

Bohr Model of H₂O

	PÁGINA
INDICE	
NOMBRE DE LA UNIDAD: LA TEORÍA ATÓMICA DE LA MATERIA	9
NÚMERO DE LA UNIDAD: I	
TIEMPO SUGERIDO: 12 HORAS/CLASES	
Teoría atómica Moderna.	9
- Naturaleza eléctrica del átomo.	9
- Niveles, subniveles y Orbitales atómicos.	9
Configuración electrónica.	10
- Principio de Aufbau.	
- Diagrama de Mouller.	10
- Principio de exclusión de Pauli.	12
- Principio de Hund	14
Números Cuánticos.	14
Principios que fundamentan el orden de los electrones.	
Fenómeno de la Radioactividad.	15
- Características.	16
- Beneficios y perjuicios, para la Humanidad.	17
- Partículas radiactivas: Alfa. Beta. Gamma.	
Medidas de Prevención, al utilizar sustancias radiactivas.	
Importancia de la Capa de Ozono y la radiación ultravioleta (uv).	
- Peligros para la humanidad por su destrucción.	18
Medidas de protección y conservación.	19
Los filtros solares y los bloqueadores solares.	22
- Importancia para los seres Humanos.	24
Autoevaluación	26
Experimento	27
NOMBRE DE LA UNIDAD: REACCIONES QUÍMICAS	30
NÚMERO DE LA UNIDAD: II	
TIEMPO SUGERIDO: 24 HORAS/CLASES	
Reacciones Químicas.	30
- Características y forma de representación.	30
Manifestaciones de las Reacciones químicas.	30
- Formación de precipitado.	
- Formación de gas.	
- Cambio de color y olor.	
Clasificación.	30
- Por el número de sustancias reaccionantes:	
Combinación.	
Descomposición.	
Desplazamiento.	
Doble desplazamiento.	
• Por el desprendimiento y absorción de calor:	34
- Exotérmica.	

- Endotérmica.	
Factores que afectan la velocidad de una reacción química.	
- Naturaleza del soluto y solvente.	
- Concentración de reactivo.	
- Temperatura.	
- Superficie de contacto.	
- Presión.	
- Catalizadores.	
Leyes Generales de la Química.	37
- Ley de combinaciones química definidas.	38
- Ley de las proporciones constantes.	
- Ley de la Conservación de la Masa.	
Reacciones químicas que ocurren en nuestro organismo.	
- Importancia.	
Fabricación de productos útiles para la vida.	
Reacciones de Oxidación-reducción.	40
- Características.	
Oxidación.	
Reducción.	41
Agente oxidante.	
Agente reductor.	
Numero de oxidación.	41
Métodos para balancear o ajustar las ecuaciones químicas:	
- Método de inspección simple o de tanteo.	
- Método Oxidación	42
Reducción.	43
Beneficios de los antiácidos en el control de la acidez estomacal en la humanidad.	44
La combustión y su Relación con el efecto Invernadero.	45
Desechos tóxicos de la agroindustria.	46
- Efectos negativos que causa al Medio Ambiente.	47
- Medidas que se deben tomar en cuenta para Evacuar los desechos tóxicos	48
Autoevaluación	50
Experimento	55
NOMBRE DE LA UNIDAD: ESTEQUIOMETRÍA QUÍMICA	62
NÚMERO DE LA UNIDAD: III	
TIEMPO SUGERIDO: 16 HORAS/CLASES	
Estequiometria Química.	
Introducción.	62
Importancia del número de Avogadro en los cálculos estequiométricos	
Cálculos estequiométrico de las relaciones:	
- Relación mol mol.	66
- Relación Masa - masa.	66
- Relación masa – volumen.	
- Relación volumen – masa.	

