.

Sabemos que para los oxoácidos la nomenclatura es siempre de la misma manera: comienza con **ácido** seguido del **nombre del no metal**, terminado en oso o ico dependiendo sea la menor o la mayor valencia. Podría llevar prefijos hipo y per en caso del cloro, bromo y yodo (que no es este caso) o prefijos meta, piro y orto para los casos de fósforo, arsénico, antimonio, boro y silicio (que no es este caso). Se trata del N que sabemos que da oxoácidos con valencias 3 y 5. Es decir, que se trata del ácido nitroso o nítrico, respectivamente.

¿Como deducimos cuál es? Sigamos el razonamiento.

Como el oxoácido se forma por adición de agua a un óxido ácido, si la molécula tiene número impar de H es porque sufrió simplificación. Tal es este caso, debería tener dos H. Por lo tanto multiplicamos por 2 los subíndices.



Le sacamos la molécula de agua que se utilizó para formar el oxoácido y así obtendremos el óxido ácido a partir del cual se formó. Al quitarle el agua le sacamos 2 H y 1 O, resultará:



Como debajo del O hay un subíndice 5, entonces la valencia del N es 5, que corresponde a su mayor valencia.

Concluimos que la fórmula HNO_3 representa al ácido nítrico.

Ejercitación: Realice los siguientes ejercicios. Al final de la página se hallan las respuestas correctas

Escriba la fórmula molecular de

¹⁰- óxido de calcio

¹¹- hidróxido de aluminio

¹²- ácido iodhídrico

¹³- pentóxido de diantimonio

10 CaO

11 Al(OH)₃

12 HI

13 Sb₂O₅

Clase 1.3

- 14- ácido nitroso
- 15- ácido piroarsenioso
- 16- hidróxido níqueloso
- 17- óxido de plata
- 18- trióxido de dibromo
- 19- ácido fluorhídrico

De la nomenclatura de los siguientes compuestos. Hallará las respuestas al pie de página.

- 20- BaO
- 21- $\text{Sr}(\text{OH})_2$
- 22- HIO_4
- 23- HBr
- 24- I_2O_5
- 25- $\text{H}_4\text{As}_2\text{O}_7$

Radicales ácidos

Si a un oxoácido o hidrácido se le quitan los hidrógenos se obtiene un radical ácido. La nomenclatura del radical es igual al nombre del ácido del cual se originó pero cambiando la terminación **ico** por **ato** u **oso** por **ito**.

Por ejemplo: a partir del ácido sulfúrico : H_2SO_4 , se obtiene: SO_4 al quitarle los dos hidrógenos, que es el radical sulfato. Si se le hubiera quitado sólo un hidrógeno se obtendría HSO_4 , que es el radical sulfato monoácido (por quedarse con un hidrógeno).

-
- 14 HNO_2
 - 15 H_4AsO_5
 - 16 $\text{Ni}(\text{OH})_2$
 - 17 Ag_2O
 - 18 Br_2O_3
 - 19 HF
 - 20 óxido de bario
 - 21 hidróxido de estroncio
 - 22 ácido periódico
 - 23 ácido bromhídrico o bromuro de hidrógeno
 - 24 pentóxido de diyodo
 - 25 ácido piroarsénico

Es importante tener en cuenta que un radical tiene una valencia que es igual al número de hidrógenos que se le han quitado. Por ejemplo para el radical sulfato la valencia es 2, mientras que el sulfato monoácido tiene valencia 1.

Hagamos algunos ejercicios: Escribir las fórmulas de los siguientes oxoácidos y de sus radicales ácidos. Indicar además la valencia de cada radical y su nombre :

- 1- ácido carbónico
- 2- ácido nitroso
- 3- ácido ortofosfórico

Resolución: veamos en el primer caso

El ácido carbónico es un oxoácido. La palabra **ácido** y la terminación **ico** nos orienta en este caso. Recuerde que esto no es aplicable a toda la química. El ácido propiónico con las mismas características de su nomenclatura es un ácido orgánico y el ácido glutámico es un aminoácido. Lo que sí es regla general es que si comienza con la palabra **ácido** es un compuesto que al disolverlo en agua tendrá comportamiento ácido, es decir, liberará hidrógenos. Veremos este tema en detalle más adelante, por su importancia en las ciencias médicas.

El ácido carbónico involucra carbono con valencia 4. Si lo escribiéramos desde su inicio utilizando el razonamiento, primero combinaríamos el dióxido de carbono con el agua, para obtener el ácido carbónico.



Ahora escribamos los radicales ácidos. Recordemos que es la misma estructura del ácido pero quitando los hidrógenos. Como tiene dos hidrógenos podemos generar dos radicales:



Veamos su nomenclatura y valencia. Ambos provienen del ácido carbónico, entonces eliminamos la palabra ácido y cambiamos la terminación **ico** por **ato**. Si hubiera terminado en oso, se cambiaría por la terminación **ito**. Luego agregaremos a continuación la palabra monoácido si quedó con un hidrógeno, diácido si quedó con dos y triácido si se quedó con tres hidrógenos. No se agrega nada si quedó sin hidrógenos Recuerde que para dar un radical al menos debe perder un hidrógeno.

Para la valencia, debemos contar cuantos hidrógenos perdió. Si el ácido tenía dos hidrógenos y el radical quedó con uno, indica que perdió un hidrógeno y por lo tanto la valencia del radical será 1. Si el ácido tenía dos hidrógenos y perdió los dos, pues la valencia será dos. Así, los nombres y valencias son:

Clase 1.3

HCO_3 : carbonato monoácido – valencia 1

CO_3 : carbonato – valencia 2

Ahora veamos el caso 2:

Ácido nitroso HNO_2

Como este ácido tiene un solo hidrógeno, sólo podrá perder ese hidrógeno. Cambiamos la terminación oso por ito, resultando

NO_2 : nitrito – valencia 1

El caso 3 es el ácido ortofosfórico cuya formula es:

H_3PO_4

Por tener tres hidrógenos, este compuesto puede perder 1, 2 y hasta tres hidrógenos, en cada caso la valencia del radical correspondiente será 1, 2 o 3 y la cantidad de hidrógenos que quedarán en el radical serán 2, 1 o ninguno. Veamos entonces las posibilidades

H_2PO_4 ortofosfato diácido – valencia 1

H_1PO_4 ortofosfato monoácido – valencia 2

PO_4 ortofosfato – valencia 3

Nótese que la regla para la nomenclatura eran los reemplazo:

ato por **ico**

ito por **oso**

En algunos casos como el anterior se hacen pequeñas modificaciones. Siguiendo la regla al pie de la letra correspondería el nombre: ortofosfor**ato**.

A los fines de mejor pronunciación y nombre mas armónico, suelen eliminarse o agregarse algunas letras o sílabas. En este caso se reemplazo **ato** por **órico**

Los radicales ácidos en realidad son aniones. La valencia asignada como se expresó anteriormente es la carga del radical. Por ejemplo a partir de ácido ortofosfórico: H_3PO_4 , podemos obtener tres radicales ácidos, que se originarán en el proceso de disociación del ácido.

H_2PO_4^- : fosfato diácido, perdió un hidrógeno, valencia 1, carga 1 -.

HPO_4^{2-} : fosfato monoácido, perdió dos hidrógenos, valencia 2, carga 2 -.

PO_4^{3-} : fosfato, perdió tres hidrógenos, valencia 3, carga 3 -.

Si a un hidrácido se le quita el hidrógeno, se obtiene un radical cuyo nombre termina en **uro**.

Por ejemplom la fórmula del ácido sulfhídrico es: H_2S . Al quitarle los hidrógenos se obtiene S, que es el sulfuro y cuya valencia es 2.

Si se le quitara un solo hidrógeno se obtendría SH que es el sulfuro monoácido. De la misma manera que para los radicales de los oxoácidos, estos radicales tienen carga negativa coincidente con su valencia.

Hagamos el proceso inverso. Si tenemos un radical deduzcamos de qué ácido proviene. Hagamos el ejercicio con el sulfato monoácido. Debemos cambiar la terminación **ato** por **ico** o bien si su terminación fuera **ito**, la cambiaríamos por **oso** y antepondríamos en ambos casos la palabra **ácido**, eliminando si existieran las palabras monoácido, diácido y triácido. Así, el sulfato monoácido proviene del ácido sulfúrico.

En este caso tenemos una situación similar a la explicada anteriormente. Si bien **ato** va por **ico** e **ito** por **oso**. En ese caso se reemplaza **ato** por **úrico**. Si se siguiera al pie de la letra la nomenclatura el ácido se llamaría "ácido súlfico", que no es el nombre con que lo hallaremos.

Sales

Son compuestos que resultan de la unión entre un radical ácido y un metal. Por ejemplo: el sulfito de potasio. Analizando el nombre se puede deducir que el radical es el sulfito que deriva del ácido sulfuroso, H_2SO_3 , el radical será: SO_3 , cuya valencia es 2, al combinarse con el potasio generará el siguiente compuesto



Analicemos otro ejemplo: ortofosfato monoácido de aluminio

Ortofosfato deriva del ácido ortofosfórico, cuya fórmula es: H_3PO_4

Como es **monoácido** el radical queda con un hidrógeno, es decir con la estructura será: HPO_4 , cuya valencia es 2 por haber perdido 2 hidrógenos. Al enfrentar este radical con el aluminio e intercambiar valencias resultará la siguiente sal:



Clasificación de las sales

Las sales se clasifican según la presencia de oxígeno o de hidrógenos de la siguiente manera:

1- Sales oxigenadas: son aquellas que derivan de oxoácidos y por lo tanto tienen oxígeno en su estructura. Por ejemplo el clorato de aluminio, cuya fórmula es $Al(ClO_3)_3$.

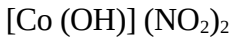
2- Sales oxigenada ácidas: provienen de un oxoácido pero el radical ácido tiene hidrógenos. Por ejemplo el ortoarseniato diácido níquelico: $Ni(H_2AsO_4)_3$.

En las sales oxigenadas ácidas, especialmente en algunos casos se utiliza otra nomenclatura, de mucha aplicación en ciencias biomédicas. Veamos un caso conocido, que corresponde al carbonato ácido de sodio, cuya fórmula es $NaHCO_3$. En algunos casos especiales, y el mencionado es el más común,

Clase 1.3

cuando una sal es ácida se suele eliminar la palabra ácido y colocar delante el prefijo bi (que no quiere decir 2). En este se puede utilizar el nombre bicarbonato de sodio.

3- Sales oxigenadas básicas: son sales provenientes de oxoácidos pero el metal está acompañado de algún oxhidrilo que satura algunas de sus valencias. Por ejemplo: el nitrito monobásico cobáltico:



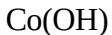
Razonémosla:

Nitrito monobásico cobáltico

Nitrito: viene del ácido nitroso, cuya fórmula es HNO_2 . El radical será entonces NO_2 con valencia 1 por haber perdido 1 Hidrógeno.

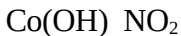
Cobáltico: se trata del cobalto con su mayor valencia, es decir 3.

Monobásico: quiere decir que tiene un oxhidrilo unido a una valencia del cobalto, por lo tanto Co y oxhidrilo quedaría unidos formando una estructura:

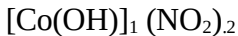


Como el cobalto tiene valencia 3, pero una está unida al oxhidrilo, la valencia de la estructura $\text{Co}(\text{OH})$ será 2.

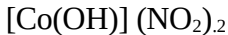
Entonces enfrentamos las estructuras e intercambiamos valencias:



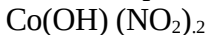
Para ver mejor encerramos cada una de ellas entre paréntesis. Note que la primera va entre corchetes, ya que la estructura tiene paréntesis en el oxhidrilo:



Podemos eliminar el corchete de la primera, ya que el subíndice es 1:



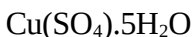
Y también podemos eliminar el corchete:



4- Sales no oxigenadas: provienen de un hidrácido. Por ejemplo el cloruro de bario: BaCl_2

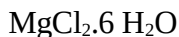
Hidratos

Los hidratos son sales que presentan agua unida en proporción constante. Son compuestos comunes en las ciencias biomédicas. Se escribe la fórmula seguida de la cantidad de moléculas de agua. Por ejemplo:



Su nomenclatura es sulfato cúprico **pentahidratado**. La palabra pentahidratado hace referencia a las 5 moléculas de agua que se hallan unidas a la sa.

Escribamos el cloruro de magnesio hexahidratado. Es una sal no oxigenada formada por el radical cloruro y el magnesio con 6 moléculas de agua unidas a su estructura. La fórmula será:

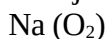


Peróxidos

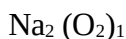
Los peróxidos son la unión de un metal con el radical peróxido. Este radical está formado por dos átomos de oxígeno unidos entre sí, teniendo el radical valencia 2.

Para escribir las estructuras se procede de la misma manera que para los óxidos. Se colocan las estructuras y se intercambian valencias.

Por ejemplo: el peróxido correspondiente al sodio. Colocamos las estructuras:



Intercambiamos valencias:



Eliminamos subíndice 1 y paréntesis:



En esta fórmula no se simplifican los subíndices dos, ya que el número dos debajo del oxígeno es parte del radical peróxido.

Se nombran con la palabra **peróxido**, seguido del nombre del metal. Para este caso: peróxido de hidrógeno. Estos compuestos en general lo forman elementos metálicos del grupo I y II de la tabla periódica.

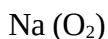
En las ciencias médicas un peróxido muy común es el peróxido de hidrógeno, cuya fórmula es H_2O_2 y cuando este compuesto se halla disuelto en agua, forma el agua oxigenada.

Superóxidos

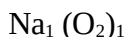
Los superóxidos son la unión de un metal con el radical superóxido. Este radical está formado por dos átomos de oxígeno unidos entre sí, teniendo el radical valencia 1.

Para escribir las estructuras se procede de la misma manera que para los óxidos. Se colocan las estructuras y se intercambian valencias.

Por ejemplo: el superóxido correspondiente al sodio. Colocamos las estructuras:



Intercambiamos valencias:



Eliminamos subíndice 1 y paréntesis:

Clase 1.3

Na O₂

Se nombran con la palabra superóxido, seguido del nombre del metal. Para este caso: superóxido de hidrógeno. Estos compuestos, en general, lo forman elementos metálicos del grupo I.

Ejercitación

Escriba las siguientes fórmulas moleculares

- sulfito monoácido de potasio
- piroarseniato triácido ferroso
- peróxido de potasio
- carbonato de calcio
- Sulfuro de zinc
- Superóxido de cesio
- bicarbonato de calcio

Clasifique los siguientes compuestos como sales oxigenadas , sales no oxigenadas, sales ácidas, sales básicas, peróxidos y oxoácidos.

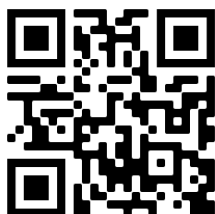
- metafosfito de calcio
- peróxido de hidrógeno
- cloruro férrico



Examen clase 1.3

URL examen clase 1.3: <https://forms.gle/cXZNwmPZD18WYhH87>

Clase 1.4



Vídeo clase 1.4

URL clase 1.4: https://youtu.be/tySMUAJD_4g

Relaciones estequiométricas

Como ya hemos visto, la química estudia la materia y sus transformaciones. La materia se puede presentar en forma de diferentes sustancias, las que difieren en la cantidad y calidad de los átomos que la forman.

En la química es importante a cada paso tener una certeza de la cantidad de cada sustancia presente en un sistema. La cantidad de sustancia o materia es una magnitud cuantitativa que puede expresarse en diferentes unidades, la más común es el gramo, pero también se pueden utilizar otras formas, como ser: el mol (o molécula gramo), el equivalente (o equivalente gramo), el osmol, el número de moléculas o átomos.

Toda sustancia pura tiene un peso molecular. Esto es un dato que hace referencia al tamaño de la molécula. El peso molecular se calcula sumando los pesos atómicos de los elementos que componen la molécula. Este dato puede presentarse sin unidades, en gramos, en uma (unidad de masa atómica) o en Dalton (Da). El Dalton es sinónimo de uma. Si bien ésta última es la forma adecuada para expresar el peso molecular, en las ciencias médicas será más común utilizar el gramo o bien no colocarle unidades, aunque no sea lo estrictamente correcto. Ejemplo: el NaCl tiene un PM de 58.5 uma y la albúmina de 60000 uma. Este dato nos está indicando que la molécula de albúmina es más grande que la de cloruro de sodio.

Veamos algunos ejemplos sobre unidades de cantidad de soluto.

Ejemplo 1:

Clase 1.4

NaCl (cloruro de sodio). La fórmula está compuesta por un catión sodio y un anión cloruro. Al disociarse se forma un catión (una carga positiva) y anión (una carga negativa). Siempre deben coincidir la cantidad de cargas positivas y negativas.



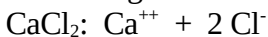
Para el caso del cloruro de sodio, el peso molecular es 58.5.

Calculemos las diferentes formas en las que se puede expresar la cantidad de sustancia. Siempre el peso molecular expresado en gramo es igual a 1 molécula gramo (a la que en simplificamos llamándola mol), además es igual a tantos equivalentes gramo (a los que solemos llamar simplemente equivalente) como cargas positivas o negativas tiene la sustancia al disociarse y a tantos osmoles como partículas se formaron. A partir de una molécula de cloruro de sodio se forman un sodio (que tiene una carga positiva) y un cloruro (que tiene una carga negativa). Por lo tanto, en una molécula hay 1 equivalente. Como a partir de una molécula de cloruro de sodio se forma un sodio y un cloruro, es decir dos partículas, podemos decir que un una molécula hay dos osmoles. Así, de manera simplificada decimos que

$$58.5 \text{ g} = 1 \text{ mol} = 1 \text{ equivalente} = 2 \text{ osmoles}$$

Ejemplo 2:

CaCl₂ (cloruro de calcio) cuyo peso molecular es 111. El cloruro de calcio se disocia según se muestra a continuación



A partir de una molécula se forma un catión calcio con dos cargas positivas y dos aniones cloruro, cada uno con una carga negativa (se forman dos cargas positivas y dos cargas negativas). Por lo tanto:

$$111 \text{ g} = 1 \text{ mol} = 2 \text{ equivalentes} = 3 \text{ osmoles}$$

Ejemplo 3:

Ca₃(PO₄)₂ (fosfato de calcio) cuyo peso molecular es 310 y se disocia como se muestra.



Se forman 3 cationes calcio y dos aniones fosfato, es decir 5 partículas, lo que corresponde a 5 osmoles. Los tres iones calcio tienen 6 cargas positivas y los dos iones fosfato 6 cargas negativas, por lo tanto, tienen 6 equivalentes.

Resumiendo los datos:

$$310 \text{ g} = 1 \text{ mol} = 6 \text{ equivalentes} = 5 \text{ osmoles.}$$

Ejemplo 4:

Urea, peso molecular 60. Este soluo no es un electrolito. Es decir que al colocar una molécula de urea en agua dará origen a una sola partícula (1 osmol) que no tiene carga. Por lo tanto la relación de masas resulta:

$60 \text{ g} = 1 \text{ mol} = 1 \text{ osmol}$.

Son sustancias no disociables: glucosa, manitol, sacarosa y en general todo soluto que no sea sal, ácido o hidróxido. Para las sustancias no disociables o no electrolitos, no se calcula la cantidad de sustancia en equivalentes.

Otras definiciones: ya se vio como calcular cuántos moles, equivalentes y osmoles se relacionan con el peso molecular. Ahora veamos las definiciones de ellos teniendo en cuenta el número $6 \cdot 10^{23}$, al que se denomina Número de Avogadro. El número de Avogadro expresa una cantidad de unidades que se denomina "mol". Como la palabra "docena" hacer referencia a doce unidades de algo, "mol" hace referencia a $6 \cdot 10^{23}$ unidades de algo. Así podemos redefinir algunos términos.

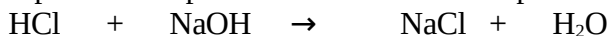
Mol: cantidad de sustancia que contiene $6 \cdot 10^{23}$ moléculas o un número de Avogadro de moléculas.

Equivalente: cantidad de sustancia que contiene $6 \cdot 10^{23}$ cargas o un número de Avogadro de cargas.

Osmol: cantidad de sustancia que contiene $6 \cdot 10^{23}$ partículas o un número de Avogadro de partículas.

Reacciones químicas y relaciones estequiométricas

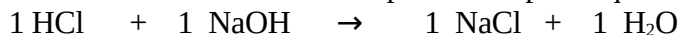
Como se vio anteriormente, una ecuación química es la forma de representar una reacción química. Si analizamos una reacción química, por ejemplo: la formación de cloruro de sodio y agua a partir de ácido clorhídrico e hidróxido de sodio. Esta reacción se representa con la siguiente ecuación. Las sustancias de las que parto (en este caso ácido clorhídrico e hidróxido de sodio) son los reactivos y se colocan a la izquierda. Las sustancias que se forman, en este caso el cloruro de sodio y el agua, son los productos y se colocan a la derecha, separando los productos de los reactivos por una flecha.