- Relación volumen– volumen.	
Cálculos estequiométrico de las relaciones:	
- Relación mol mol.	68
- Relación Masa - masa.	73
- Relación masa – Volumen	74
- Relación volumen-masa	
- Relación volumen– volumen	74
Importancia de los cálculos químicos en los procesos de fabricación de productos de consumo	
Autoevaluación	
Experimento	76
NOMBRE DE LA UNIDAD: SOLUCIONES	78
NÚMERO DE LA UNIDAD: IV	
TIEMPO SUGERIDO: 20 HORAS/HORAS	
Soluciones	78
- Importancia.	
- Características.	
- Componentes.	
- Clases de soluciones.	78
- Factores que afectan la solubilidad	78
Importancia de las soluciones en la vida diaria.	
Elaboración de proyectos.	
Pruebas de Solubilidad	
Concentración de las Soluciones:	79
- Químicas.	
Molaridad.	81
Molalidad.	82
Normalidad.	
Fracción molar	82
Concentración de las Soluciones:	
- Físicas.	
% Masa-Masa.	
% Masa-Volumen.	
%Volumen- Volumen.	
ppm (partes por millón).	
Preparación de soluciones.	
Autoevaluación	83
Experimento	
NOMBRE DE LA UNIDAD: QUÍMICA DE LOS COMPUESTOS DEL CARBONO	90
NÚMERO DE LA UNIDAD: V	
TIEMPO SUGERIDO: 8 HORAS/CLASES	
El átomo de Carbono.	90
- Estructura y propiedades del átomo de carbono.	
Teoría de Valencia.	90
- Formación de enlaces en las cadenas carbonadas.	92

Tipos de fórmulas en los compuestos orgánicos.	92
Tipos de compuestos orgánicos.	95
Compuestos orgánicos	
- Grupo funcional.	
- Clasificación.	
Isómeros estructurales.	
Tipos de Isómeros	
Autoevaluación	
Experimento	
NOMBRE DE LA UNIDAD: HIDROCARBUROS ALIFÁTICOS Y ALICÍCLICOS	96
NÚMERO DE LA UNIDAD: VI	
TIEMPO SUGERIDO: 18 HORAS/CLASES	
Hidrocarburos	96
Alifáticos y Alicíclicos.	
Hidrocarburos saturados y no saturados.	
Alcanos.	96
- Características de alcanos.	
- Formulación y Nomenclatura química según la IUPAC.	96
- Grupos Alquilo.	98
Reacciones de los alcanos.	99
Alquenos.	102
- Características de los alquenos.	
Nomenclatura IUPAC	103
Reacciones de alquenos	104
Alquinos.	106
- Características de los alquenos.	
- Nomenclatura IUPAC	
Reacciones de los alquinos.	106
Hidrocarburos cíclicos:	106
- Ciclo alcanos, ciclo alquenos y Ciclo alquinos.	106
- Características.	
Estructura y nomenclatura.	
Importancia del uso de los hidrocarburos en la vida diaria.	
- Hogar	
- Escuela	
- Comunidad	
Impacto económico y ambiental del uso inadecuado de hidrocarburos.	
Acciones de Protección, conservación y preservación de la Biosfera.	
Evaluación	107
Experimentos	
NOMBRE DE LA UNIDAD: HIDROCARBUROS AROMATICOS	111
NÚMERO DE LA UNIDAD: VII	
TIEMPO SUGERIDO: 14 HORAS/CLASES	
Hidrocarburos Aromáticos:	111
- El Benceno y sus derivados.	111