Luego de escribir las fórmulas de los reactivos y productos, la reacción se debe balancear de manera que la cantidad de átomos que se hallan a la izquierda, es decir entre los reactivos, sea igual a la que se halla entre los productos. En el caso anterior vemos que la cantidad de átomos ya está balanceada al escribir las fórmulas. Si no lo estuviera se utilizarían coeficientes estequiométricos

Clase 1.4

para que la reacción quede balanceada. Los coeficientes estequiométricos son números que se colocan delante de las fórmulas y veremos más adelante. En esta ecuación cada fórmula se puede interpretar que tiene un 1 delante.



Los coeficientes estequiométricos (en este caso 1) nos indica que 1 mol de ácido clorhídrico reacciona con 1 mol de hidróxido de sodio para dar 1mol de cloruro de sodio y 1 mol de agua. Esto se podría escribir debajo de la ecuación, no sólo expresando la relación en moles sino también en gramos, equivalentes, osmoles y moléculas.

HCl	+	NaOH	→	NaCl	+	H ₂ O
1mol		1 mol		1 mol		1 mol
36.5 g		40 g		58.5 g		18 g
1 eq		1 eq		1 eq		1 eq
2 osmol		2 osmol		2 osmol		1 osmol
6*10 ²³ moléculas		6*10 ²³ moléculas		6*10 ²³ moléculas		6*10 ²³ moléculas

En base a esta relación se puede decir que 1 mol de HCl reacciona exactamente con 1 equivalente de NaOH y forman 58.5 g de NaCl y 6*10²³ moléculas de agua. Cualquier otra relación también es válida.

Principios básicos de la estequiometría

La estequiometría es la parte de la química que estudia las relaciones entre las cantidades de los diferentes reactivos y productos que intervienen en una reacción química.

Este tema es inminentemente práctico. Es imprescindible la escritura de una reacción balanceada para su resolución.

Podemos tener problemas de estequiometría donde intervengan sustancias puras, impuras, soluciones o gases, sin embargo, las reacciones químicas se realizan siempre con sustancia puras. Las sustancias pueden estar en cantidades exactas para la reacción o bien puede existir exceso o defecto de alguna de ellas. Plantaremos ejemplos típicos de cada uno.

Como dijimos la estequiometría es la parte de la química que estudia las reacciones químicas desde el punto de vista cuantitativo, relacionando cantidad de reactivos y productos consumidos o formados. Veremos algunos breves ejemplos para conocer el tema, sabiendo que las situaciones pueden ser muchísimo más complejas. Veamos el siguiente problema e intentemos dar una respuesta a la pregunta.

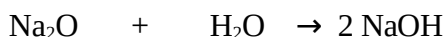
¿Cuántos gramos de óxido de sodio y de agua son necesarios para obtener 20 gramos de hidróxido de sodio?

La pregunta da a entender la reacción que está ocurriendo. En este caso se forma hidróxido de sodio a partir de agua y óxido de sodio. Coloquemos la fórmula de los reactivos a la izquierda y la de los productos a la derecha.

En base a la ecuación:

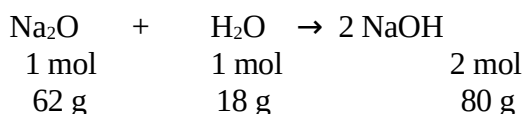


Esta reacción necesita balancearse, es decir utilizar coeficiente estequiométrico para que el número de átomos sea igual a la izquierda que a la derecha. Colocaremos el número 2 delante de la molécula de NaOH para que la cantidad de átomos a la izquierda y la derecha quede igual.



Calcule los pesos de óxido de sodio y agua necesarios para formar 20 g de hidróxido de sodio.

Resolución: ya tenemos la ecuación balanceada. Ahora completamos con las cantidades estequiométricas. Solo colocaremos moles y gramos de cada fórmula de la ecuación:



Respondemos la primer pregunta: ¿cuántos gramos de óxido de sodio son necesarios? La ecuación estequiométrica establece que 80 g de NaOH se forman a partir de 62 g de Na₂O. A través de una regla de tres simple podemos calcular los gramos de Na₂O necesario.

$$\begin{array}{l} 80 \text{ g NaOH} \dots\dots 62 \text{ g Na}_2\text{O} \\ 20 \text{ g " } \dots\dots x = 15.5 \text{ g de Na}_2\text{O} \end{array}$$

La segunda pregunta: ¿Cuántos gramos de agua son necesarios? Por la ecuación estequiométrica sabemos que 80 g de NaOH se forman a partir de 18 g de agua, entonces:

$$\begin{array}{l} 80 \text{ g NaOH} \dots\dots 18 \text{ g H}_2\text{O} \\ 20 \text{ g " } \dots\dots x = 4.5 \text{ g de H}_2\text{O} \end{array}$$

Hagamos otra preguntas!



Examen Clase 1.4

URL clase 1.4: <https://forms.gle/XX6JZTRPTeiPUA5k7>

Clase 1.5



Vídeo clase 1.5

URL clase 1.5: <https://youtu.be/-Do-4MyoZiM>

Solución

También conocida como disolución, es un sistema homogéneo que resulta de la mezcla de dos o más sustancias conocidas como solutos y solventes. Es homogénea porque no es posible distinguir el soluto una vez disuelto. Por ejemplo: al colocar sal en agua, no es posible distinguir la sal disuelta; en cambio si se coloca arena en agua se observa que la arena se puede distinguir, esta última no es una solución es sólo una mezcla heterogénea.

Solvente: en nuestro caso el agua será el solvente más utilizado y las soluciones se denominan acuosas. Existen soluciones donde el solvente puede ser otro líquido (alcohol, acetona, etc) o puede ser también un gas, e incluso un sólido.

Tipos de solutos

Desde un enfoque básico de la medicina, existen dos tipos de solutos: no electrolitos (no disociables o no iónicos) y los electrolitos (disociables o iónicos).

No electrolitos

Son solutos que al colocarlos en agua cada molécula queda como tal sin disociarse (Figura 5, izquierda).

Electrolitos

Son sustancia que al colocarlas en agua se disocian originando dos o más partículas, llamadas cationes y aniones (Figura 5, derecha).

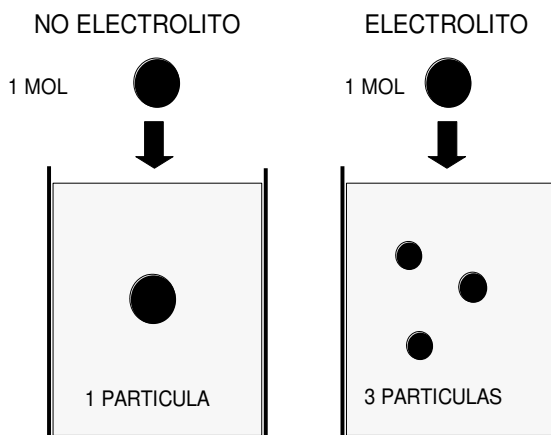


Figura 5

Por ejemplo: en la Figura 5 izquierda al colocar 1 molécula de un no electrolito en agua queda una partícula en solución. En el panel de la derecha de la Figura 5, al colocar una molécula de electrolito se disocia formándose en este caso 3 partículas. Son electrolitos las sales, los ácidos y los hidróxidos. Los no electrolitos son compuestos generalmente de naturaleza orgánica. Por citar algunos ejemplos, tenemos la glucosa y la urea.

Un compuesto como Na_2SO_4 , al colocarlo en agua se disocia en el radical ácido SO_4^- y dos cationes Na^+ .

Aunque el agua sea un mal medio de conducción de electricidad, la presencia de iones, que pueden transportar la carga eléctrica, hace que una solución de electrolito sea buena conductora. El agua es un solvente efectivo a pesar de ser una molécula eléctricamente neutra, ya que posee en sus extremos cargas parciales de signo opuesto, otorgadas por el O(-) y los H(+), Figura 6. Las moléculas de agua se unirán con su estructura positiva a los aniones y la

Clase 1.5

negativa a los cationes, Figura 7. Esto estabiliza los iones y evita su recombinación.

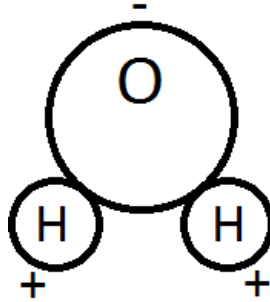


Figura 6

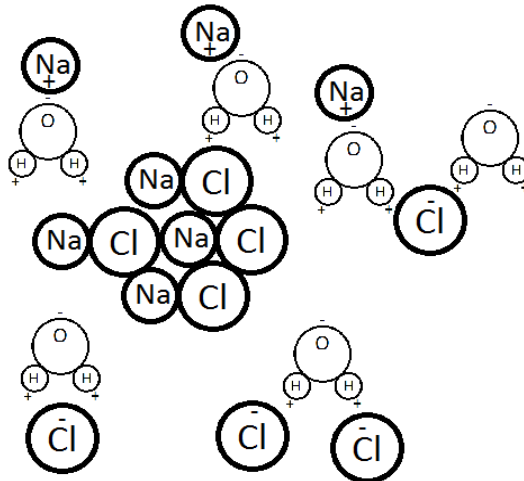


Figura 7

Otros ejemplos de electrolitos comunes son:

- nitrato de calcio: $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
- sulfato de cobre(II): CuSO_4
- bicarbonato de sodio: NaHCO_3

Concentración

Es la relación o cociente entre la cantidad de soluto y el volumen de la solución. Se puede expresar con la siguiente ecuación

$$\text{Concentración} = \frac{\text{Cantidad de soluto}}{\text{Volumen de solución}}$$

La concentración es un cociente de dos magnitudes: la cantidad de soluto y el volumen de solución. Si es grande el numerador (muchas cantidad de soluto) o chico el denominador (poco volumen de solución) el resultado será grande, es decir, la solución tendrá una elevada concentración. Se dice que se tiene una **solución concentrada**. En caso contrario, se trata de una **solución diluida**.

De acuerdo a las unidades de cantidad de soluto que se utilicen, se obtendrán diferentes formas de expresar la concentración.

Formas comunes de concentración en ciencias biomédicas

% P/V o g %

Representa la cantidad de gramos de soluto disueltos en 100 ml de solución. También puede expresarse en g/l o ‰, que expresa los gramos de soluto disueltos en 1 litro de solución.

Ejemplo: glucosa 5% (se lee glucosa al 5 por ciento): significa que en 100 ml de solución hay disuelto 5 g de glucosa.

Molaridad

Representa la cantidad de moles disueltos en 1 litro de solución y se expresa con la letra M.

Ejemplo: urea 0.3 M (se lee urea 0.3 molar) y significa que en 1 litro de la solución hay disuelto 0.3 moles de urea. La ecuación siguiente expresa la forma de calcular la M de una solución.

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Litros de solución}}$$

Ecuación 1

Normalidad

Representa la cantidad de equivalentes disueltos en 1 litro de la solución y se expresa con la letra N.

Ejemplo: KCl 0.75 N (se lee cloruro de potasio 0.75 normal) e indica que en 1 litro de la solución hay disuelto 0.75 equivalentes de Cl^- y 0.75 equivalentes de K^+ . La fórmula siguiente es útil para el cálculo de la N de una solución

$$\text{Normalidad} = \frac{\text{Equivalentes}}{\text{Litros de solución}}$$

Ecuación 2

Osmolaridad

Representa la cantidad de osmoles disueltos en 1 litro de la solución y se expresa como Osm..

Ejemplo: CaCl_2 0.03 Osm (se lee cloruro de calcio 0.03 osmolar) indica que hay 0.03 osmoles de soluto en 1 litro de la solución.

$$\text{Osmolaridad} = \frac{\text{Osmoles}}{\text{Litros de solución}}$$

Ecuación 3

Formas de concentración menos usadas en las ciencias biomédicas

Existen otras formas de expresar la concentración, utilizadas en casos específicos, que veremos a continuación.

ppm

ppm significa "partes por millón" y expresa habitualmente los mg de una sustancia en 1 litro de solución. ¿Dónde se origina el concepto partes por millón? Un litro de solución es aproximadamente 1 Kg de solución si la densidad es cercana a 1 g/mL y 1 Kg es lo mismo que 1.000.000 de mg. De allí que si expreso la masa en mg y el volumen en mg, podríamos decir que es la cantidad de mg en un millón de mg de solución.

Es común su uso para expresar ciertos contaminantes del agua. Para el caso del fluoruro, contaminante habitual del agua de consumo, por ejemplo, la OMS sugiere que el agua no supere 1.5 ppm, es decir, que el agua no tenga más de 1.5 mg en 1000 ml de solución.

Simplificando, si una solución tienen una concentración de una sustancia de 50 ppm, es lo mismo que decir que la solución tiene una concentración 50 mg/L.

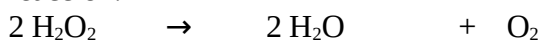
ppb

ppb significa "partes por billón" y expresa la cantidad de microgramos de una sustancia por cada 1 litro de solución. Se utiliza habitualmente para contaminantes que están en menor proporción. Por ejemplo: la OMS

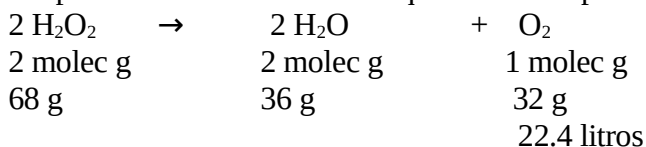
estableció como límite superior de concentración de arsénico en el agua de bebida el valor de 10 ppb, es decir, 10 ug/L.

Vol

Vol expresa la concentración en volúmenes y se utiliza casi exclusivamente para el agua oxigenada, desinfectante común en las ciencias médicas. Recordemos que el agua oxigenada es una solución acuosa de peróxido de hidrógeno: H_2O_2 . Es común que cuando adquirimos agua oxigenada, esta tenga su concentración expresada en Vol (volúmenes). ¿Qué significa que una agua oxigenada tiene una concentración de 10 Vol? Si una solución de agua oxigenada tiene una concentración de 10 Vol, indica que 1 litro de esta solución libera 10 litros de O_2 cuando se descompone a través de la siguiente reacción:



Si aplicamos las relaciones estequiométricas aprendidas:



Entonces si una solución de agua oxigenada tiene 10 Vol, cuál es su molaridad.?

22,4 L 2 molec g de H_2O_2

10 L x = 0,89 moléc g H_2O_2

Clase 1.5

Como 10 L es el volumen liberado por un litro de solución y este volumen se originó de 0,89 molec g que están en 1 litro de solución, la concentración es 0,89 M.

csp

csp no es una forma de expresar concentración pero son siglas comunes que se hallan especialmente en la descripción de la fórmula de soluciones de uso en medicina.

Por ejemplo, podemos tener una solución que diga:

0.2 g ácido salicílico

agua csp 100 mL.

¿Qué indica csp?

La descripción anterior indica que se han colocado 0.2 g del soluto, en este caso el ácido salicílico y luego se agregó agua, **Cantidad Suficiente Para** (de allí las siglas csp) llegar a un volumen final de 100 mL. Por ende, la solución anterior podríamos decir que es una solución de ácido salicílico al 0.2 % P/V.

Hagamos un ejercicio que involucre los conceptos aprendidos.

Disponemos de 200 mL de una solución de peróxido de hidrógeno (agua oxigenada 20 Vol). A la solución le agregamos agua hasta 500 mL. Indicar:

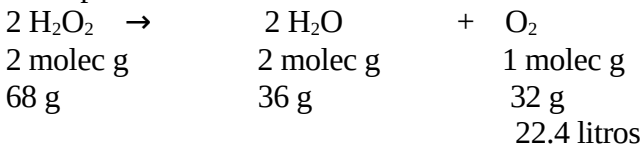
1- Concentración de la solución "madre" expresada en M.

2- Concentración en ppm de la solución "diluída".

Respuesta

1- La solución es 20 Vol, por lo tanto, desprende 20 L de O₂ por cada litro de solución.

Según la reacción 68 g, o sea una molécula gramo de peróxido de hidrógeno, se desprenden 22.4 L.



Entonces si:

22.4 L2 moléculas g

20 L X = 1.79 molec g

Por lo desarrollado, la concentración de la solución madre es 1.79 M

2- La solución tiene 1.79 mol/L, según demostramos en los cálculos anteriores. A 200 mL de esta solución le agregamos agua hasta 500 mL. Calculemos la concentración de la solución diluida en ppm o sea en mg/L:

1000 mL 1.79 mol
 200 mL x = 0.358 mol

1 mol H₂O₂ 34 g
 0.358 mol " x = 12.172 g

Esta cantidad de gramos se hallará también en 500 mL, ya que en el proceso de dilución sólo se agregó agua.

500 mL 12.172 g
 1000 mL x = 24.344 g que se hallan en 1 litro

Pasando el valor a mg, resulta 24344 mg

Por ende, la solución diluida tiene una concentración de 24344 ppm.

% P/P

Expresa la cantidad de gramos de soluto en 100 gramos de solución. Esta forma de concentración siempre va acompañada de la densidad de la solución, es decir, la masa de solución contenida en 1 ml. Por ejemplo: el agua tiene una densidad de 1 g/cm³, esto quiere decir que un cm³ de agua pesa 1 gramo. La concentración en %P/P se relaciona con el % P/V por la siguiente ecuación (Ecuación 1):

$$\% P/V = P/P * \text{densidad}$$

Ecuación 4

Dilución

Proceso en el cual se agrega solvente a una solución ya preparada. Durante la dilución no cambia la cantidad de soluto, pero como aumenta el volumen, se produce una disminución de la concentración.

En un proceso de dilución llamamos **solución madre, inicial o concentrada** a la solución que recibe el agregado de solvente, o sea la solución de la cual partimos. A la solución que obtenemos después del agregado del solvente la llamamos **solución resultante, final o diluida**. El volumen de la solución resultante será aproximadamente igual a la suma del volumen de la solución madre más el volumen de agua agregado. En la Figura 8, 100 ml de solución reciben el agregado de 100 ml de agua, como se puede ver la solución resultante está más diluida, aunque la cantidad de soluto permaneció constante.

Clase 1.5

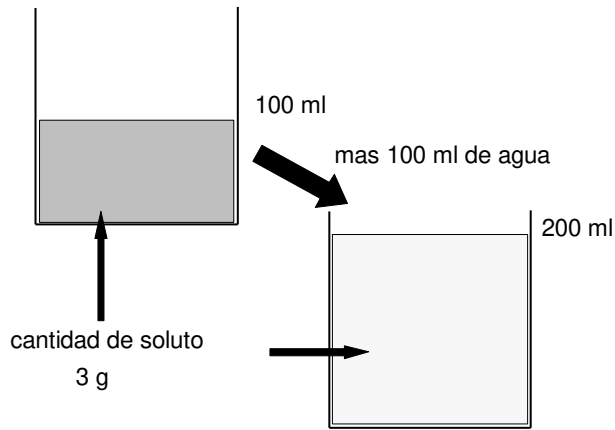


Figura 8

En el ejemplo anterior se dice que se realizó una dilución al medio o se diluyó dos veces. Se diluye dos veces cuando el volumen de la solución final es el doble de la inicial, en este caso la concentración será la mitad de la inicial. Si se hubiera diluido 7 veces o lo que equivale a hacer una dilución a 1/7, el volumen de la solución final sería 7 veces mayor y la concentración 7 veces menor que la solución madre.

Para calcular el número de diluciones realizadas se pueden aplicar las siguientes ecuaciones (Ecuación 5 y 6):

$$\text{número de diluciones} = \frac{\text{volumen solución final (Vfinal)}}{\text{volumen solución inicial (Vinicial)}}$$

Ecuación 5

$$\text{número de diluciones} = \frac{\text{concentración solución inicial (Cinicial)}}{\text{concentración solución final (Cfinal)}}$$

Ecuación 6

Fraccionamiento de soluciones

Fraccionar una solución significa tomar una fracción o alícuota de la solución madre. En este caso cada fracción tendrá un volumen y cantidad de soluto menor que la madre, pero igual concentración. En el ejemplo de la Figura 9, a partir de 200 ml de solución al 1.5% se toman dos fracciones de 100 ml. Si el volumen total contenía 3 g ahora cada fracción tendrá 1.5 g, pero la concentración será la misma.

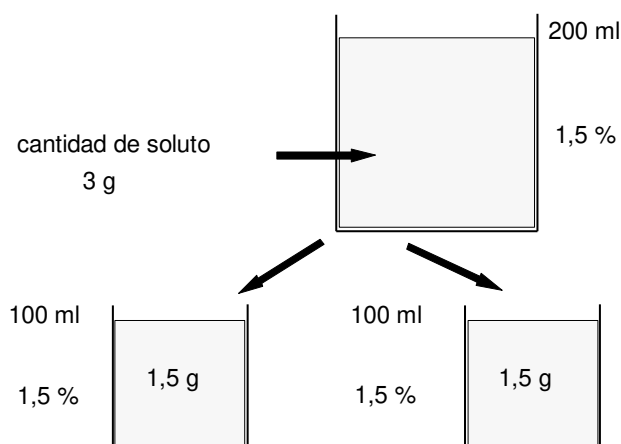


Figura 9

Dilución vs disolución: diluir una solución o hacer una dilución es agregar agua a una solución ya preparada. Disolver un soluto o hacer una disolución es agregar solvente a un soluto o bien agregar soluto a un solvente.

Densidad

Se define como la cantidad de masa en una unidad de volumen de sustancia. Dado que es el cociente entre masa y volumen, comúnmente se expresa como g/cm^3 . Como referencia se utiliza el agua, cuya densidad es de 1g/cm^3 . No hay que confundir la densidad con el peso. Por ejemplo: 1kg de hierro y un kg de aire pesan lo mismo, pero al no tener la misma densidad, ocupan un volumen, en este caso, muy diferente.

$$\text{Densidad} = \frac{\text{Masa}}{\text{Volumen}}$$

Ecuación 7

Ejemplo:

a) Calcule la densidad del mercurio si 100g ocupan 7.36cm^3 . Luego calcule la masa de 65cm^3 de mercurio.

Para calcular la densidad utilizamos la Ecuación 7

$$\text{Densidad} = 100\text{g} / 7.36\text{cm}^3 = 13.6\text{g}/\text{cm}^3$$

Para calcular la masa utilizamos la misma ecuación, pero despejamos la masa, multiplicando la densidad por el volumen.

$$\text{Masa} = 65\text{cm}^3 \times 13,6\text{g}/\text{cm}^3 = 884\text{g}$$

b) Si la densidad del etanol es de $0.789\text{g}/\text{mL}$ y preciso 15g, ¿cuántos mililitros necesito?

El cálculo lo hacemos con la misma ecuación

$$\text{Volumen} = 15\text{g} / 0.789\text{g}/\text{mL} = 19\text{ml}$$

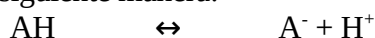
Viscosidad

Es una propiedad física dada por la resistencia que tiene una sustancia a fluir. Cuanto mayor es su viscosidad, más lentamente fluye. Esto se debe a que depende de las fuerzas de atracción entre moléculas, por lo que se ve influenciado por factores físicos como la temperatura que alteran la energía cinética de las moléculas. En general, a mayor temperatura, mayor fluidez.

Solutos con propiedades especiales

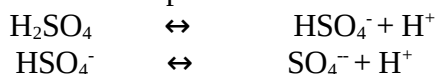
Los solutos tienen diferentes propiedades según su naturaleza. Los ácidos y las bases son muy comunes en la medicina, aunque no los únicos que estudiaremos.

Una ácido es una sustancia ionizable capaz de ceder hidrogeniones o protones (H^+) y aumentar la concentración de los mismos en solución. La reacción se describe de la siguiente manera:

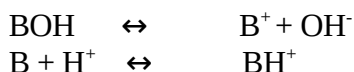


Los ácidos pueden ser monopróticos si pueden ceder un solo protón por moléculas. Son ejemplos de este tipos de ácidos, el ácido clorhídrico: HCl y el

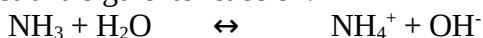
ácido nítrico: HNO_3 . Si los ácidos pueden ceder dos protones se llaman ácidos diprótico, siendo ejemplos de éstos el ácido sulfúrico: H_2SO_4 y el ácido carbónico: H_2CO_3 . A continuación se muestra el proceso de disociación en que estos ácidos ceden sus dos protones



Una base es una sustancia que puede aceptar protones (H^+) o que libera oxhidrilos (OH^-). A continuación se muestran las reacciones genéricas de una base BOH y otra base B



Son ejemplo de bases comunes en la medicina, el hidróxido de sodio: NaOH , hidróxido de potasio: KOH y el hidróxido de calcio: $\text{Ca}(\text{OH})_2$. No siempre una base debe contener OH^- en su estructura, ya que definimos que aquellas sustancias capaces de captar protones también son bases, como es el caso del amoníaco (NH_3), que al aceptar protones aumenta la concentración de los oxhidrilos, según muestra la siguiente reacción.



Los ácidos y las bases se pueden clasificar en fuertes y débiles. Los ácidos fuertes son aquellas sustancias que se disocian casi en su totalidad en solución. Son ejemplos de ácidos fuertes, el ácido clorhídrico: HCl , el ácido bromhídrico: HBr , el ácido nítrico: HNO_3 y el ácido sulfúrico: H_2SO_4 . A pesar de ser altamente reactivos, no significa que sean más corrosivos que los ácidos débiles. Ciertas características son provistas por el anión, como es el caso del HF , un ácido débil pero altamente corrosivo.

Las bases fuertes también se disocian completamente, cediendo la totalidad de sus oxhidrilos. Ejemplos: hidróxido de sodio: NaOH y hidróxido de potasio. En general son bases fuertes los hidróxidos provenientes de metales de los grupos I y II de la tabla periódica.

Los ácidos y bases débiles son aquellas sustancias que ceden parcialmente sus protones u oxhidrilos, respectivamente. Como consecuencia de no ceder en un 100 % los protones, lo que queda del ácido tiene capacidad de captar nuevamente el protón y se dice que es una base conjugada fuerte. Los ácidos débiles más comunes son el ácido acético: HAc , el ácido carbónico: H_2CO_3 y el ácido fosfórico: H_3PO_4 . En las ciencias biomédicas se encuentran muchos ácidos débiles en diferentes fármacos como el ácido acetilsalicílico.

Clase 1.5

Solubilidad

Se define como solubilidad a la cantidad máxima de un soluto que puede disolverse en una solución. Habitualmente se expresa en g/100 mL o g/L, pudiéndose expresar en submúltiplos para sustancias poco solubles.

Si a un solución se le agrega más soluto que el valor de la solubilidad, se disolverá el valor correspondiente a la solubilidad y el resto permanecerá en el fondo como soluto. En este caso la solución obtenida se dice que es una solución saturada.

Ejemplo: el cloruro de sodio tiene una solubilidad de 359 g/L. Esto implica que si en un litro de solución tenemos 359 g, el sistema será homogéneo y todo el cloruro de sodio permanecerá en solución. Sin embargo, si en un litro de solución quisiéramos disolver 459 g, sólo 359 g permanecerían disueltos y los otros 100 g quedarían en el fondo como un "precipitado" en forma de sustancia sólida.

En base a la solubilidad se pueden clasificar a las soluciones en: saturadas, no saturadas y sobresaturadas.

Solución saturada

Es aquella solución que tiene disuelta la máxima cantidad de soluto permitida por la solubilidad. Por ejemplo: una solución de NaCl que tiene 359 g/L es saturada.

Solución no saturada

Es aquella solución que tiene disuelto una masa de soluto menor a la solubilidad. Por ejemplo: una solución de NaCl 10 g/L.

Solución sobresaturada

Es aquella solución que tiene más soluto disuelto que la solubilidad. Por ejemplo: una solución de NaCl 400 g/L. Estas soluciones son inestables y pueden permanecer por poco tiempo como sistemas homogéneos produciéndose la precipitación del exceso. En el caso de la solución mencionada: 400 g/L, esta solución en algún momento, de manera espontánea desprenderá 41 g de NaCl que aparecerán como una nueva fase, en forma sólida que se dirigirá al fondo del recipiente por ser más denso que la solución. Cuando en una solución se forma un sólido y este se dirige al fondo del

recipiente se dice que se ha formado un "precipitado" y que el exceso de la sustancia "precipitó".

La solubilidad es dependiente de la temperatura. En general, las sustancias son más solubles cuanto más alta es la temperatura, pero existen casos inversos. Para aquellas sustancias en que la solubilidad aumenta con la temperatura, al calentar se obtendrá una solución de mayor concentración. Si a esta solución se la deja regresar a la temperatura anterior, decrecerá la solubilidad y por lo tanto el exceso de sustancia precipitará.

Por ejemplo: para el cloruro de sodio la solubilidad en agua a diferentes temperaturas es:

35.9 %P/V 20°C

36.1% P/V 30°C

36.4 %P/V 40°C

Si en 100 mL de solución colocáramos 50 g a 40 °C se disolverían 36.4 g, quedando en el fondo del recipiente 13.6 g. La solución resultante sería una solución saturada de NaCl a 40°C, pero el sistema sería heterogéneo, ya que en el fondo habría NaCl sólido. Si filtramos la solución, retendremos en el filtro el sólido y ahora sí tendremos una solución saturada a 40°C. Si ahora a esa solución la enfiamos a 20 °C, momentáneamente la solución se sobresaturará, ya que a 20 °C la solubilidad es de 35.9 %P/V. Espontáneamente se producirá el desprendimiento de NaCl sólido en una cantidad de 0.5 g, que producirán posiblemente un enturbiamiento de la solución y la aparición de un precipitado de NaCl sólido. La solución resultante será ahora saturada a 20 °C y contendrá 35.9 g/100 mL.

Soluciones diluidas y concentradas

Estos términos son comunes de escuchar en la química y en general tienen un significado relativo. Se aplica el término solución diluida a una solución que contiene baja cantidad de soluto y el término solución concentrada a aquella solución que tiene alta cantidad de soluto disuelto. Pero la pregunta es ¿Cuándo se considera alta o baja la cantidad? Esto no tiene regla y por lo tanto en general se utiliza de forma comparativa. Supongamos que tenemos dos soluciones: KCl 0.1 M y KCl 0.0001 M. La segunda es una solución diluida con respecto a la primera o bien, la primera es una solución concentrada con respecto a la segunda.

No debemos confundir diluida-concentrada con los términos no saturada-saturada. Por ejemplo: una solución saturada de NaCl tiene aproximadamente

Clase 1.5

350 g/L de soluto, es sin duda una solución concentrada por la elevada cantidad de soluto por litro. Sin embargo, una solución saturada de CaCO_3 tiene 0.013 g/L, pero por su baja cantidad de soluto en un litro decimos que es diluida.

Otros términos aplicables a soluciones

Solución madre

Es aquella solución a partir de la cual preparamos otra solución por dilución. Por ejemplo: si a partir de una solución de NaOH 0.1 M preparamos por dilución una solución de NaOH 0.03 M, la solución de 0.1 M de NaOH es la solución madre. La solución de NaOH 0.03 M es la solución diluida.

Soluciones isoosmolares

Son dos soluciones con igual osmolaridad.

Solución hiperosmolar

Es una solución que tiene mayor osmolaridad que otra.

Solución hipoosmolar

Es una solución que tiene menor osmolaridad que otra con la cual se está comparando.

Soluciones con mezcla de solutos

Cuando una solución tiene más de un soluto se procede a describir cada uno de ellos con las formas de concentración ya explicadas.

Por ejemplo: si en 1 litro de solución disolvimos 4 g NaOH (PM 40 uma) y 5.85 g de NaCl (PM 58.5 uma), describimos a la solución como: NaOH 4 g/L, NaCl 5.85 g/L.

También podría describirse de la siguiente manera:

NaOH 4 g

NaCl 5.85 g

H_2O csp 1000 mL.

Suele ser muy útil conocer la osmolaridad de la solución. Las osmolaridades son las únicas formas de concentración que se suman y se expresa la osmolaridad total de la solución. Para el caso anterior calculemos la osmolaridad total, comenzando por los osmoles de cada soluto

40 g NaOH 2 osmol

4 g NaOH $x = 0.2$ osmol

Como 2 osmoles están en 1 L, entonces es 0.2 Osm para el NaOH.

Para el NaCl

58.5 g NaCl2 osmoles

5.85 g 0.2 osmoles, que al estar en 1 L dan una concentración de 0.2 Osm.

La solución tiene entonces una osmolaridad total que surge de sumar 0.2 osmoles de NaOH y 0.2 de osmoles NaCl de 0,4 Osm.

Propiedades coligativas de soluciones

Se conocen como propiedades coligativas a aquellas propiedades que dependen del número de partícula y no de la cantidad de gramos o la naturaleza del soluto. Tal es el caso del ascenso ebulloscópico, el descenso crioscópico y la presión osmótica.

Soluciones y goteo

En la práctica médica es habitual que se utilicen soluciones de fármacos, las que se administran a los pacientes por boca (vía oral, digestiva o enteral) o a través de la inyección en forma subcutánea, intramuscular o endovenosa (vía parenteral). En esta última las sustancias se pueden administrar en "bolo" como es el caso de una inyección intramuscular o bien por "goteo", cuando la sustancia se coloca en un sachet y a través de un catéter con una aguja se inyecta en forma intravenosa, a través de un goteo.

Es común que en la práctica médica se deban realizar cálculos, para lo cual además de los aprendidos en los desarrollos anteriores deberíamos agregar que una gota tiene 0.05 ml.

Veamos un ejemplo. Supongamos que dispongo de una solución de NaCl 6 g/L y debo inyectar a través de goteo 300ml de esta solución, en un período de 4 hs. La pregunta es: ¿Cuántas gotas por minuto se deben administrar?

Resolución:

4 horas equivalen a 240 minutos. Sabemos que hay que administrar en 240 min 300 ml, la pregunta será cuantos ml se deberán administrar por minuto

240 min 300ml

1 min x = 1.25 ml

sabiendo el volumen de una gota podemos calcular cuantas gotas habrá en 1.25 ml

0.05 ml 1 gota

1.25 ml x = 25 gotas

lo que implica que deberemos pasar por goteo 25 gotas/min

Clase 1.5



Examen clase 1.5

URL clase 1.5:

Clase 1.6



Vídeo clase 1.6

URL video clase 1.6: <https://youtu.be/UZw9CA9K6wQ>

Estructura atómica

El átomo es la menor porción de la materia que puede participar en una reacción química. En un modelo sencillo, el átomo está formado por tres tipos de partículas subatómicas: neutrones (n^0), protones (p^+) y electrones (e^-). Existen diferentes modelos que explican la estructura de los átomos; estudiaremos superficialmente el modelo de Rutherford. Este modelo consiste en un átomo compuesto por un núcleo y órbitas o niveles de energía. Las órbitas se numeran desde el núcleo hacia afuera: 1, 2, 3, etc o bien con las letras K, L, M, N, etc (Figura 10).

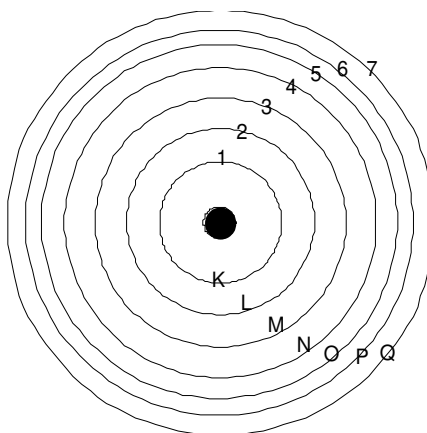


Figura 10

Clase 1.6

En el núcleo del átomo se encuentran dos partículas subatómicas de importancia por su masa y carga: los neutrones: n^0 (sin carga) y los protones: p^+ (con carga positiva), ambas con masa similar (aproximadamente 1 unidad de masa atómica: uma). En las órbitas se encuentran los electrones: e^- (con carga negativa). Los electrones son 1800 veces más livianos que los neutrones y protones.

Un átomo tiene igual cantidad de protones que de electrones. Cuando un átomo tiene más electrones que protones se dice que es un anión, como consecuencia tiene carga negativa y pertenece al grupo de los iones. Contrariamente, si un átomo tiene más protones que electrones, se dice que es un catión, tiene carga positiva y también pertenece al grupo de los iones (Figura 12).

El átomo se puede hallar básicamente en dos estados: fundamental y excitado. Este estado depende de la ubicación de sus electrones en los diferentes niveles de energía. Se debe tener en cuenta que cuanto más cercano al núcleo se halla un electrón menor es su energía.

Estado fundamental

El estado fundamental es el estado en el cual el átomo tiene todos los electrones en su menor estado de energía. En un modo sencillo, podríamos decir que el menor estado de energía es cuando los electrones están lo más cerca posible del núcleo del átomo.

Estado excitado

Un átomo está en estado excitado cuando al menos algún electrón se encuentra en un estado de mayor energía. De manera sencilla, podemos decir que un átomo está en estado excitado cuando no todos sus electrones se encuentran lo más cerca posible del núcleo. Al recibir energía un electrón se excita, aumentando su contenido energético y alejándose del núcleo hacia niveles más alejados del núcleo atómico. Cuando un átomo se desexcita, el electrón regresa a niveles energéticos más cercanos al núcleo y libera energía. La energía liberada será mayor cuanto más diferencia haya entre los niveles energéticos de salida y llegada del electrón (Figura 11).

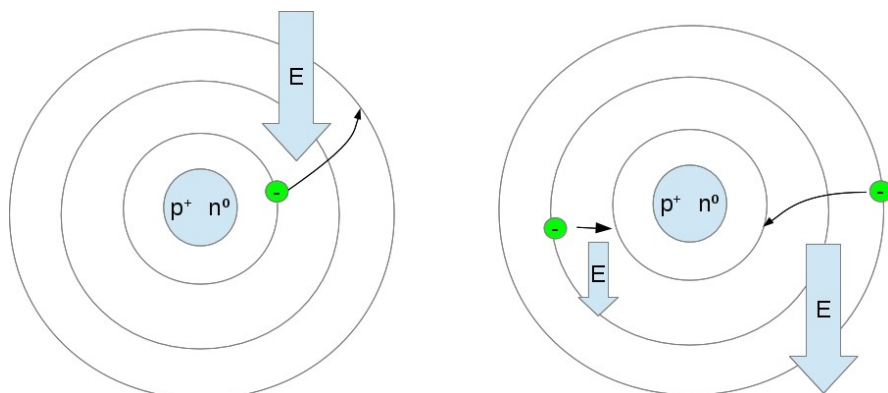


Figura 11. A la izquierda: proceso de excitación de un átomo. A la derecha: proceso de desexcitación. A mayor salto del electrón mayor la energía liberada. El tamaño de la flecha hace referencia a la magnitud de la energía liberada o absorbida.

En un átomo en estado fundamental o excitado, la cantidad de electrones es igual a la de protones, determinando que el átomo en este estado es neutro. Todo átomo se reconoce básicamente por dos números: el número atómico y el número másico.

Número atómico

El número atómico se identifica con la letra Z ; indica la cantidad de protones o electrones que tiene un átomo neutro. En el caso de átomos ionizados, Z solo indica la cantidad de protones.

Número másico

El número másico se identifica con la letra A , e indica el número de neutrones más protones del átomo. El número A se ubica como superíndice a la derecha del símbolo del átomo, por ejemplo C^{12} . Para el caso mencionado, A indica que el átomo tiene entre protones y neutrones un total de 12 partículas.

Catión

Estructura química con carga positiva. En el caso de átomos, un catión tiene siempre más protones que electrones. La diferencia entre el número de protones y electrones nos da la carga del catión. De manera similar la diferencia entre el número Z y la carga nos proporciona el número de electrones del catión. Por ejemplo, en el catión Ca^{++} , la cantidad de electrones

Clase 1.6

es $Z-2$. Como Z es 20 para el Ca, la cantidad de electrones del catión es: $20-2=18$.

Anión

Estructura química con carga negativa. Un anión siempre tiene más electrones que protones. La diferencia entre los electrones y los protones da la carga del anión. El número de electrones se puede calcular como el número Z del átomo más su carga. Por ejemplo el anión I^- , tiene una carga negativa, por lo tanto el número de electrones es igual a $Z+1$. El yodo tiene $Z=53$, por lo tanto el I^- tiene $53+1 = 54$ electrones.

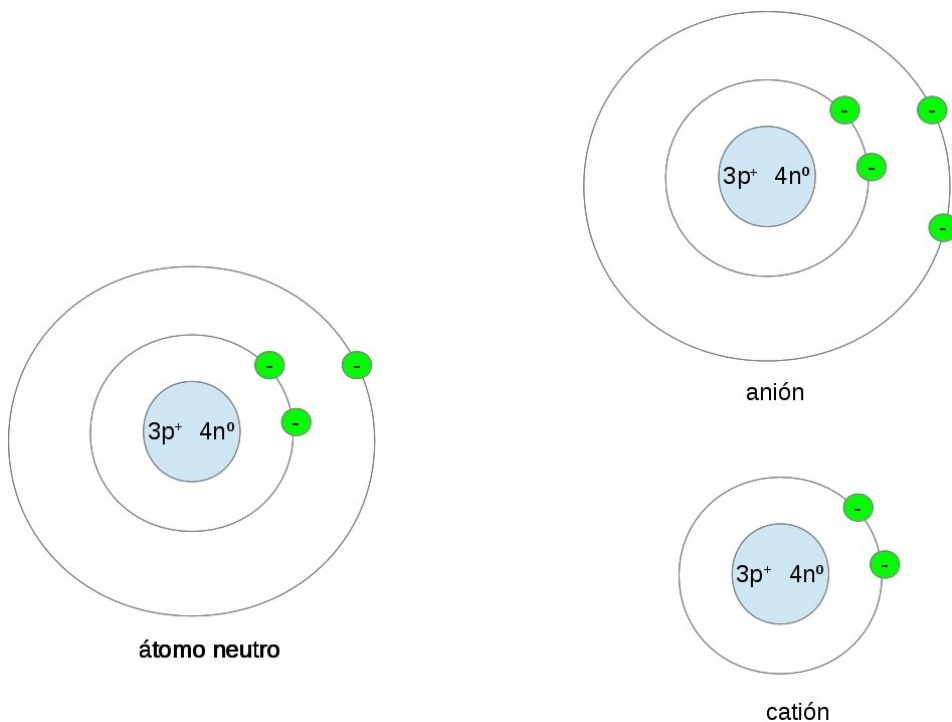


Figura 12. Átomo neutro de $Z=3$ y $A=7$. A la derecha arriba: anión, el mismo átomo que ganó un electrón. Debajo a la derecha: catión, el mismo átomo que perdió un electrón

Distribución electrónica

Los electrones se encuentran fuera del núcleo del átomo, lo que llamamos de manera sencilla periferia u órbitas. De una forma más rigurosa, podemos decir

que la periferia está dividida en niveles energéticos, subniveles energéticos y orbitales.