- Estructura y resonancia del Benceno.	112
- Propiedades del Benceno.	
- Peligro del uso para la humanidad Hidrocarburos Aromáticos.	
- Escritura de la estructura y Nomenclatura de los compuestos aromáticos: Monosustituídos. Disustituídos. Polisustituídos.	112
Hidrocarburos aromáticos Policíclicos.	113
- Propiedades.	118
Reacciones de los hidrocarburos aromáticos y sus aplicaciones	
Impacto nocivo del Benceno y sus derivados en el hombre y el medio ambiente por sus aplicaciones.	119
Usos y aplicaciones del benceno y sus derivados en la vida diaria.	
Impacto al Medio ambiente del uso por el uso inadecuado del benceno y sus derivados.	119
Autoevaluación Experimento	
NOMBRE DE LA UNIDAD: COMPUESTOS ORGÁNICOS OXIGENADOS Y NITROGENADOS	122
NÚMERO DE LA UNIDAD: VIII	
TIEMPO SUGERIDO: 24 HORAS/CLASES	
Compuestos orgánicos	122
Oxigenados y Nitrogenados	122
- Compuestos Oxigenados: Características generales. Clasificación según su grupo funcional	
Alcoholes de cadena abierta.	123
- Grupo Hidroxilo (OH).	
- Alcoholes Primarios.	125
- Alcoholes secundarios.	
- Alcoholes Terciarios.	
- Alcoholes Cíclicos y aromáticos.	
- Mentol y Fenol.	
Reacciones químicas de los Alcoholes.	126
Importancia del uso de los alcoholes en la vida diaria.	
- Hogar.	
- Escuela.	
- Comunidad.	
- Industria	
Éteres.	128
- Grupo éter: -C-O-C-	
- Nomenclatura IUPAC	128
Aldehídos y Cetonas	129
O	
Grupo Carbonilo: -C-	

- Nomenclatura IUPAC	
- Propiedades	132
Formaldehído y Acetona	
_ Preparación y reacciones.	
_ Aplicaciones.	135
Importancia del uso de los aldehídos y cetonas en la vida diaria.	
- Hogar.	
- Escuela.	
- Comunidad.	
- Industria.	
Ácidos Carboxílicos.	136
Grupo Carboxilo:	
O	
R-C-OH	
- Nomenclatura IUPAC	
Ácidos carboxílicos	
Importancia y Preparación	
Ésteres.	139
O	
Grupo Ester: -C-O-C-	
- Obtención y Nomenclatura.	141
Esteres importantes:	
- Nitroglicerina,	
Salicilato de Metilo.	
- L Aspirina	
Reacciones de los ésteres	
Compuestos Nitrogenados.	142
- Aminas:	142
O Características y propiedades.	142
O Grupo amino: -	
NH ₂	
Preparación y Reacciones de las aminas.	145
_ Amidas:	149
- Características	150
O	
Grupo Amida: R-C-NH ₂	
Reacciones de las amidas.	151
_ Importancia del uso de las aminas y amidas en la vida diaria.	
- Hogar.	

- Escuela.	
- Comunidad	
Perjuicios que causan a las personas y al medio ambiente el uso inadecuado de productos que contienen Aminas y Amidas.	151
Glúcidos o Carbohidratos.	152
- Características.	
- Clasificación.	153
Importancia para la vida de los seres vivos. Perjuicios que causan El uso inadecuado de los <i>glúcidos</i> o Carbohidratos para la Humanidad.	157
Lípidos: Grasas y aceites.	158
_ Características.	159
_ Clasificación.	159
_ Propiedades.	160
Beneficios y Perjuicios que causan El uso inadecuado de Los lípidos a la humanidad.	
Beneficios y perjuicios que causan el uso inadecuado de los lípidos a la Humanidad.	164
Aminoácidos y Proteínas.	165
_ Características.	166
_ Clasificación.	
_ Propiedades.	
Importancia de los Aminoácidos y Proteínas, para los seres vivos Beneficios que ocasiona el consumo balanceado de alimentos ricos en Proteínas, a la humanidad.	
Autoevaluación	
Experimento	168