En un átomo existen niveles energéticos numerados de 1 en adelante y se los nombra con la letra n = 1, 2, etc.

Dentro de cada nivel existen subniveles. El número de subniveles dentro de cada nivel es igual al número del nivel energético que estamos considerando. Por ejemplo: en el nivel 1 hay un subnivel, se llama s; en el nivel 2 hay dos subniveles, se llaman s y p; en el nivel 3 hay 3 subniveles y se llaman s, p y d. Y así sucesivamente podríamos seguir con los otros niveles de un átomo.

Cada subnivel a su vez tiene orbitales, la cantidad de orbitales en los diferentes subniveles es: en el subnivel s hay 1 orbital, en el p hay tres orbitales, en el d hay 5 orbitales. Es decir, el número de orbitales en cada subnivel es una sucesión de número impares consecutivos a partir del 1.

La distribución de los electrones, en niveles, subniveles y orbitales, sigue las siguientes reglas:

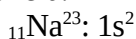
1- Regla de mínima energía: cuando un electrón entra a un átomo lo hace en el nivel, subnivel y orbital de menor energía.

2- Principio de exclusión de Pauli: en un orbital no puede haber más de dos electrones y ellos tienen que tener spin opuesto. De manera sencilla, los electrones son partículas que rotan sobre su eje. Interpretamos el spin como el sentido en que rota un electrón sobre su eje.

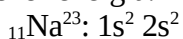
3- Regla de máxima multiplicidad: cuando varios electrones entran en un nivel energético, lo hacen ocupando el mayor número de orbitales de igual energía.

Ejemplo de distribución de los electrones siguiendo las tres reglas antes mencionadas:

${}_{11}\text{Na}^{23}$, por su Z=11 deducimos que el Na tiene 11 electrones. Éstos se ubicarán en el átomo de la siguiente manera. Primero completarán el nivel 1, donde hay un subnivel (s) con un sólo orbital. Como en un orbital no entrarán más de dos electrones, los dos primeros electrones quedarán ubicados de la siguiente manera.

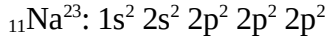


Han quedado dos electrones en el orbital s del nivel 1. Con esto se completó el primer nivel. Los próximos 9 electrones pasarán a ocupar el segundo nivel, donde hay dos subniveles (el s con un orbital y el p con tres orbitales), donde podrán entrar ocho electrones. Se ocupará primero el subnivel s por ser de menor energía.

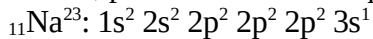


Clase 1.6

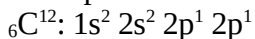
Los otros seis electrones irán ingresando de manera que ocupen el mayor número de orbitales, como en este caso tenemos seis electrones disponibles se llenará cada orbital p con dos electrones.



De esta manera se completó el nivel dos. Nos queda un electrón, el cual entrará en el nivel 3, subnivel s. El electrón del 3s es un electrón desapareado, es decir que no forma par con otro electrón, en cambio los otros son electrones apareados, por encontrarse de a pares en cada orbital.



Veamos otro caso, como el carbono: ${}_{6}\text{C}^{12}$ que tiene 6 electrones según deducimos de su $Z=6$. La distribución es igual hasta el orbital 2s, en los cuales entran 4 electrones. Los dos electrones restantes entrarán en el subnivel p, pero como hay tres orbitales de igual energía, se ubicarán uno en cada uno de los orbitales p.



En casos de mayor número electrónico suele ser difícil hacer el llenado electrónico, para lo cual se puede seguir el esquema de la Figura 13. En este esquema se puede identificar el nivel, subnivel y orbital a llenar, comenzando desde la flecha oblicua superior y luego de finalizada la misma continuando con la flecha inmediata inferior.

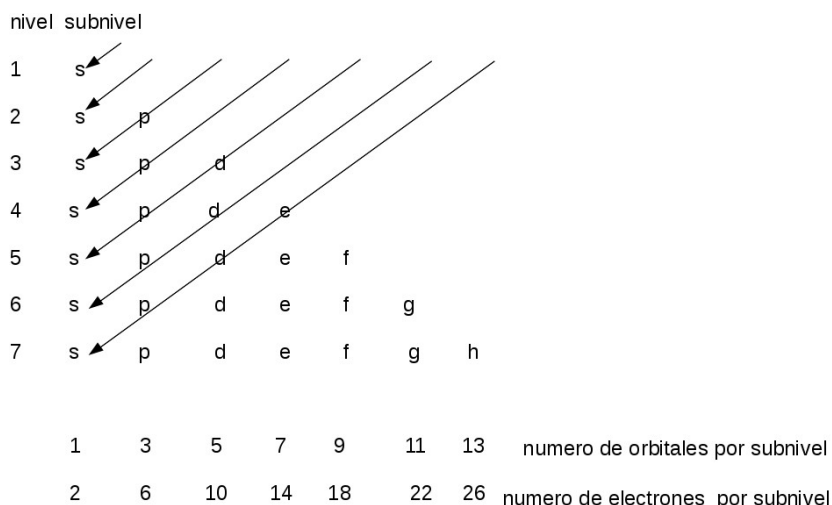
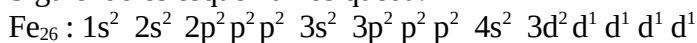


Figura 13. Esquema para el llenado de la configuración electrónica. Se indican los nombres de los subniveles en cada nivel y la cantidad de orbitales en cada subnivel, así como el número máximo de electrones que puede tener cada subnivel.

Veamos un ejemplo. Supongamos que queremos escribir la configuración electrónica del hierro. En la tabla periódica hallamos que el hierro tiene $Z=26$. Siguiendo es esquema nos queda:



Ubicación de los elementos en la tabla periódica

La tabla periódica está dividida en períodos, distribuidos horizontalmente y en grupos, distribuidos verticalmente. En la Figura 5 se muestra una parte de la tabla periódica.

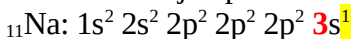
Clase 1.6

	IA	IIA										IIIA	IVIA	VA	VIA	VIIA	VIIIA	
I	H 1																	He 2
II	Li 3	Be 4										B 5	C 6	N 7	O 8	F 9		Ne 10
III	Na 11	Mg 12										Al 13	Si 14	P 15	S 16	Cl 17		Ar 18
IV	K 19	Ca 20	Sc 21	Ti 22	V 23	Cr 24	Mn 25	Fe 26	Co 27	Ni 28	Cu 29	Zn 30	Ga 31	Ge 32	As 33	Se 34	Br 35	Kr 36

Figura 14. Parte de la tabla periódica de los elementos. En el recuadro vertical se indica un grupo, y en forma horizontal se indica un período. Sobre los grupos se indica su número y a la izquierda del período se muestra su denominación. En la figura se muestra el grupo IA y el período IV.

Un elemento ocupa en la tabla periódica el período indicado por su mayor nivel electrónico con electrones y el grupo por el número de electrones en su último nivel.

Veamos tres ejemplos:

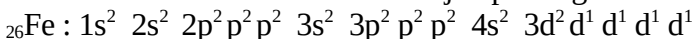


Como el último nivel es el **3**, hallaremos al sodio en el período III. Como en su último nivel tiene 1 electrón, pertenece al grupo **IA**. Veamos el ejemplo del carbono.



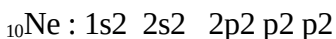
Como el último nivel es el **2**, hallaremos al carbono en el período II. Como en su último nivel tiene 4 electrones, pertenece al grupo **IV A**.

De manera similar se analizan los ejemplos siguientes.



Último nivel: 4 – período IV

Número de electrones en último nivel: 2 – grupo II



Período 2 , grupo VIII

Electrones de valencia: se denominan electrones de valencia a aquellos electrones que se encuentran en el último nivel. Estos electrones son los que les dan las propiedades químicas a los elementos. El número de electrones de valencia de un átomo se obtiene realizando la configuración electrónica o bien conociendo el grupo al que pertenece el átomo en la tabla periódica. En el caso del sodio, por la configuración electrónica encontramos que es sólo un electrón, el ubicado en el $3s^1$. En la tabla periódica el sodio pertenece al grupo I A. Por pertenecer al grupo I tiene 1 electrón en su último nivel. En el

carbono, como surge de su configuración electrónica, son 4 los electrones de valencia $2s^2 2p^1 2p^1$. Además en la tabla periódica el C pertenece al grupo IV A.

De acuerdo al número de electrones se combinarán con otros átomos formando diferentes tipos de compuestos y enlaces químicos.

Se acostumbra a representar a los átomos por su símbolo y su electrones de valencia por puntos, cruces, cuadrados, etc.

Veamos en la Figura 15 las representaciones del átomo de sodio, catión sodio, átomo de cloro y anión cloruro, cuyas configuraciones electrónicas son:

Átomo de sodio ${}_{11}\text{Na}^{23}: 1s^2 2s^2 2p^2 2p^2 3s^1$

Catión sodio ${}_{11}\text{Na}^+: 1s^2 2s^2 2p^2 2p^2$

Clase 1.6

Átomo de cloro ${}_{17}\text{Cl}^{35}: 1s^2 2s^2 2p^2 2p^2 2p^2 3s^2 3p^2 3p^2 3p^1$

Anión cloruro ${}_{17}\text{Cl}^-: 1s^2 2s^2 2p^2 2p^2 2p^2 3s^2 3p^2 3p^2 3p^2$



Figura 15

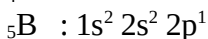
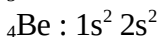
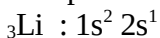
Propiedades periódicas

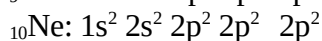
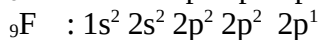
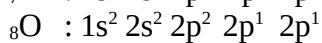
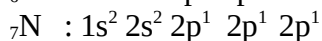
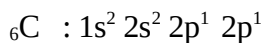
Las propiedades periódicas son propiedades de los átomos que dependen de su número atómico y por lo tanto pueden analizarse con cierta facilidad. Son propiedades periódicas la carga nuclear, el radio atómico, la electronegatividad y el potencial de ionización.

Carga nuclear y radio atómico

En un período de la tabla periódica el número atómico aumenta de izquierda a derecha y por ende la cantidad de protones. Sin embargo, los electrones que se agregan lo hacen en un mismo nivel. De esta manera hay mayor cantidad de cargas positivas en el núcleo con mayor cantidad de electrones en un nivel a medida que nos desplazamos en un período de izquierda a derecha. Así, existe mayor fuerza de atracción y como consecuencia menor radio atómico a medida que consideramos átomos ubicados más hacia la derecha de un período.

Comparemos algunos elementos del período II:





En un período, se van agregando protones en el núcleo a medida que aumenta Z (de izquierda a derecha) y por ende electrones que entran en el mismo nivel de energía. Al aumentar la carga nuclear positiva y el número de electrones, se produce más atracción lo que produce una disminución del radio atómico a medida que aumenta Z. Es decir, que en un período el radio disminuye a medida que aumenta el valor de Z. La Figura 16 muestra de manera esquemática con círculos rojos de diferente radio a los átomos de un período.

Tabla periódica

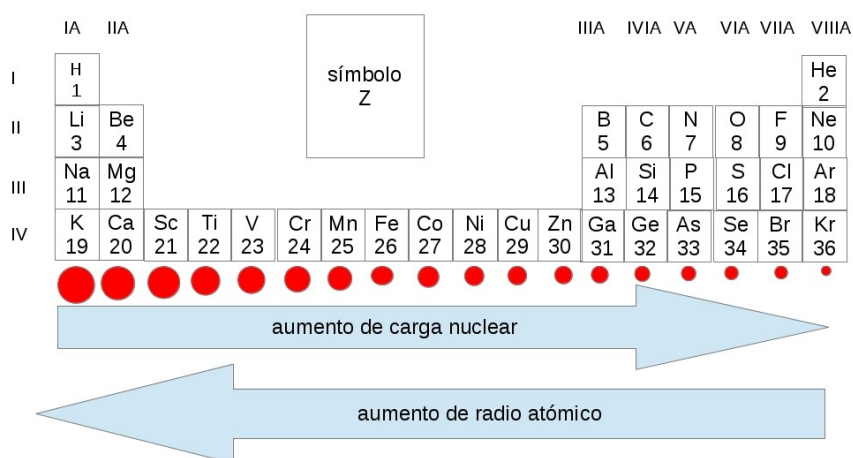


Figura 16. En círculos rojos se muestra la variación del radio atómico a lo largo de un período.

En un grupo, a medida que aumenta Z, se van agregando protones en el núcleo y simultáneamente electrones en la periferia. Sin embargo, estos electrones al pasar de un período a otro se agregan en un nivel siguiente más alejado del núcleo y, por lo tanto, aunque la carga nuclear y el número de electrones

Clase 1.6

aumenta, produciendo mayor fuerza, el radio se incrementa por estar los electrones agregados en un nivel siguiente (Figura 17).

Tabla periódica

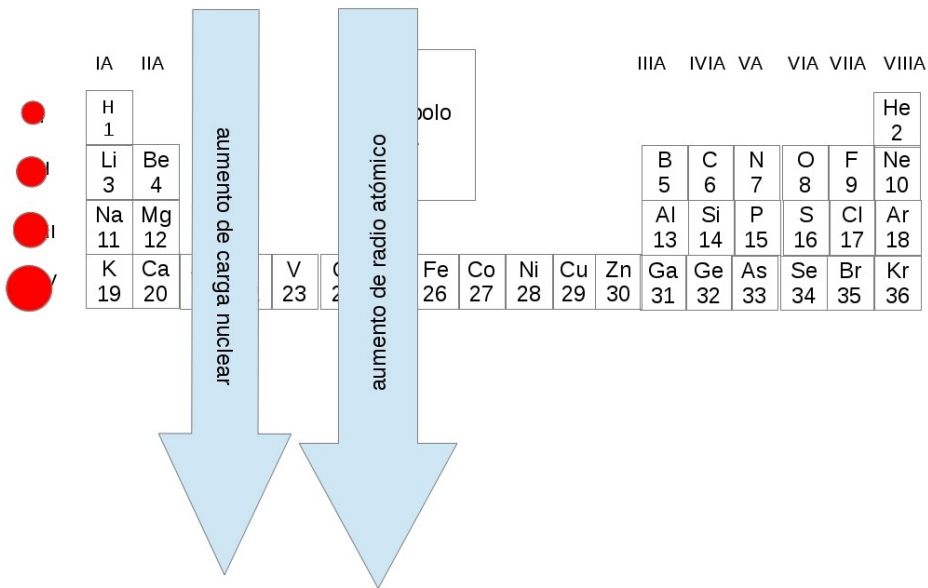


Figura 17. Los círculos rojos muestran la variación del radio atómico en un grupo al aumentar Z .

Electronegatividad

La electronegatividad es una propiedad que mide la afinidad que tiene un átomo por electrones. Es fácilmente entendible si se analiza a la luz de lo aprendido para el radio atómico. En un período como se ha visto, el radio disminuye a medida que aumenta Z , es decir, de izquierda a derecha. En un período los electrones de la capa de valencia cada vez están más cerca del núcleo que a su vez tiene mayor carga positiva, debido al incremento del número de protones. En consecuencia, los electrones que estén o puedan entrar al último nivel de energía serán más atraídos cuanto más a la derecha se halle en un período un dado elemento. Por lo tanto, se dice que la electronegatividad de los átomos aumenta de izquierda a derecha en un período. Por otra parte en un grupo, a medida que bajamos en el mismo, el último nivel de energía se

halla más lejos y por ende menos retenido. De esta manera, un electrón que esté o ingrese al último nivel será atraído con menos fuerza cuanto más se baja en un grupo. Es decir a medida que aumenta Z en un grupo disminuye la electronegatividad.

Por ejemplo, si comparamos el átomo de sodio que tiene en el nivel 3 un electrón y en el núcleo 11 protones, con el Cl que tiene en el mismo nivel 7 electrones y en el núcleo 17 protones, los electrones del cloro serán más atraídos, presentando el Cl mayor electronegatividad que el Na.

En cambio, si comparamos el ${}_{11}\text{Na}^{23}$ con el ${}_{19}\text{K}^{39}$, ambos tienen un electrón en su último nivel pero el sodio lo tiene en el nivel 3, y el potasio en el nivel 4. A pesar de que el potasio tiene mayor carga nuclear (19 protones), al estar el electrón más alejado del núcleo lo retiene con menor fuerza, presentando el K menor electronegatividad que el sodio.

Potencial de ionización

El potencial de ionización es la energía necesaria para arrancar de un átomo el electrón más débilmente retenido. Es razonable que cuanto mayor sea la electronegatividad, mayor será también la energía requerida para sacar un electrón. Por lo tanto, el potencial de ionización aumenta de la misma manera que aumenta la electronegatividad dentro de un período o un grupo de la tabla periódica.

Enlace químico

Cuando un átomo se aproxima a otro se unirá, en la mayoría de los casos cumpliendo con la regla del octeto, esto es tratando de completar ocho electrones en su capa de valencia o última capa electrónica. Los átomos parecen adquirir estabilidad cuando tienen 8 electrones en su último nivel, aunque existen excepciones. Existen básicamente dos tipos de enlaces entre átomos para formar un compuesto: enlace iónico y enlace covalente.

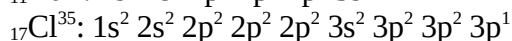
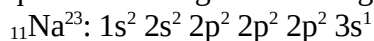
Enlace iónico

Este tipo de enlace se presenta en los casos que la unión se produce por atracción de dos estructuras de carga contraria. Estos enlaces son fuertes, pero en general, más débiles que los covalentes. Este tipo de enlace se produce entre átomos de diferente electronegatividad, donde uno de ellos tiene poca tendencia a retener los electrones y el otro mucha tendencia a ganarlos. En este tipo de enlace un átomo ganará electrones y otro los perderá. El proceso de

Clase 1.6

ganar electrones se conoce como reducción y el proceso de perder electrones se conoce como oxidación.

Para entender este tipo de enlace, supongamos el caso de los átomos de Na y Cl, que tienen la siguiente configuración electrónica:



Se observa que el sodio tiene un sólo electrón en su capa de valencia, debería ganar 7 para alcanzar el octeto. Este proceso es improbable ya que incorporar 7 cargas negativas sería imposible por la repulsión que se produciría entre las mismas. Sin embargo, si pierde el único electrón del 3s, quedará con 8 electrones en su último nivel, transformándose en un catión con una carga positiva, es decir en un catión monovalente. Por otra parte el Cl tiene 7 electrones en su último nivel, así, ganando 1 electrón completaría su octeto, formando un anión con una carga negativa o anión monovalente. De esta manera el electrón perdido por el sodio es ganado por el cloro, formando cloruro. El catión Na^+ y el anión Cl^- tienen cargas opuestas y se atraerán formando un enlace iónico.

La formación de la molécula de NaCl se representa en la Figura 18:

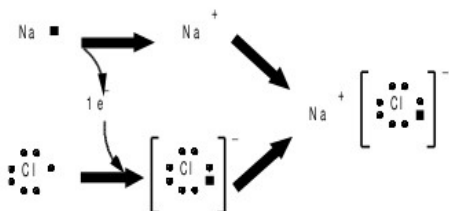


Figura 18:

La fórmula del NaCl tal como se la muestra en la Figura 18, se denomina estructura de Lewis, en las cuales se muestran los electrones de la última capa de cada átomo que forma la molécula.

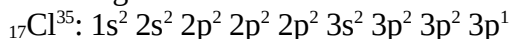
En todo enlace iónico, un átomo perderá uno o más electrones, mientras que otro los ganará, se formarán de esta manera un par iónico que se atraerán por fuerzas eléctrica entre cargas de signo contrario.

Enlace covalente

Este tipo de enlace se produce entre átomos de semejante electronegatividad. Dado que ambos átomos tiene fuerzas similares a atraer los electrones, se torna improbable que uno los gane y otros los pierda. Por ende, en este enlace se produce la compartición de electrones.

Analicemos el caso en que dos átomos de cloro se unen para formar una molécula de Cl_2 .

La configuración electrónica del cloro es:



Los dos átomos tendrán esta configuración. A los dos átomos les falta un electrón para completar su octeto o bien deben perder 7, para quedar con el nivel anterior con ocho electrones. En este caso, ninguno de los átomos gana o pierde totalmente los electrones, sino que comparten un par de electrones, aportados uno por cada átomo. De esta manera cada átomo tendrá sus 7 electrones, más el que comparte, es decir que en su último nivel tendrán ocho electrones.

La molécula de cloro queda representada en la Figura 19, a través de su estructura de Lewis.

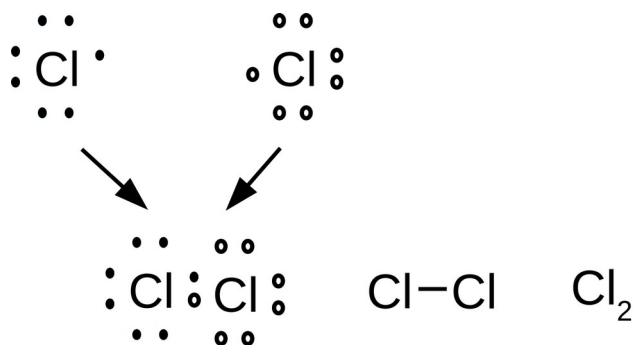


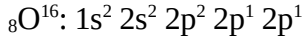
Figura 19

Tipos de enlaces covalentes

Enlace covalente simple: es cuando dos átomos comparten dos electrones, aportados uno por cada átomo. Es un enlace que requiere mucha energía para destruirse, por lo que se considera un enlace fuerte. Como en el caso de la molécula de cloro, discutido anteriormente. Un enlace covalente simple, que tiene un par de electrones compartidos, se representa por una línea, Figura 19.

Clase 1.6

Enlace covalente doble: se presenta cuando dos átomos comparten cuatro electrones, aportados dos por cada átomo. Analicemos el caso cuando se unen dos átomos de oxígeno. La configuración electrónica del oxígeno es:



A cada átomo de oxígeno le faltan dos electrones para completar el octeto. El octeto se alcanza compartiendo cuatro electrones, aportados dos por cada átomo. De esta manera cada oxígeno alcanza 8 electrones en su último nivel energético: seis electrones que posee y dos que recibe de otro átomo de oxígeno. Se puede representar un enlace covalente doble, es decir dos pares de electrones compartido, por dos líneas, Figura 21.

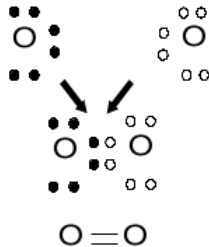
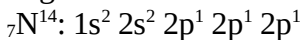


Figura 20: formación enlace doble

Enlace covalente triple: es un tipo de enlace covalente que se produce cuando dos átomos comparten seis electrones, aportados tres por cada uno de los átomos involucrados en el enlace. Este es el caso cuando se unen dos átomos de nitrógeno para formar una molécula de nitrógeno. El N tiene la siguiente configuración electrónica:



En su último nivel energético vemos que tiene 5 electrones. Para completar su octeto debería perder 5 electrones o bien ganar 3 electrones. Perder 5 electrones lo dejaría con el nivel 2 completo, pero implicaría extraer cinco carga negativas, alejándolas de una estructura con carga positiva cada vez mayor, lo cual es imposible por la elevada fuerza que se debería vencer. Además al unirse dos átomos de N, ambos tienen la misma fuerza para retener electrones, por lo que es improbable que uno de ellos pierda electrones. Por lo tanto deben compartir 3 pares de electrones, de esta manera cada átomo de nitrógeno quedará con 8 electrones en su último nivel: 5 electrones que le pertenecen y 3 prestados por el otro átomo, Error: Reference source not found:

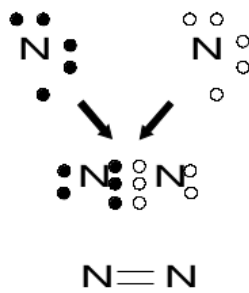


Figura 21: Formación de un enlace covalente triple

Todos los enlaces covalentes son fuertes y tanto más fuertes cuanto mayor es su multiplicidad. Llamamos multiplicidad al número de enlaces covalentes que determina que el enlace sea simple, doble o triple. Además cuanto mayor es su multiplicidad, más corta es la longitud del enlace y mayor la fuerza del enlace. Por ejemplo un enlace C-C es más largo y más débil que un C=C.

Polaridad del enlace covalente

Dado que en el enlace covalente se comparten electrones, éstos quedan entre ambos átomos, sin existir transferencia de electrones como ocurre en el enlace iónico. Cuando la electronegatividad de un átomo supera a la del otro, los electrones se desplazarán hacia el átomo más electronegativo, produciéndose un enlace covalente polar. En este caso el enlace quedará con una pequeña cantidad de carga negativa (δ^-) sobre el átomo más electronegativo y una pequeña densidad de carga positiva (δ^+) sobre el átomo menos electronegativo. Se conoce como enlace covalente polar y lo que se ha formado es un dipolo permanente, ya que siempre existirá una densidad de carga positiva y negativa en su estructura (δ^+ y δ^-), Figura 22, dibujo superior. En estos enlaces se determina el momento dipolar (μ), este es una medida del desplazamiento electrónico en el enlace y por lo tanto de la acumulación de cargas de signos contrarios en los extremos del dipolo. Un dipolo tiene más separación de carga cuanto mayor es el momento dipolar.

Clase 1.6

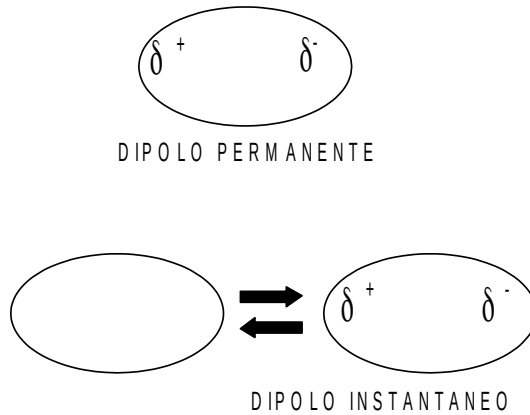


Figura 22: dipolos permanentes e instantáneos

Cuando dos átomos iguales forman un enlace covalente, dado que la electronegatividad es la misma para ambos átomos, los electrones del enlace serán atraídos con la misma fuerza por ambos átomos. En este caso no existe desplazamiento de los electrones del enlace. Se trata de un enlace covalente apolar. Estos enlaces covalentes apolares pueden tener temporariamente (por azar) pequeñas acumulaciones de cargas positivas y negativas, constituyendo lo que se llaman dipolos instantáneos e inducidos, Figura 22, dibujo inferior.

Polaridad de enlaces y de moléculas

Como vimos en el inciso anterior, si dos átomos diferentes se unen por enlace covalente, dado que la electronegatividad de los átomos es diferente, el enlace será de tipo polar. Además, la polaridad del enlace será mayor cuanto mayor sea la diferencia de electronegatividad. Ahora bien, estos enlaces polares pueden compensarse o no entre sí generando moléculas polares o apolares. El conocimiento si una molécula es polar o no es de gran importancia en las ciencias biomédicas para analizar el comportamiento de las sustancias frente a diferentes eventos biológicos.

Para analizar la polaridad de una molécula es importante en primer lugar determinar si un compuesto es iónico o covalente. Como regla sencilla podemos decir que un compuesto es iónico si tiene un metal y un no metal. De manera sencilla, si en la fórmula de un compuesto hallamos Na, K, Ca y Mg,

podemos decir que el compuesto iónico. También si el nombre del compuesto involucra las palabras sodio, potasio, calcio y magnesio, se tratará de un compuesto iónico. Los compuestos cuyo nombre termina en ato, ito o uro, se trata de sales y será un compuesto iónico. Por supuesto que lo expuesto es una simplificación y muchas veces requerirá análisis más complejos para tomar una decisión.

Diferencias entre los compuestos iónicos y covalentes

En general los compuestos iónicos son:

- 1) Solubles en agua.
- 2) De alto punto de fusión.
- 3) Conducen la electricidad fundidos o en solución.
- 4) Tienen estado cristalino.

Los compuestos covalentes son:

- 1) Menos solubles en agua que los compuesto iónicos.
- 2) Tienen bajo punto de fusión.
- 3) No conducen la electricidad fundidos o en solución.
- 4) No se asocian a estado cristalino.

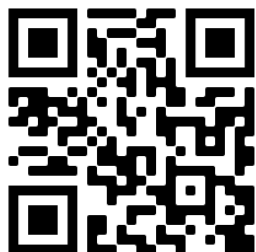


Examen clase 1.6

URL examen clase 1.6: <https://forms.gle/F6mn7fqFQ9H2NyJp6>

Clase 1.6

Clase 1.7



Vídeo clase 1.7

URL clase 1.7: <https://youtu.be/FiPTGa-2gIk>

Química Orgánica

Definimos a la química orgánica como la rama de la química que estudia los compuestos del carbono. En general nos referimos como "compuestos del carbono" a aquellas estructuras químicas que además de contener carbono, éste se halla unido consigo mismo formando cadenas carbonadas. Bajo esta definición quedan excluidos de la química orgánica, compuestos como los carbonatos, bicarbonatos, dióxido de carbono y otros menos comunes como los tiocianatos, cianatos y cianuros que contienen carbono, pero no unidos con otros átomos del mismo elemento.

Grupos funcionales

Se define como grupo funcional a un grupo de átomos que se presenta siempre con la misma estructura, y le confiere a la molécula en la que se halla características fisicoquímicas definidas. Por ejemplo: el grupo funcional oxhidrilo al que representamos como: -OH, cuando se liga a metales, le confiere a las moléculas ciertas características químicas, como por ejemplo presentar un pH superior a 7, cuando se disuelven en agua.

Dentro de los compuestos orgánicos existen agrupaciones de átomos o grupos funcionales característicos, cuya presencia determinará el tipo y comportamiento del compuesto.

Las cadenas carbonadas son uniones de varios átomos de carbono. Los átomos se pueden unir por simple (C-C), doble (C=C) o triple ligadura carbono - carbono. Los compuestos con simples ligaduras se llaman saturados y los que poseen dobles o triples se llaman insaturados. La representación de los compuestos orgánicos puede hacerse de diversas maneras, siendo las más comunes las fórmulas estructurales y las fórmulas taquigráficas. En las fórmulas estructurales veremos los símbolos de todos los átomos intervinientes y sus enlaces. Por su parte las fórmulas taquigráficas solo muestran una línea que indica un enlace carbono-carbono, pero no dibujan los símbolos de los átomos de C e H. Sin embargo, sí se muestran los símbolos de otros elementos como ser el O, Cl y los grupos funcionales, entre otros.

En la Figura 23 se muestran tres cadenas carbonadas con su correspondientes fórmula estructural y taquigráfica.

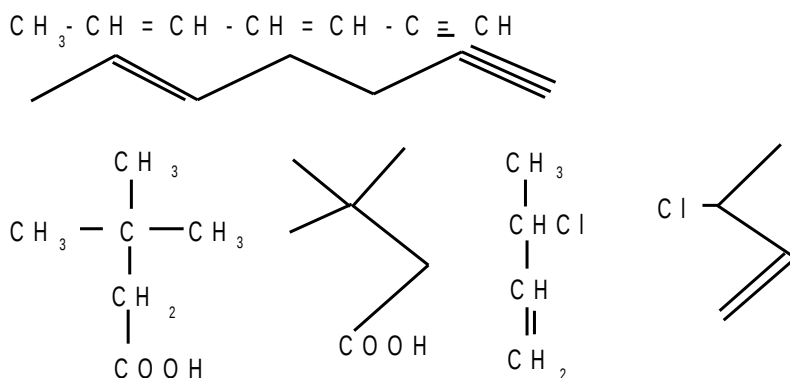


Figura 23

En la Figura 24 se presentan los grupos funcionales de mayor importancia en los compuesto orgánicos y que serán comunes en moléculas de interés biológico a las que llamaremos biomoléculas.

Clase 1.7

-OH	Oxhidrilo
-NH ₂	amina
-COOH	carboxilo
-COH	aldehído
-COO-	éster
-CONH-	amida
-SH	sulfhidrilo

Figura 24.

De la combinación de cadenas carbonadas y grupos funcionales surgen los diferentes compuestos orgánicos. A continuación veremos fundamentos de los principales compuestos orgánicos, que servirá de base para el estudio de la biomoléculas. Comenzaremos el desarrollo con las cadenas carbonadas y volveremos sobre estos y otros grupos funcionales en esta misma clase.

Hidrocarburos

Alcanos

En los compuestos conocidos como alcanos, los átomos de carbono tienen la particularidad que pueden unirse entre sí formando prácticamente cualquier forma de molécula imaginable, pero los átomos de carbono se unen entre sí por un simple enlace carbono-carbono. Cuando todos los átomos de carbono se unen entre sí por simple enlaces se dice que la molécula es saturada.

Estas cadenas carbonadas pueden ser lineales, ramificadas o cíclicas, además pueden presentarse moléculas que estén compuestas por la combinación de los tres tipos de cadenas.

Cadenas carbonadas lineales: se está en presencia de estas estructuras cuando cada átomo de carbono está unido a dos átomos de carbono, salvo los de los extremos que sólo están unido a un átomo de carbono. En la Figura 25, la cadena está formada por 5 átomos. Aquellos átomos que están unidos a dos carbonos, se llaman carbonos secundarios, mientras que los de los extremos por estar unidos solo a un carbono se llaman carbonos primarios.

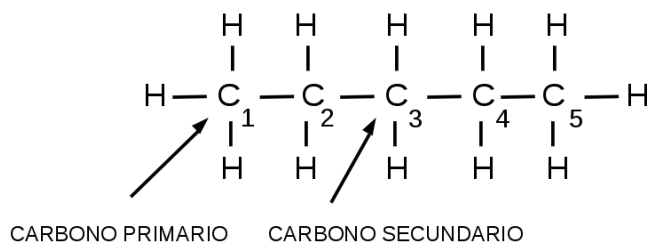


Figura 25.

Numeración de la cadena: para las estructuras lineales, siempre el carbono número 1 es uno de los átomos de carbono de los extremos de la cadena. El carbono número 2 es el siguiente al carbono número 1, y así sucesivamente con el carbono 3, etc. Es indistinto tomar uno u otro extremo como carbono 1, Figura 3. Aunque veremos que en ciertas circunstancias debemos elegir un extremo por sobre el otro.

En la Figura 26, se muestran cadenas lineales posibles. La primer estructura sólo tiene un carbono, el nombre que se le da a este compuesto es metano. La segunda estructura, con dos carbonos se denomina etano, la tercera, con 3 carbonos se denomina propano y la cuarta con 4, butano. Cuando las cadenas carbonadas tienen más de 4 carbonos se le dan los nombre de pentano, cuando tiene 5 átomos de carbono; hexano, para el compuesto de 6 átomos de carbono; heptano para 7 y así sucesivamente. Se antepone a la terminación "ano" el prefijo que indica el número de carbonos.

Clase 1.7

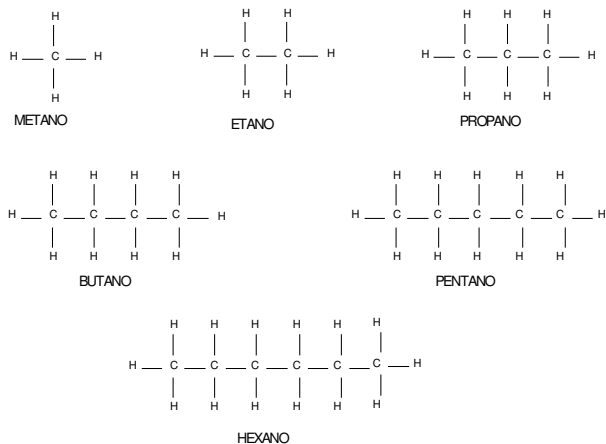


Figura 26

Resumiendo, el nombre de las cadenas carbonadas saturadas lineales comienza con un prefijo que indica el número de átomos de carbono de la molécula con la terminación "ano", con excepción de los cuatro primeros compuestos.

Radicales: se da el nombre de radical a una cadena carbonada, en la que se ha quitado un átomo de hidrógeno, presentando una valencia libre, que le permitirá unirse a otra cadena carbonada. Como se observa en la Figura 27, cualquier molécula orgánica puede perder un hidrógeno y transformarse en un radical; para los ejemplos ya vistos en la Figura 4. Si se trata del metano el que perdió el hidrógeno, el radical que se obtiene es el metilo. Si es el etano, el radical es el etilo, para el propano, propilo y así sucesivamente. Un radical tendrá el mismo nombre que la molécula que le dio origen, pero terminado en "ilo".

Numeración del radical: el carbono 1 es aquel que ha perdido el hidrógeno y se halla ligado a otra cadena. Ver ejemplo del hexilo en la Figura 27:

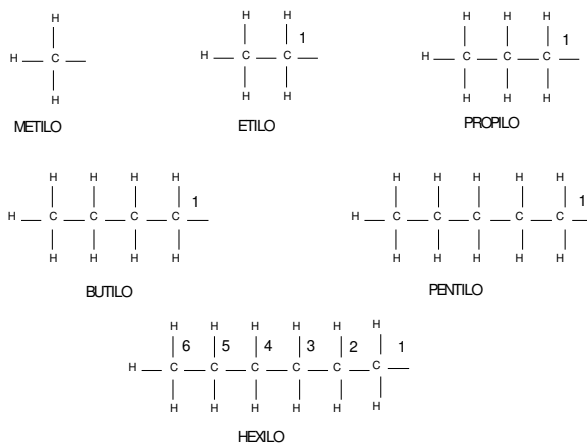


Figura 27

Cadenas carbonadas ramificadas: una cadena es ramificada cuando presenta una cadena lineal a la que se unen radicales. La estructura carbonada de la Figura 28 presenta un metilo unido a la cadena principal. Se elige como cadena principal a aquella cadena lineal más larga independientemente de que presente ángulos. Como se observa en la Figura 28, esta molécula tiene carbonos primarios, secundarios y uno terciario, que es aquel en el que se inserta la ramificación y está unido a tres carbonos.

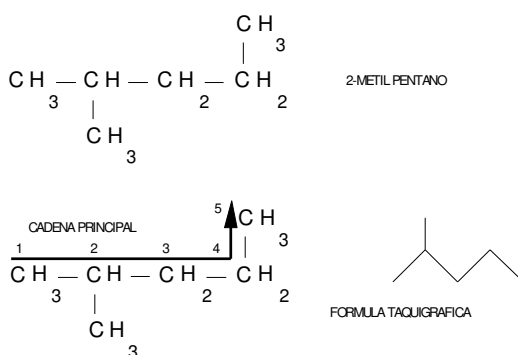


Figura 28

Clase 1.7

Numeración de la cadena en compuestos ramificados: una vez elegida la cadena principal, se asigna el número 1 al carbono del extremo más cercano a la ramificación. Si todos los enlaces son simples, el compuesto es saturado y su terminación será "ano".

En el ejemplo de la Figura 28, la cadena más larga tiene 5 carbonos, por lo tanto el compuesto es un pentano, pero tiene un metilo, esto obliga a numerar la cadena desde el extremo más cercano a este grupo, de esta manera el metilo queda ubicado en la posición 2. Con estos elementos podemos nombrar al compuesto como 2-metil pentano.

Intentemos el ejercicio a la inversa, escribamos el compuesto cuyo nombre es 3-etil-4-metil-decano. Este compuesto es saturado, por su terminación "ano", además tiene 10 átomos de carbono en su cadena principal, lo que deducimos por el prefijo "deca". La parte del nombre: 3-etil, significa que tiene un radical etilo en la posición 3 respecto de uno de los extremos de la cadena y la parte: 4-metil significa que tiene un metilo en la posición 4 respecto del mismo extremo. La estructura que resulta es la que vemos en la Figura 29. En la misma figura se muestra la correspondiente fórmula taquigráfica.

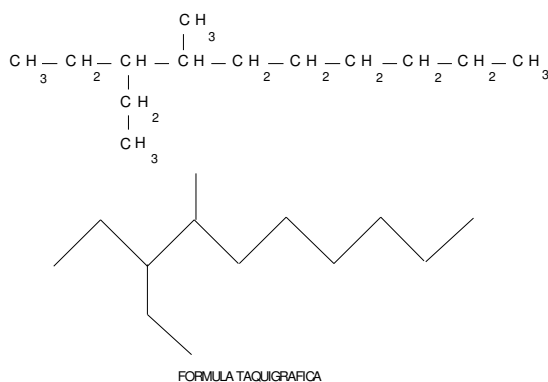


Figura 29

Cadenas carbonadas cíclicas: una cadena es cíclica cuando no presenta extremos, es decir, que el carbono de un extremo se une con el carbono del otro extremo. En la Figura 30, el primer compuesto tiene 5 carbonos, formando una estructura cerrada. Tiene simples ligaduras, es decir que se trata de un compuesto saturado y por lo tanto su terminación será "ano". Como tiene 5 carbonos su nombre es pentano, pero por tratarse de un compuesto

cíclico, se le antepone la palabra "ciclo". Así, su nombre es ciclopentano. La segunda estructura es un compuesto similar pero que tiene unido un radical metilo, su nombre es metil ciclopentano.