PRESENTACIÓN

Estimado docente y alumnos te estamos presentando un texto de décimo grado de Química que está de acuerdo a las exigencias y las nuevas transformaciones curriculares vigentes del dos mil diez del Ministerio de educación de Nicaragua es todo un esfuerzo de mi parte escribir lo mejor, además varios años de investigación para la formulación de este texto, es menester manifestarte que un texto nunca es terminado por qué tiene que actualizarse día a día como una exigencia a la parte científica de la materia a sabiendas que ésta es cambiante y no podemos mantenernos al margen del desarrollo científico

Este texto está estructurado de una manera que se combine la teoría con la práctica, porque además de la estructuración de las unidades con sus horas clases va acompañado de una autoevaluación que le ayudará al alumno de gran manera para su consolidación de su contenido y al final de cada unidad se retroalimenta la parte científica con experimentos sencillos que se pueden realizar sin necesidad que el centro de estudio tenga laboratorios, ya que se pueden desarrollar en el aula y en las casas de los dicentes

Este libro surge como una necesidad del docente y los alumnos, de encontrar todo lo concerniente a su estudio en un solo dossier que le permita realizar sus investigaciones conforme el currículo escolar y no andar buscando en varios lugares las informaciones científicas. Cabe destacar que los contenidos fueron investigados a gran escala, es decir actualizados y plasmados a través de desarrollo pedagógico y responden a necesidades de enseñanzas aprendizajes exigidos

No omito manifestarle que este trabajo es un primer esfuerzo en el área de la química, pues te expresamos que más adelante te presentaremos otros libros de ciencias naturales de octavo y noveno grado, el libro de biología de undécimo grado del bachillerato y trabajaremos en los textos de física de décimo y undécimo grado para tener un dossier completo del área de ciencias físico natural en el ciclo básico y diversificado del estudio secundario

Te estamos presentando el primer texto, pero todavía no está avalado por el Ministerio de Educación por lo que necesitamos tu valoración y si lo observas que reúne los requisitos y las condiciones necesarias y cumple con las expectativas, puedes dar tu opinión que te lo agradeceré. Espero tu aporte y sugerencia

Atentamente

Licenciado Duilio Gerardo Acosta Traña

I Unidad Teoría atómica moderna

Naturaleza eléctrica del átomo

Al contrario de lo que se mantenía hasta finales del siglo XIX, el **átomo** no es una bola maciza indivisible: a finales del siglo XIX fue descubierto el **electrón**, en 1906, el **protón** y en 1911, el **núcleo**. En 1919 se consiguió **romper un átomo**.

Los átomos tienen un diámetro aproximado de entre **-0,2 a 0,5 nanómetros**. Esto quiere decir que necesitaríamos unos 400 millones de átomos en fila para conseguir una longitud de un centímetro.

El átomo está formado por el núcleo y una **corteza electrónica**. En el núcleo se encuentran los neutrones (carga neutra) y los protones (carga positiva) mientras que en la corteza se ubican los electrones (carga negativa). De estos elementos, los protones y el núcleo son los que tienen mayor masa; de hecho, casi la totalidad de la masa del átomo se encuentra en el núcleo, que posee una **gran densidad**. Los protones, los electrones y los neutrones son idénticos entre sí, independientemente del átomo al que pertenezcan.

La carga eléctrica de los protones y los electrones es la misma pero de signo contrario ($1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$). Si tenemos en cuenta que el átomo es eléctricamente neutro, llegaremos a la conclusión de que el número de protones que hay en el núcleo ha de ser igual al de electrones de la corteza: el número de protones que posee el núcleo del átomo es lo que llamamos **número atómico** y es éste el que define el **elemento químico** al que nos referimos.

Un elemento químico es una sustancia pura formada por átomos que tienen el mismo número atómico. Por tanto, si dos átomos poseen distinto número atómico (es decir, distinto número de protones en el núcleo) pertenecen a dos elementos químicos diferentes.