Demos la nomenclatura del tercer compuesto de la Figura 30. Se trata de un ciclo de seis carbonos, su nombre será ciclohexano, pero por presentar dos grupos metilos unido al ciclo su nombre completo es dimetil ciclohexano. Se debe numerar tomando como carbono 1 el correspondiente a algún metilo. El nombre completo sería 1,2-dimetil ciclohexano. En la misma figura se muestran las fórmulas taquigráficas.

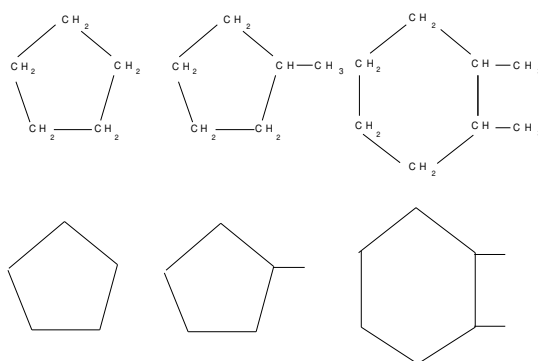
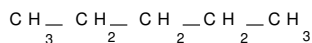


Figura 30

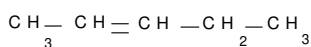
Alquenos

Los alquenos son cadenas carbonadas que al menos tienen una doble ligadura carbono-carbono. Cuando las estructuras tienen doble o triples ligaduras, se trata de compuestos insaturados. La presencia de una doble ligadura modifica muy poco el nombre respecto de los compuestos saturados. En la Figura 31 se presenta la estructura del pentano (un alcano). La otra estructura es similar al pentano con la diferencia que tiene una doble ligadura entre el carbono 2 y 3, el compuesto se llamará 2-penteno, que se trata de un alqueno, por tener una doble ligadura. En el caso de estas cadenas se usa el mismo prefijo que para los alcanos para indicar el número de carbonos de la cadena, indicando el carbono donde comienza el doble enlace y terminando el nombre con "eno".

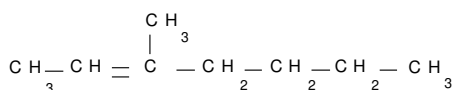
Clase 1.7



PENTANO



2-PENTENO



3-METIL-2-HEPTENO

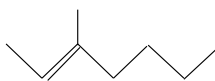


Figura 31

Ejemplo: escribamos la fórmula de 3-metil-2-hepteno. Este nombre nos da las siguientes pistas:

Terminación "eno", lo que nos indica que es un alqueno y por ende tiene un doble enlace.

El número "2", de 2-hepteno, nos indica dos cosas. Por un lado, que el doble enlace esta entre el carbono 2 y 3 y la palabra hepteno indica que tiene 7 carbonos.

3-metil, nos indica que el compuesto tiene un grupo metilo en el carbono 3.

La fórmula correspondiente a este compuesto es la tercera de la Figura 31.

Alquinos

Los alquinos son cadenas carbonadas que presentan al menos una triple ligadura carbono-carbono. Es similar al caso con dobles ligaduras, con la diferencia que la terminación de los nombres será "ino".

Observe la estructura de la Figura 32. Ésta tiene una cadena principal de 10 átomos de carbono con una triple ligadura entre los carbonos 4 y 5, por lo tanto su nombre es 4-decino. La presencia de dos grupos metilos, uno en el carbono 2 y otro en el carbono 6, determinan que el nombre definitivo sea 2,6-dimetil-4-decino

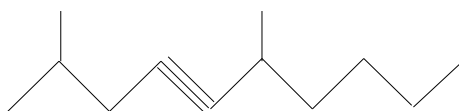
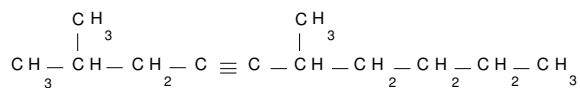


Figura 32

Compuestos aromáticos

Se denominan compuestos aromáticos a aquellas estructuras químicas que tienen dobles ligaduras conjugadas, es decir, dobles ligaduras separadas por simple ligaduras, Figura 33. Dentro de los compuestos con estructura aromática, el más importante es el benceno, también conocido como anillo bencénico, anillo aromático o núcleo bencénico, Figura 33. Esta estructura se puede escribir en la forma convencional, pero lo más común es representarla en forma taquigráfica, o más aun utilizando una forma taquigráfica en la que no se representan los dobles enlaces, sino que se dibuja en el interior del ciclo un círculo que los representa, Figura 33.

Clase 1.7

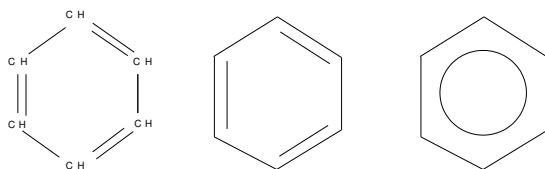
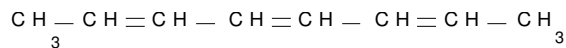


Figura 33

Ejercicios

Escribir las fórmulas estructurales, taquigráfica y molecular de los siguientes compuestos:

a- butano

b- 2-metilbutano

c- 2,2-dimetil butano

d- 2-metil-1-buteno

Respuestas

a- $\text{CH}_3 \text{CH}_2 \text{CH}_2 \text{CH}_3$

b- $\text{CH}_3 \text{CH}_2 (\text{CH}_3) \text{CH}_2 \text{CH}_3$

c- $\text{CH}_3 \text{CH}_2 (\text{CH}_3)_2 \text{CH}_2 \text{CH}_3$

d- $\text{CH}_2 = \text{CH} (\text{CH}_3) \text{CH}_2 \text{CH}_3$

Notará en las respuestas que solo se dibujaron los enlaces dobles entre átomos de carbono, pero no los simples. Es una forma habitual de representar los compuestos químicos.

Grupos funcionales

Llamamos grupo funcional a una estructura química formada por átomos definidos que se repite en los diferentes compuestos. Se asocia a dicha estructura un comportamiento químico definido, es decir que dichos grupos funcionales permitirán a la molécula que los contiene establecer ciertos enlaces y hacer determinadas reacciones químicas. En función del grupo funcional presente, el compuesto pertenece a determinada familia. Por ejemplo, un

oxhidrilo unido a un carbono que sólo tiene unido otros átomos de carbono e hidrógeno permite que a dicha molécula la clasifiquemos como un alcohol.

Alcoholes

Tienen un oxhidrilo como grupo funcional, el que está compuesto por un O y un H.

Este grupo funcional se puede presentar de diferentes maneras. Estamos en presencia de alcoholes primarios, secundarios o terciarios, según el oxhidrilo esté ligado a un carbono primario, secundario o terciario, Figura 34.

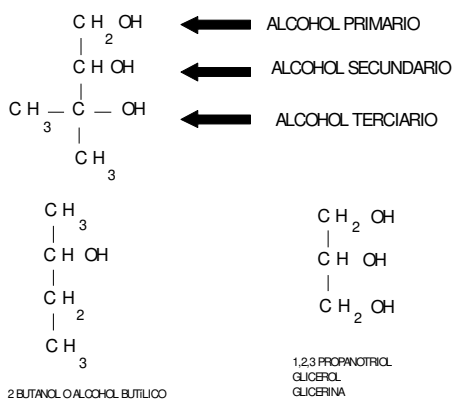


Figura 34

Cuando sólo se encuentre este grupo funcional en la molécula, se dice que el compuesto es un alcohol. La nomenclatura de los alcoholes se forma con el nombre del hidrocarburo del cual proviene, terminado en "ol". También se pueden nombrar utilizando la palabra alcohol, seguida del nombre del hidrocarburo que le dio origen terminado en "ílico". Es muy común la utilización de una nomenclatura que no responde a las reglas anteriores y que utiliza nombres llamados de fantasía. Por ejemplo, en la Figura 34, se dan dos fórmulas, la primera de ella corresponde al alcohol denominado 2-butanol. El número 2 y la terminación ol nos indican que se trata de un alcohol y que el oxhidrilo se halla en el carbono 2 de la cadena. La parte del nombre "buta" nos indica que tiene 4 átomos de carbono. También se podría llamar a este compuesto alcohol 2-butílico. El segundo ejemplo corresponde al 1,2,3-propanotriol. La terminación triol, nos indica que tiene tres grupos oxhidrilos y los números 1,2,3, nos indican que cada uno de ellos se encuentra unidos a los carbonos 1, 2 y 3 respectivamente. Esta molécula se conoce también con el

Clase 1.7

nombre de glicerol o glicerina, que es su nombre de fantasía y que de hecho es el más utilizado.

Los grupos oxhidrilos como poseen el enlace O-H que es covalente polar, le confieren polaridad a la molécula en la que se encuentran. Esta polaridad se manifiesta fundamentalmente como afinidad por el agua, dado que tienen la posibilidad de establecer puente de hidrógeno con ella. Cuanto más cantidad de grupos oxhidrilos tenga una molécula, más soluble será en el agua. Por otra parte cuanto más corta sea la cadena carbonada también será más soluble en agua, dado que la cadena carbonada le da a la molécula características hidrofóbicas. Los carbonos le dan característica hidrofóbica porque no pueden unirse al agua por puente de hidrógeno.

Un dato importante también es que el grupo oxhidrilo cuando constituye un alcohol, no es ionizable a pH fisiológico. Su pKa es muy alto, cercano a 14, por lo tanto es imposible encontrarlo disociado al pH habitual de los fluidos corporales. En el caso particular que un oxhidrilo se encuentre sobre un anillo aromático, el comportamiento es diferente, pudiendo disociarse a pH más bajo, por lo que pueden existir alcoholes unidos a núcleos aromáticos (llamados fenoles) en forma ionizada, confiriéndole a la molécula una carga negativa.

En los compuestos biológicos los alcoholes son grupos funcionales de extrema importancia y ellos participan predominantemente en la formación de uniones éster con moléculas conocidas como ácidos. Los principales ésteres se producen con los ácidos grasos y con el ácido fosfórico.

Aminas

Se denominan aminas a aquellas moléculas que tienen el grupo funcional amina. El grupo amina se compone de un átomo de nitrógeno con valencia tres, donde una de sus valencias se encuentra unida a un carbono. Las otras valencias se pueden unir a átomos de H o radicales de cadenas carbonadas. La nomenclatura de las aminas se forma con el nombre del hidrocarburo al que se encuentra unido el grupo amina, seguido de la terminación "amina". En la Figura 35, se muestra la estructura de la 1-butilamina.

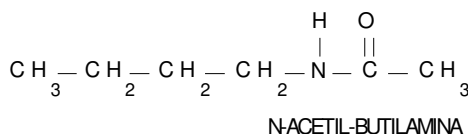
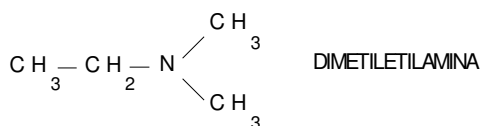
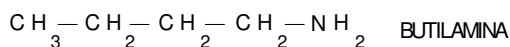


Figura 35

El número 1 indica que el grupo amina se encuentra ubicado en el Carbono 1 de la cadena. Butil, indica que la cadena tiene 4 átomos de carbono, aunque en el caso de las aminas no terminará en "ano" sino en "il" como si fuera un radical que proviene del butano. En la segunda estructura se muestra la dimetil etilamina, en este compuesto la cadena principal es el etano, de allí el nombre etil amina, y dimetil por tener los dos hidrógenos de la amina, sustituidos por dos metilos. Observando las estructuras se observa que en el caso de la 1-butilamina, el grupo amina se halla unido sólo a un carbono, por lo que se trata de una amina primaria. En cambio en el caso de la dimetil etilamina, la amina tiene tres carbonos ligados, es por lo tanto es una amina terciaria.

En algunos casos especiales se suele reemplazar un hidrógeno del grupo amina por otro grupo. En los compuestos biológicos es común que se una a las amina el grupo acetilo. En la Figura 35, se muestra el N-acetil butilamina. Se llama butilamina, ya que la cadena tiene cuatro carbonos, con un grupo amina. Como el grupo acetilo se encuentra unido al nitrógeno se le antepone la letra N.

A semejanza del grupo oxhidrilo, el grupo amina tiene la particularidad de poder establecer uniones puente de hidrógeno con el agua, debido a que la unión N-H es polar. Por lo tanto cuanto mayor sea la cantidad de grupos amina de una molécula y menor sea el largo de la cadena carbonada, más soluble en agua será el compuesto.

Otra particularidad del grupo amina es su capacidad de ionización. Si se realiza la estructura de Lewis del grupo amina, se puede observar que tiene un

Clase 1.7

par de electrones libre, en los cuales puede unirse un protón (H^+), es decir, que se puede comportar como base, Figura 36. Al captar el protón adquiere carga positiva. Como toda base al captar un protón se transforma en un ácido conjugado, el pKa de este ácido es cercano a 9, dependiendo del entorno molecular, lo que significa que perderá el hidrógeno si el pH supera a 9. De lo anterior se deduce que a pH fisiológico los grupos amina se encontrarán con el protón unido y por lo tanto con carga positiva, lo que le otorga mayor solubilidad en agua.

Cuando el grupo amina se encuentra con el protón ligado (protonizado), la nomenclatura cambia ligeramente. En la Figura 36, se muestra la etilamina, luego de ganar el protón adquiere carga positiva y pasa a llamarse etilamonio. Por tener carga positiva, debe ir acompañada de un anión, por ejemplo cloruro, entonces el nombre completo será cloruro de etil amonio.

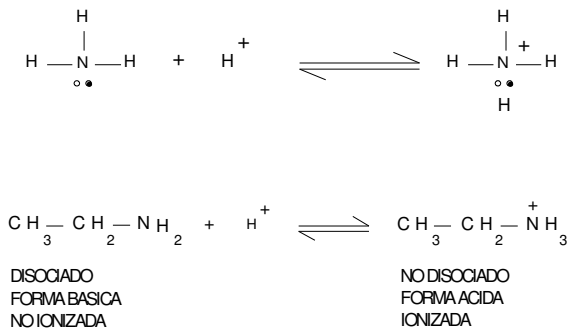


Figura 36

Es común en la práctica no discriminar entre el amino ionizado o no, haciendo referencia sólo a grupo amina. Por ejemplo en la Figura 36, se suele llamar etilamina esté o no ionizado.

Otro detalle importante es que el grupo amina al ganar el protón se ioniza adquiriendo carga postiva, Figura 36. Mientras que al disociarse y ceder el protón, pierde su estado de ionización. Conclusión: si el grupo amina está ionizado no está disociado. Note más adelante la diferencia con el grupo carboxilo.

En los compuestos biológicos las aminas juegan un rol importante, hallándose presente en diversos compuestos. Los aminoácidos son los principales exponentes, siendo estas moléculas las constituyentes de las proteínas.

Cuando el nitrógeno está unido a cuatro radicales carbonados se dice que es un compuesto de amonio cuaternario. En este caso se nombran como una sal, Figura 37.

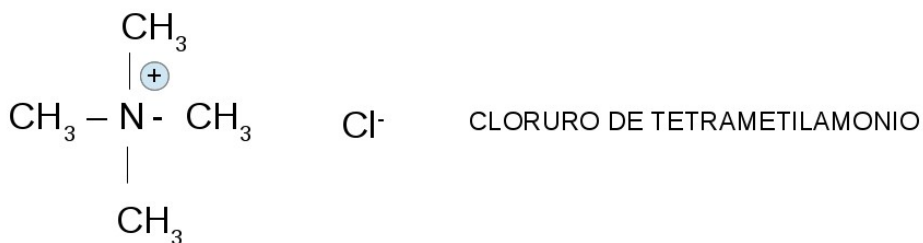
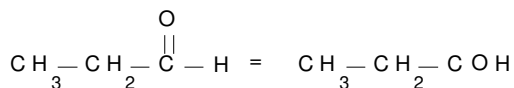


Figura 37

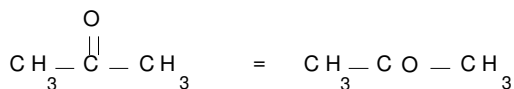
Aldehídos y cetonas

Los compuestos conocidos como aldehídos y cetonas son compuesto orgánicos que se clasifican junto con otros compuestos como compuestos carbonílicos. Un compuesto carbonílico es aquel que contiene en su estructura un grupo carbonilo. El grupo ceto o carbonilo consiste en la unión a través de doble ligadura entre un átomo de C y uno de O. Si este grupo se encuentra unido a un átomo de carbono sin un oxhidrilo o amina en el mismo carbono, forma compuestos que se llaman aldehídos y cetonas, dependiendo que el carbono sea primario o secundario, respectivamente. La nomenclatura de estos compuestos se forma con el nombre del hidrocarburo del cual deriva, con la terminación "al" en el caso de ser aldehído (es el caso en que el carbonilo está en carbono primario) o terminación "ona" si es una cetona (en el caso que el grupo carbonilo está ubicado en el carbono secundario). En la Figura 38, se presenta la estructura del propanal. La terminación "al" del compuesto es por tener el carbonilo en un carbono primario y "propan" por tener 3 carbonos. La segunda estructura es la propanona. El término "propan" indica que tiene tres carbonos, pero en este caso con terminación "ona" por estar el carbonilo en el carbono secundario. Note en la Figura 38, que las fórmulas pueden escribirse destacando los enlaces de estos grupos funcionales o bien en forma condensada, que corresponden a las fórmulas mostradas a la derecha de la figura. Es importante observar cuidadosamente las fórmulas, ya que en las estructuras condensadas podría confundirse un aldehído con un alcohol.

Clase 1.7



PROPANAL



PROPANONA

Figura 38

Estos grupos le dan solubilidad en agua a las moléculas en las que se encuentran, ya que pueden establecer puentes de hidrógenos entre los átomos de H de la molécula de agua y el átomo de O del carbonilo.

Acidos carboxílicos

Los ácidos carboxílicos son compuestos que tienen un grupo funcional conocido como carboxilo. Un grupo carboxilo está formado por un carbonilo y un oxhidrilo, unidos a el mismo átomo de carbono. Este grupo funcional siempre lo encontraremos en un carbono primario, Figura 39. La nomenclatura de los compuestos que tienen este grupo se forma con el nombre del hidrocarburo del cual proviene por su largo de cadena, anteponiéndole la palabra "ácido" y la terminación "oico". Es muy común también en este caso la utilización de nombres de fantasía. En la Figura 39, se muestra el ácido etanoico cuyo nombre de fantasía es ácido acético. Se llama etanoico por tener dos carbonos y considerarse derivado del etano. El nombre acético no responde a reglas estrictas, estos nombres se aprenden con el uso cotidiano. En la Figura 39 se puede ver un radical de un ácido. Por ejemplo si al ácido acético se le retira el oxhidrilo de su carboxilo queda el radical que se llama acetil, acetilo o acetoilo.

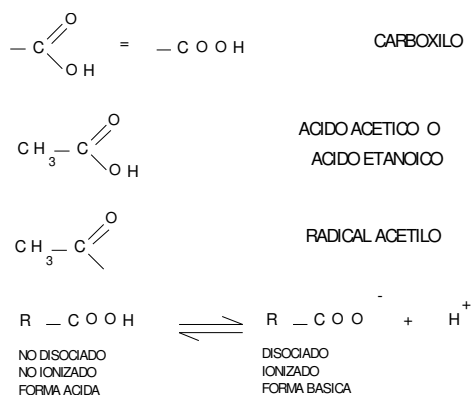


Figura 39

El grupo carboxilo tiene un pKa cercano a 3, dependiendo del entorno molecular. Si el pH supera a 3, se encontrará en mayor proporción en forma disociado, con carga neta negativa. Por su pKa se deduce que a pH fisiológico se encontrará con carga negativa. Este grupo tiene la particularidad de poder establecer puentes de hidrógeno con el agua, lo que dará solubilidad a las moléculas en las que se encuentre, pero también su carga contribuirá a la solubilidad. Los compuestos que tienen carboxilos son más solubles en agua cuando se encuentran disociados.

Los grupos carboxilos por tener carga tienen la particularidad que podrán producir atracción electrostática con grupos como el amino, que tiene carga positiva. Por otra parte el grupo carboxilo ionizado puede establecer repulsión electrostática con otros grupos carboxilos o estructuras que tengan carga negativa, como los fosfatos.

Cuando el grupo carboxilo pierde un hidrógeno y adquiere carga negativa se dice que se transformó en un carboxilato, Figura 40.

Clase 1.7

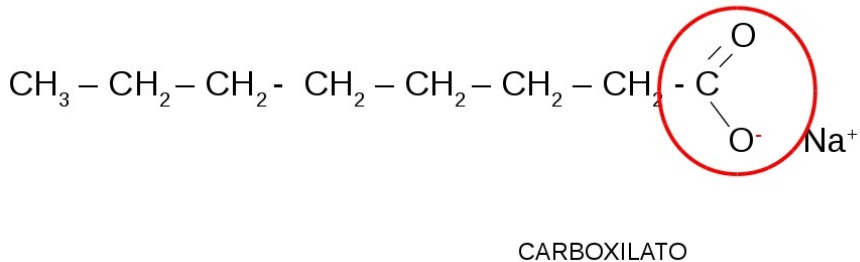
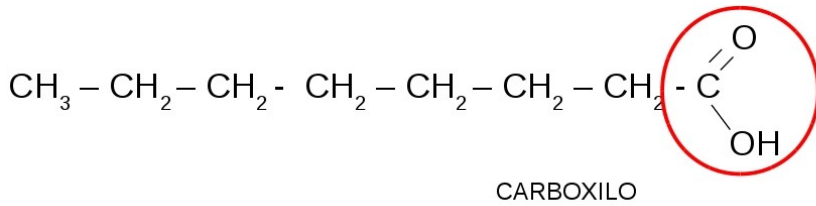


Figura 40

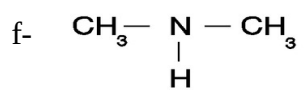
Práctica

Escriba las fórmulas estructurales de los siguientes compuestos

- a- 2-octanol
- b- hexanal
- c- ácido-3-metil decanoico
- d- propanodial
- e- 1,2,3-propanotriol
- f- dimetilamina

Respuestas

- a- $\text{CH}_3 \text{CH}(\text{OH}) \text{CH}_2 \text{CH}_2 \text{CH}_2 \text{CH}_2 \text{CH}_2 \text{CH}_3$
- b- $\text{CH}_3 \text{CH}_2 \text{CH}_2 \text{CH}_2 \text{CH}_2 \text{CHO}$
- c- $\text{CH}_3 \text{CH}_2 \text{CH}_2 \text{CH}_2 \text{CH}_2 \text{CH}_2 \text{CH}_2 \text{CH}(\text{CH}_3) \text{CH}_2 \text{COOH}$
- d- $\text{CHO CH}_2 \text{CHO}$
- e- $\text{CH}_2\text{OH CHOH CH}_2\text{OH}$



Examen clase 1.7

URL examen clase 1.7: <https://forms.gle/Z1LSTgUZUhARhKah9>

Clase 1.8



Vídeo clase 1.8

URL clase 1.8: <https://youtu.be/UOIdlL9-clQ>

Grupos funcionales - parte 2

Continuaremos con el desarrollo de otros grupos funcionales de aparición frecuente en la química biológica.

Grupo sulfhidrilo

Este grupo está formado por un azufre unido a un hidrógeno, Figura 41. Se llama también tiol. Este grupo toma importancia en cierto tipo de estructuras, como ser la proteínas por poder formar uniones covalentes llamadas puente disulfuro que discutiremos a continuación. Este grupo tiene un pKa de aproximadamente 9, por lo que a pH fisiológico no confiere carga a las moléculas. Por la polaridad del enlace S-H se pueden llegar a establecer puentes de hidrógeno con el agua o bien interacciones dipolo-dipolo, lo que favorece la solubilidad de los compuestos en agua. En general son raros los compuestos que tienen solo grupos sulfhidrilos por lo que no estudiaremos su nomenclatura. Es común que se halle en moléculas con otros grupos funcionales y se utilicen nombres de fantasía. A modo de ejemplos, son moléculas con grupos sulfhidrilos: cisteína y glutatión. En algunos casos, cuando el grupo sulfhidrilo forma parte de una molécula que tiene otro grupo, el sulfhidrilo se resalta en la nomenclatura por la palabra **mercapto**. Por ejemplo: si un etanol tiene en su estructura un grupo sulfhidrilo se llama mercaptoetanol.

Puente disulfuro

Se forma por la unión de dos grupos sulfhidrilos. Ambos sulfhidrilos deben sufrir una oxidación para poder formar esta unión química, que es de tipo

covalente. Existen puentes disulfuro intercatenarios o intermoleculares, cuando se establece entre dos sulfhidrilos de diferentes moléculas. Se denominan puentes disulfuro intracatenarios o intramoleculares cuando se establece entre dos sulfhidrilos de la misma molécula, Figura 41.

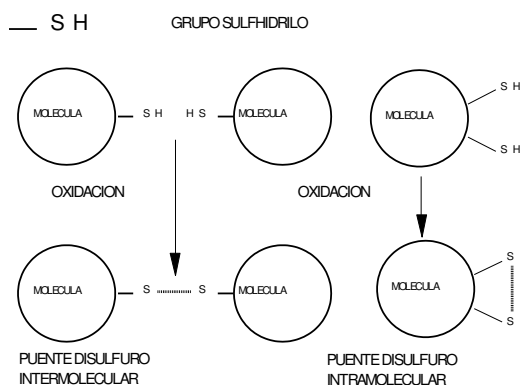


Figura 41

Ésteres

Los ésteres son compuestos orgánicos que tienen en su estructura química la unión éster. Esta unión es un enlace covalente que se produce entre un grupo ácido y un alcohol, con pérdida de una molécula de agua, Figura 42. Cuando un alcohol se liga a una molécula a través de una unión éster se dice que está esterificado.

Clase 1.8

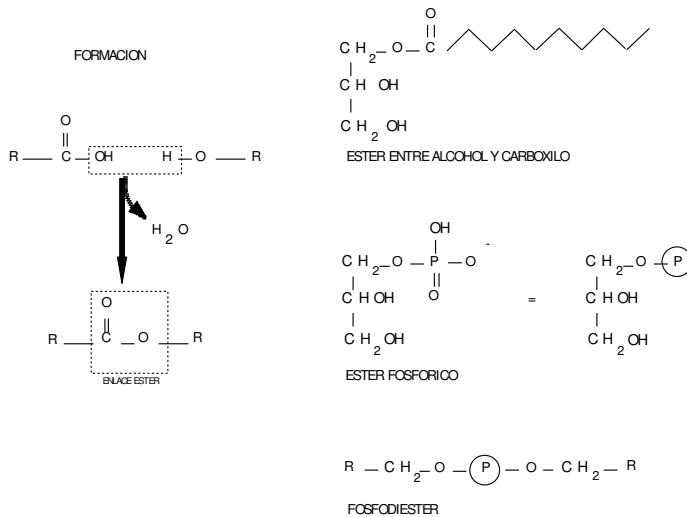


Figura 42

El ácido que participa en la unión éster puede ser un carboxilo o un ácido fosfórico (o fosfato). En el caso de ser un carboxilo, se menciona como enlace éster; por ejemplo: en una molécula de triglicérido, un ácido graso forma un éster con el glicerol. En este enlace participan el carboxilo del ácido graso y el alcohol del glicerol, Figura 42. Cuando el éster es entre un alcohol y un ácido fosfórico, se denomina éster fosfórico. Por ejemplo: en el caso de la formación de un éster entre el glicerol y el ácido fosfórico, se dice que se ha formado un éster fosfórico. Al formarse el enlace entre el grupo carboxilo y el alcohol, el primero pierde la capacidad de ionizarse, pero el grupo funcional (éster) por poseer dos oxígenos es un grupo polar que dará solubilidad en agua a la molécula. Por supuesto el hecho de perder la carga del grupo carboxilo, hace que el compuesto que tenía el grupo ácido sea menos soluble que antes.

En el caso de los ésteres fosfóricos, dado que el ácido fosfórico tiene otro grupo ionizable con un pKa cercano a 7, a pH fisiológico, al formarse el enlace éster la molécula quedará con carga negativa sobre el fosfato. Este es un detalle importante, dado que las moléculas que tengan esterificado un fosfato tendrán siempre en esa porción de la molécula carga negativa, Figura 42. Para simplificar, los fosfatos unidos por uniones éster a una estructura orgánica se

representan sólo con un P dentro de un círculo, recordando que a pH fisiológico tendrán carga negativa, Figura 42.

El ácido fosfórico puede formar enlaces éster con dos oxhidrilos simultáneamente, estos enlaces se llaman fosfodiéster, Figura 42. Este tipo de enlace es característico de los ácidos nucleicos y de ciertos lípidos.

Amidas

Las amidas son compuestos que contienen en su estructura una unión amida. La unión amida es un grupo funcional que resulta de la unión covalente entre un grupo carboxilo y un grupo amina, con pérdida de una molécula de agua, Figura 43.

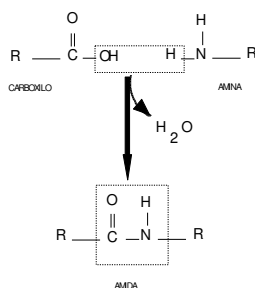


Figura 43

Este enlace le quita la capacidad de ionización al grupo carboxilo y al grupo amina. Este enlace es característico de las proteínas, dónde lleva el nombre particular de unión peptídica.

En general en la química biológica los compuestos que contienen amida no se nombran sistemáticamente, sino que forman parte de otras moléculas, como por ejemplo en las proteínas. Sin embargo, existe una nomenclatura para ellos, por ejemplo: la butilamida.

Enlaces de alta energía o macroérgico

La mayoría de los enlaces liberan energía al formarse y requieren energía para romperse. Un tipo especial de enlaces llevan el nombre de enlaces de alta energía o macroérgico. Estos enlaces tienen la particularidad que liberan energía al romperse y requieren energía al formarse. La energía involucrada en ambos procesos es la misma, además de tener la particularidad de no ser grandes valores energéticos. Esta particularidad hace que estos enlaces sean relativamente fáciles de formar y degradar permitiendo canalizar la energía en una célula viva. Dentro de los enlaces macroérgicos tenemos las uniones

Clase 1.8

anhídridos entre dos ácidos fosfóricos o entre un ácido fosfórico y un grupo carboxilo y las uniones entre un grupo carboxilo y un grupo sulfhidrilo, conocido como enlaces tioéster. Siempre que exista un enlace macroérgico se lo representará con un enlace ondulado, Figura 44 y Figura 45.

Unión tioéster

Es un enlace covalente entre un grupo carboxilo y un grupo sulfhidrilo, con pérdida de una molécula de agua, Figura 44. En este tipo de enlace el carboxilo pierde la capacidad de ionización, por lo que el efecto que tiene la formación de este enlace sobre la solubilidad de la molécula es similar a lo analizado en el enlace éster. El tioéster es un tipo de enlace que se clasifica como de alta energía o macroérgico.

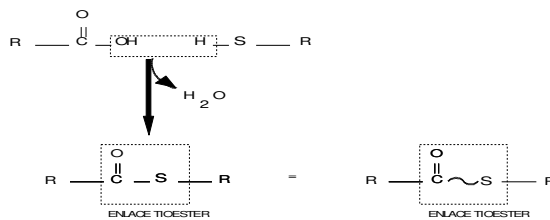


Figura 44

Unión anhídrido

Es un enlace covalente entre dos grupos ácidos. Pueden ser dos ácidos carboxilos, lo cual no es común dentro de los compuestos biológicos. Los más comunes son los que se establecen entre un grupo carboxilo y un ácido fosfórico o bien entre dos ácidos fosfóricos, Figura 45. La unión de dos ácidos fosfóricos a través de un enlace anhídrido lleva el nombre de pirofosfato, se suele representar en forma simplificada como PP.

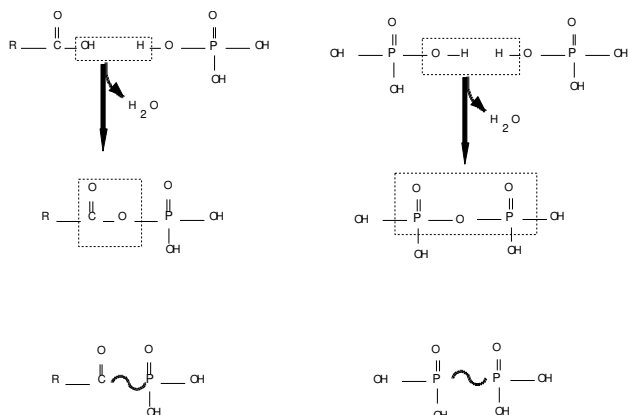


Figura 45

Derivados halogenados

La sustitución de un hidrógeno en un hidrocarburo por un halógeno genera este tipo de compuestos. Si bien no se hallan presente en las moléculas sintetizadas por los organismos vivos, sí son de importancia en muchas moléculas sintéticas utilizadas como fármacos.

La nomenclatura lleva el nombre del hidrocarburo con el nombre del halógeno indicando la ubicación en la cadena (Figura 46, Figura 47).



Figura 46:
cloroetano

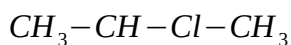


Figura 47: 2-cloro
propano

Práctica

Escriba las fórmulas de los siguientes compuestos químicos. Al pie de la página hallará la respuesta

Clase 1.8

³³- propanamida

³⁴- 3-flúor hexano

Nomenclatura con múltiples grupos funcionales

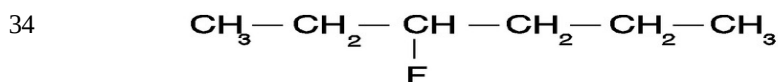
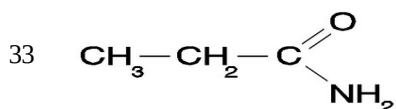
Cuando existen múltiples grupos funcionales la nomenclatura del compuesto se hace siguiendo un orden de jerarquía en los grupos funcionales. La tabla siguiente muestra los sustituyentes más comunes en orden de jerarquía decreciente.

Grupo	Fórmula	Sufijo de función	Nombre como sustituyente
ácido carboxílico	-COOH	ácido oico	carboxi
aldehído	-COH	al	formil
cetona	-CO-	ona	oxo o ceto
alcoholes	-OH	ol	hidroxi
amina	-NH ₂	amina	amino

Veamos ejemplos de nomenclatura y escritura de fórmulas.

Ejemplo 1: escribir la fórmula del 2-hidroxi-3-metil-hexanal.

El compuesto tiene 6 carbonos y una función aldehído. En posición 3 posee un metilo y en posición 2 un alcohol. La nomenclatura del compuesto no termina en ol, ya que en la molécula hay un grupo aldehído que según la tabla anterior tiene prioridad. Por lo tanto, el compuesto es un aldehído con un sustituyente alquílico y un oxhidrilo. La Figura 48 muestra la fórmula del compuesto.



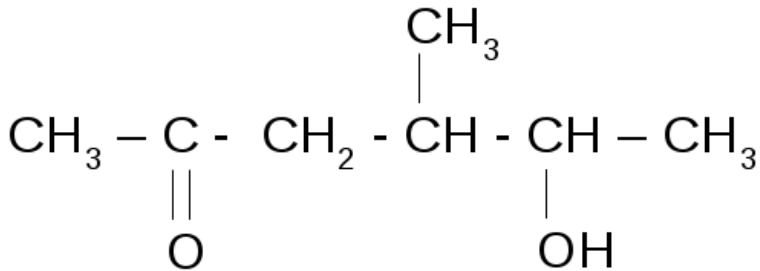


Figura 50

Analicemos su estructura:

- 1- posee un grupo cetona
- 2- posee un grupo alcohol
- 3- posee un grupo metilo
- 4- la cadena más larga tiene 6 carbonos

Como el grupo cetona tiene prioridad sobre el alcohol, el compuesto será una cetona de 6 carbonos, por lo que le correspondería el nombre de 2-hexanona, por estar el grupo cetona en el carbono 2.

El grupo metilo se halla en el carbono 4 y el oxhidrilo en el carbono 5. Como el oxhidrilo es un grupo de menor prioridad que el cetona, en lugar de utilizar la terminación ol, utilizaremos su nombre como sustituyente: hidroxil.

Por lo tanto, el nombre resulta: 4-metil- 5-hidroxi-hexanona.

Grupos ionizables de las moléculas biológicas

En la química biológica, los compuestos pueden tener carga neta. La carga es aportada a una molécula por lo general por los grupos aminos que aportan carga positiva y los grupos carboxilo y fosfato que aportan cargas negativas. En menor medida podemos encontrar los grupos sulfato que también aportan carga negativa. La carga neta de la molécula será la sumatoria de dichas cargas. El mecanismo de identificar la carga de una molécula es sencillo, sólo se necesita observar e identificar los grupos mencionados. La carga final de cada grupo y de la molécula en su conjunto dependerá del pH del medio en que se encuentre y del pKa de cada grupo. El concepto y origen del pKa se verá en otro capítulo, utilizándose en esta sección como una herramienta.

En primer lugar identifiquemos grupos con posibilidad de carga en diferentes moléculas. Veamos la molécula del NADH, Figura 51

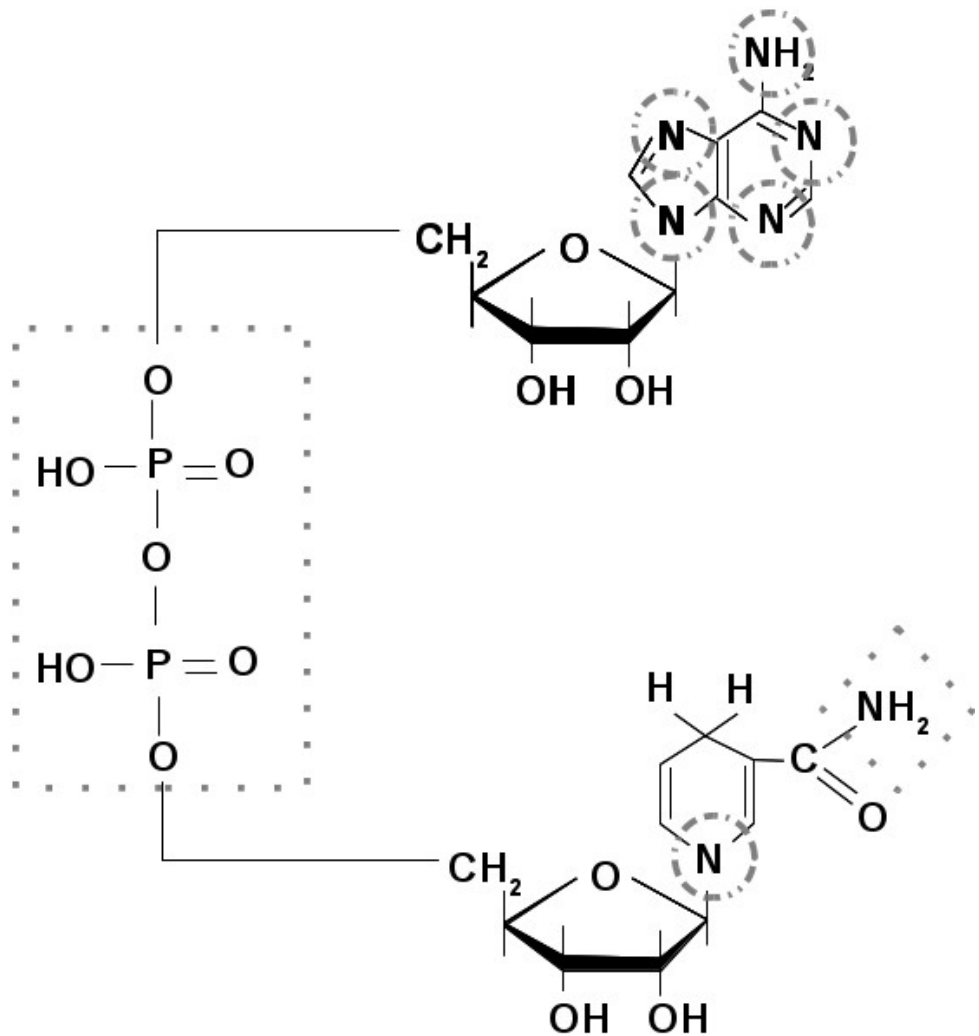


Figura 51: círculos grises en rayas y puntos: grupos amino. rombo en línea de puntos: amida. rectángulo en línea de puntos: fosfatos.

La molécula tiene varios grupos amino (ver detalles en pie de Figura 51) que podrán tener carga positiva, dependiendo de varios factores, entre ellos el pH, pKa y grupos sustituyentes. Por otra parte, vemos grupos fosfatos que podrán tener cargas negativas. Las otras estructuras no pueden tener carga a pH cercano al fisiológico de los organismos vivos. Puede ser engañosa la estructura del grupo amida marcada con un rombo, que tiene un grupo NH_2 , pero como vimos anteriormente no tiene carga por no tratarse de una amina.

Clase 1.8

En la molécula que se muestra a continuación (S-adenosil metionina) se observan grupos amino que podrán dar carga positiva a la molécula y un grupo carboxilo que podrá dar carga negativa, Figura 52.

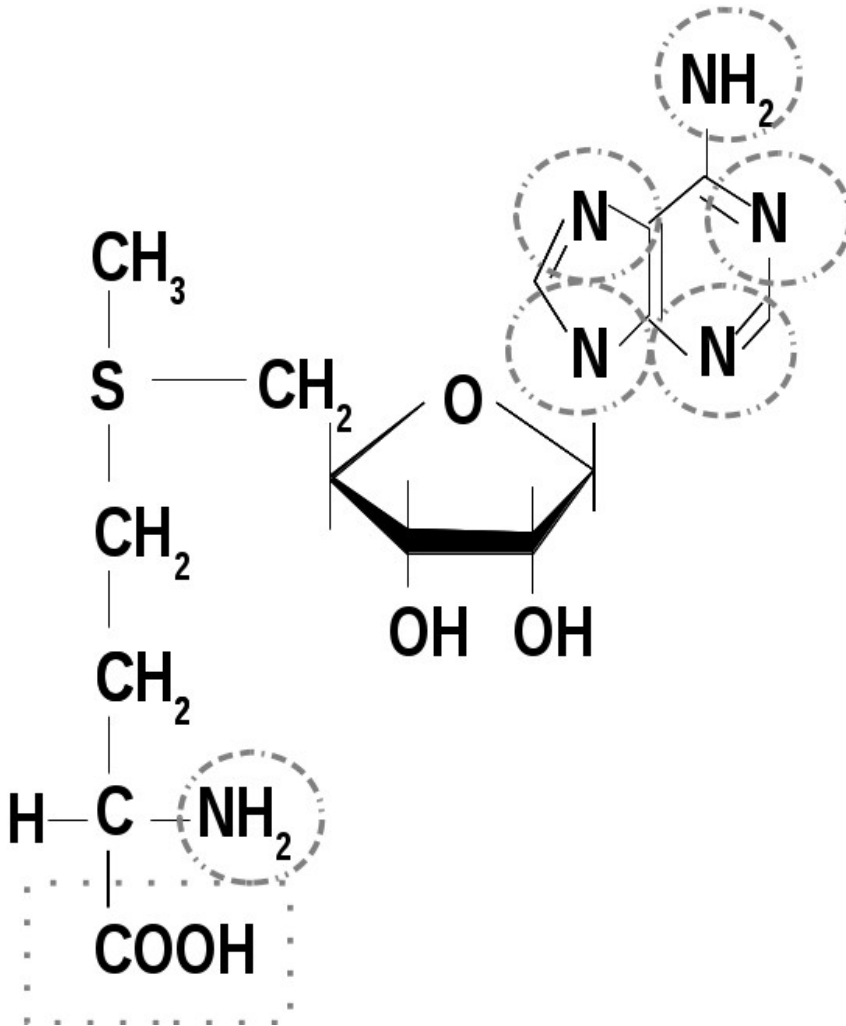


Figura 52: círculos grises en puntos (grupos amina), rectángulo en puntos grises (grupo carboxilo)

Carga neta de una molécula

Los grupos con posible carga ya los conocemos, debemos conocer ahora su estado de comparar el pH con el pKa. Utilizaremos a continuación esta

magnitud conocida como pKa (se lee "pecaa"). En esta clase lo utilizaremos como una herramienta, pero su desarrollo y comprensión del significado lo abordaremos en clases venideras.

Si el $\text{pH} > \text{pKa}$ el grupo amino se halla como $-\text{NH}_2$. Mientras que si el $\text{pH} < \text{pKa}$ el grupo amino se halla en el estado $-\text{NH}_3^+$. En general aunque depende del entorno molecular los pKa de los grupos amino rondan el valor 9.

Si el $\text{pH} > \text{pKa}$ el grupo carboxilo se halla como $-\text{COO}^-$, mientras que si el $\text{pH} < \text{pKa}$ el grupo carboxilo se halla en el estado $-\text{COOH}$.

Si el $\text{pH} > \text{pKa}$ el grupo fosfato tendrá carga negativo, mientras que si el $\text{pH} < \text{pKa}$ el grupo fosfato no tendrá carga.

Si el $\text{pH} > \text{pKa}$ el grupo sulfato tendrá carga negativa y se hallará como $-\text{SO}_3^-$, mientras que si el $\text{pH} < \text{pKa}$ el grupo sulfato no tendrá carga y se hallará en la forma $-\text{SO}_3\text{H}$.

Veamos la molécula del pirofosfato de tiamina en la Figura 53. En la figura observamos los pKa de cada grupo (los valores son solo ilustrativos para la aplicación del concepto). Como podemos ver tenemos 7 grupos ionizables.

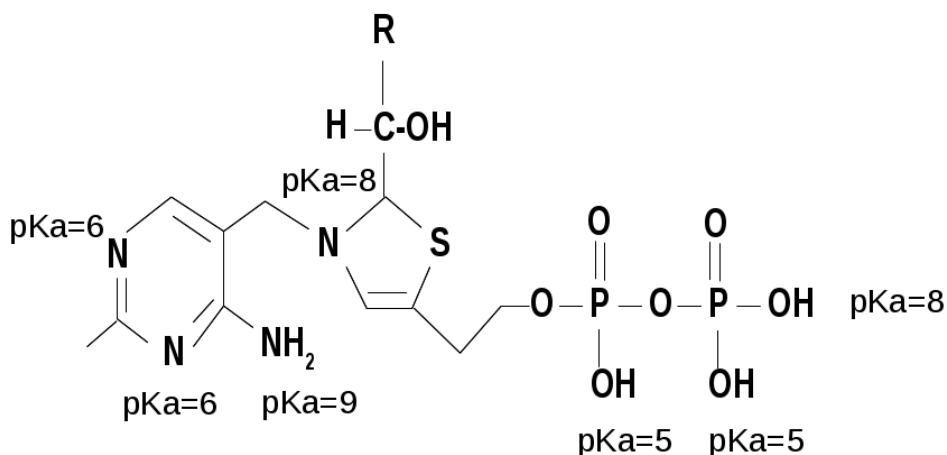


Figura 53

Si esta molécula se coloca a $\text{pH}=7$ los grupos cambiarán su grado de ionización según la relación entre el pH y el pKa. Los grupos con $\text{pKa}=6$ y $\text{pKa}=5$ se disociarán y quedarán sin el hidrógeno. Por ello los dos grupos amino de $\text{pKa}=6$ quedarán con la estructura $-\text{NH}_2$ y los fosfato de $\text{pKa}=5$ perderán el hidrógeno adquiriendo carga negativa. Por otra parte los grupos amino de

Clase 1.8

pKa=8 y 9, como el pH es menor que el pKa quedarán ionizados con carga positiva. Finalmente el grupo ionizable del fosfato con pKa=8 tampoco se disociará y por ello quedará sin carga. Así, la molécula de la Figura 53, a pH=7 tomará la forma de la Figura 54.

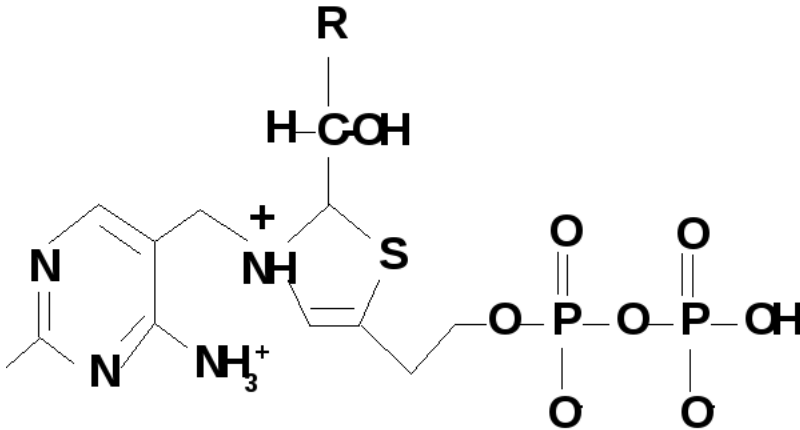


Figura 54



Examen clase 1.8

URL examen clase 1.8: <https://forms.gle/MSss6tuYoadCRkD29>

Clase 1.9



Vídeo clase 1.9

URL clase 1.9: <https://youtu.be/Nq6hZ2jT01w>

Isomería

Se entiende por isomería al fenómeno por el cual dos moléculas con igual fórmula molecular pueden diferir en su fórmula estructural. Así, definimos isómeros a dos moléculas con igual fórmula molecular y diferente estructura.

Existen diferentes tipos de isómeros que básicamente podemos clasificar en dos grupos

Isómeros estructurales

Isómeros espaciales o estereoisómeros.

Dos moléculas son isómeros estructurales si difieren en la ubicación de sus sustituyentes, la forma de la cadena carbonada o el grupo funcional. Son por su parte isómeros espaciales si tienen los mismos grupos pero difieren en la orientación de los mismos en el espacio.

Los isómeros estructurales se pueden subdividir en:

isómeros de cadena

isómeros de posición

isómeros de grupo funcional

Clase 1.9

Isómeros estructurales

Isómeros de cadena

Dos moléculas son isómeros de cadena si tienen diferencias en la longitud o distribución de la cadena carbonada.

Veamos la estructura del ácido-3,4-dimetil nonanoico, cuya fórmula molecular es $C_{11}H_{22}O_2$ y su fórmula estructura se ve en la Figura 55.

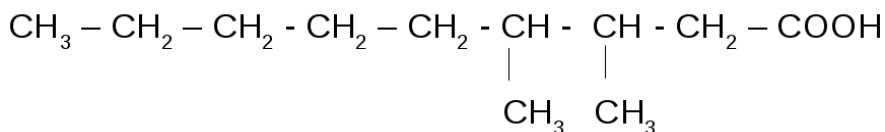


Figura 55

Si la comparamos con el ácido-4-etil nonanoico, cuya fórmula molecular es $C_{11}H_{22}O_2$ y su fórmula estructura vemos en la Figura 56

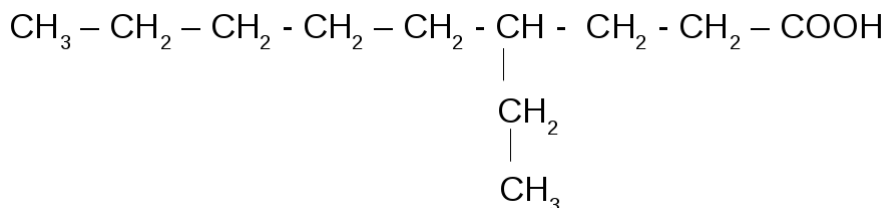


Figura 56

Vemos que si bien las fórmulas estructurales son diferentes su fórmulas moleculares son las mismas, es decir el tipo y cantidad de átomos no difieren. Como la diferencia se halla fundamentalmente en la cadena carbonada, decimos que El ácido-3,4-dimetil nonanoico es un isómero del ácido-4-etil nonanoico.

Isómeros de grupo funcional

Dos moléculas son isómeros estructurales de grupo funcional si difieren fundamentalmente en el grupo funcional que poseen, mientras que su fórmula molecular es la misma.

Veamos el ejemplo del ácido nonanoico, cuya fórmula molecular es $C_9H_{18}O_2$ y su fórmula estructural vemos en la Figura 57.

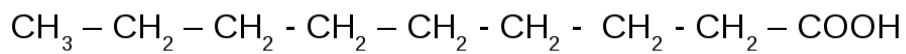


Figura 57

Comparemos al ácido nonanoico con 1-hidroxi-3-nonanona, cuya fórmula molecular es $\text{C}_9\text{H}_{18}\text{O}_2$ y su fórmula estructural vemos en la Figura 58.

Clase 1.9

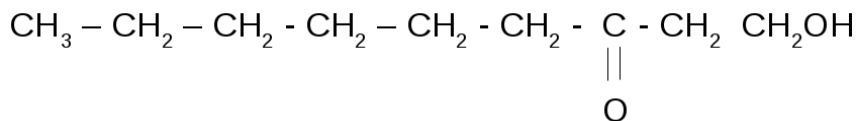


Figura 58

Ambas estructuras tiene la misma fórmula molecular ($\text{C}_9\text{H}_{18}\text{O}_2$), sin embargo la fórmula estructura difiere fundamentalmente en el grupo funcional. Mientras el ácido nonanoico tiene una función carboxilo, el 1-hidroxi-3-nonanona tiene una función cetona y un alcohol. Se dice que entre ellas son isómeros de grupo funcional.

Isómeros de posición

Se conocen como isómeros de posición a dos moléculas que teniendo la misma fórmula molecular difieren en la posición de sus grupos funcionales o sustituyentes.

Veamos la comparación del compuesto ácido-3,4-dimetil nonanoico, cuya fórmula molecular es $\text{C}_{11}\text{H}_{22}\text{O}_2$ y su fórmula estructural vemos en la Figura 59

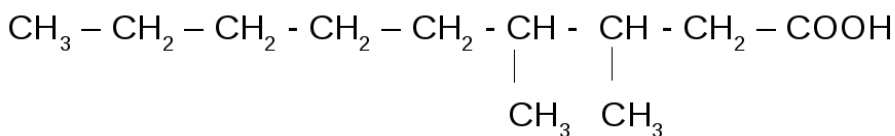


Figura 59

El compuesto ácido-3,7-dimetil nonanoico que vemos en la Figura 60, tiene la fórmula molecular $\text{C}_{11}\text{H}_{22}\text{O}_2$, que es la misma que el compuesto de la Figura 59. Por lo tanto por tener igual fórmula molecular pero diferir en la fórmula estructural, solo por la posición de sus grupos metilos, decimos que son isómeros de posición.

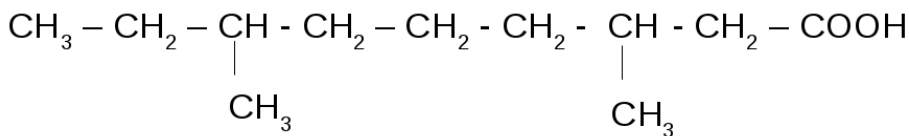


Figura 60

Esteroisómeros

Carbono asimétrico

Un carbono es asimétrico o quiral cuando tiene sus cuatro valencias unidas a grupos químicos diferentes. En la Figura 61, el carbono 3 y el carbono 7 son carbonos asimétricos.

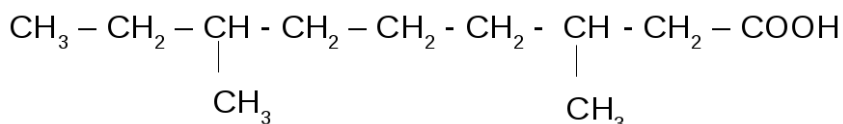


Figura 61

No lo son los carbonos: 2,4,5,6,8 y 9. Estos tienen al menos 2 hidrógenos, lo que hace que no sean carbonos asimétricos.

Cuando dos moléculas tienen un carbono asimétrico pueden presentar dos esteroisómeros conocidos como enantiómeros.

Isómeros ópticos

Dos moléculas son isómeros ópticos cuando tienen la propiedad de desviar el plano de la luz polarizada en diferente grado. Existen diferentes tipos de isómeros ópticos, entre ellos los enantiómeros.

Enantiómeros

Son isómeros ópticos que rotan la luz polarizada en igual ángulo pero en sentido contrario. Ambos son imágenes especulares no superponibles, es decir que podemos considerar que uno es la imagen del otro en un espejo. A pesar que los grupos unidos al carbono asimétrico son los mismos no se pueden superponer y por ende son diferentes. La única diferencia física es la rotación del plano de la luz polarizada en sentidos contrario e igual magnitud. Esta propiedad es de poca importancia en la química biológica aplicada a la medicina. Sin embargo, son muy importantes sus propiedades químicas. Dentro de los organismos vivos un enantiómero pueden realizar ciertas reacciones y el otro no.

Veamos el 1-cloro etanol. Esta molécula tiene el carbono 1 que es asimétrico y por lo tanto puede existir en dos formas espaciales que se identifican con la letra L y D. La asignación de las letras L y D excede a los límites del desarrollo del tema realizado en este libro. Cabe resaltar que L y D no es sinónimo de levógiro y dextrógiro. Por otra parte los dos enantiómeros tiene la propiedad de rotar la luz polarizada en sentidos contrarios. Al isómero que rota la luz hacia la

Clase 1.9

derecha se lo llama dextrógiro o (+) y al que rota hacia la izquierda levógiro o (-). Es importante tener en cuenta que existen todas las combinaciones posibles de L-D y (+) y (-), no necesariamente debe ser el isómero L la forma (-) y el isómero D la forma (+). La Figura 62 ilustra este tipo de isomería con el compuesto 1-cloro etanol.

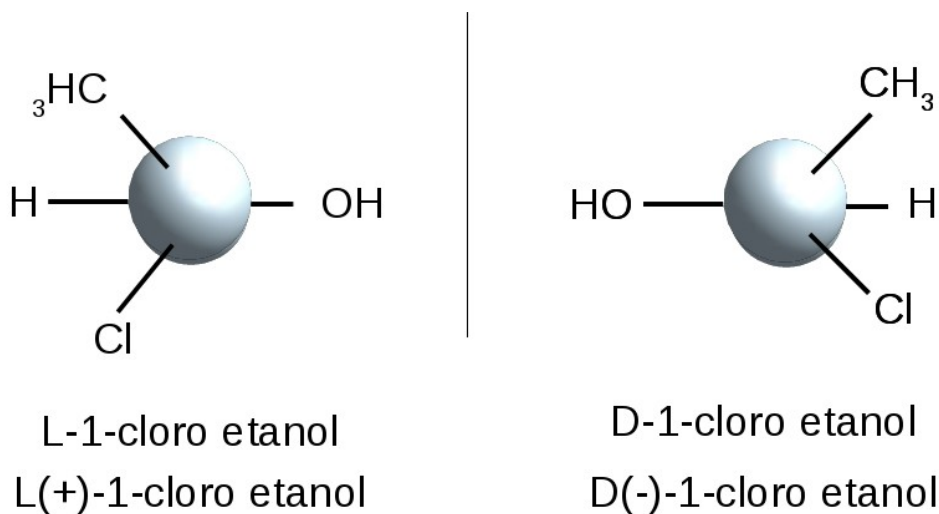


Figura 62

Si bien asignar a los enantiómeros las clasificaciones L y D no es sencilla, la forma R-S es más sencilla y es la que está siendo utilizada debido a su falta de ambigüedad. Para caracterizar cada forma, se selecciona el carbono asimétrico y se analiza el peso atómico de los átomos unidos al carbono quiral, luego se coloca hacia atrás el átomo de menor peso molecular, de manera que solo veamos los tres enlaces restantes. Finalmente se sigue el sentido de los átomos unidos de mayor a menor peso atómico. Si el sentido es horario, se le asigna la denominación R y si es en sentido antihorario, la denominación S.

En la Figura 63 ejemplificamos lo antedicho. A la izquierda vemos uno de los enantiómeros de 1-cloro etanol en un formato pseudotridimensional. El H es el átomo de menor peso, por ello giramos la molécula hacia la izquierda de manera que el H quede detrás del átomo de C representado por la esfera celeste. En esta distribución vemos que si seguimos el orden de peso atómico decreciente de átomos unidos al carbono asimétrico: Cl, O, C, este sentido indicado por la flecha de la figura inferior izquierda es en sentido contrario a las

agujas del reloj, de allí su configuración S y su nombre S-1-cloro etanol. Con el mismo razonamiento se llega al R-1-cloro etanol.

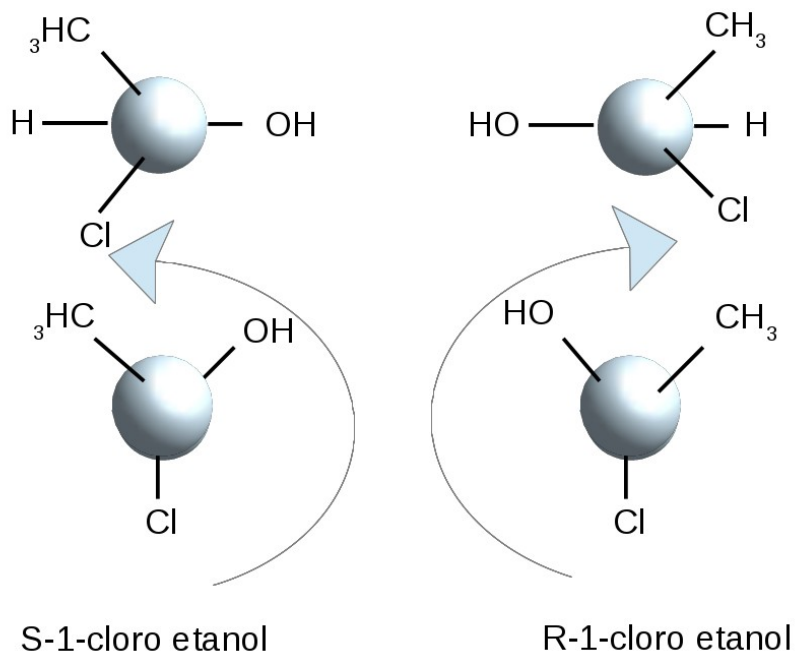


Figura 63

Isómeros geométricos

Se denomina así a la isomería que surge como consecuencia de la presencia de dobles enlaces y la unión de dos grupos químicos diferentes en cada carbono de la doble ligadura. Como consecuencia que el doble enlace no puede rotar, la posición de los grupos no puede cambiar. De esta manera se presentarán dos distribuciones: cis y trans. Se considera trans cuando los grupos iguales están a ambos lados del doble enlace y cis si están del mismo lado.



Examen clase 1.9

URL examen clase 1.9: <https://forms.gle/WDN5TSamJ5ka2YnM8>

Examen final del módulo

Examen final del módulo



Examen módulo 1

URL examen modulo 1: <https://forms.gle/FL1yPG5bz7zoEjhC8>