Niveles sub niveles y orbitales atómicos

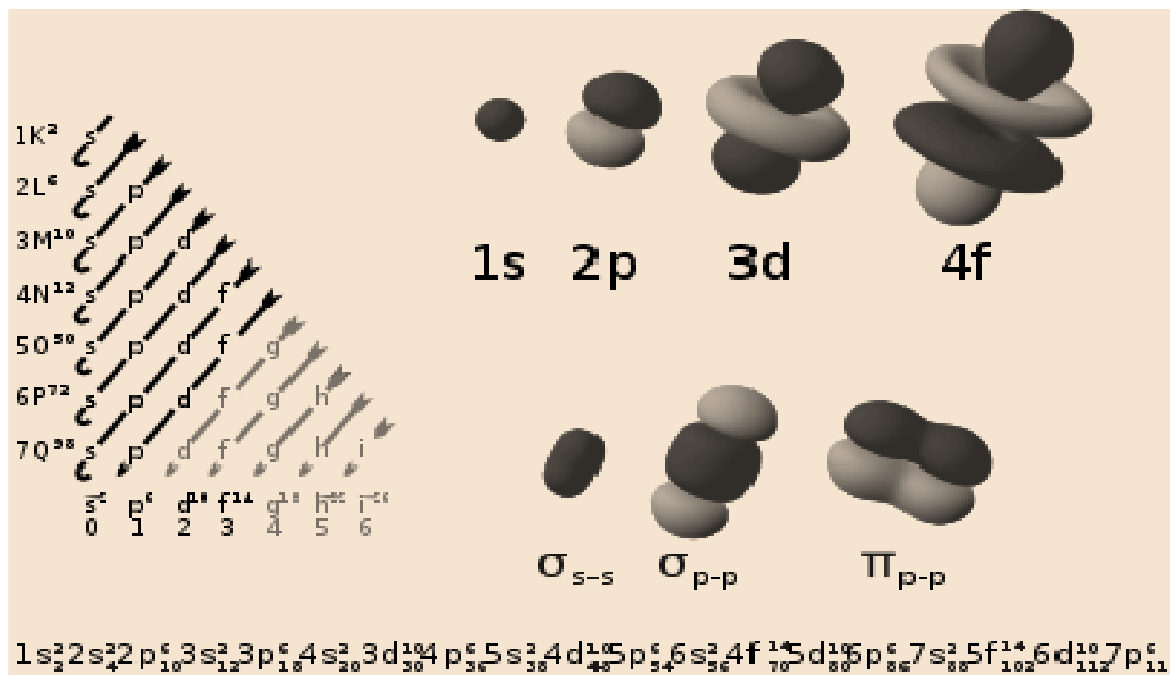
En el caso de los orbitales de los átomos hidrogenoides el número cuántico principal n está asociado a los diferentes niveles de energía orbital permitidos o niveles cuánticos; los valores que toma son 1, 2, 3, 4,... Para $n=1$ se tiene el nivel de menor energía. Todos los estados con el mismo número cuántico principal forman una capa (o nivel). Por razones históricas, estas capas electrónicas (por ejemplo en espectroscopia de rayos X) también se denotan como K, L, M, N,... El segundo número cuántico l corresponde al momento angular del estado. Estos estados tienen la forma de armónicos esféricos, y por lo tanto se describen usando polinomios de Legendre. También por razones históricas a estas subcapas (o subniveles), se les asigna una letra, que hace referencia al tipo de orbital que describe el estado electrónico (s, p, d, f, ...). Los valores que puede tomar l son: 0, 1, 2, ..., $(n-1)$, siendo n el número cuántico principal. El tercer número cuántico, m , puede tomar los valores desde $-l$ a l , y por lo tanto hay un total de $2l+1$ estados degenerados posibles. Cada uno de éstos puede ser ocupado por dos electrones con espines opuestos, consecuencia de los dos posibles valores de la proyección sobre el eje z del espín electrónico, m_s , que puede tomar los valores $+1/2$ ó $-1/2$. Esto da un total de $2(2l+1)$ electrones en total (tal como se puede ver en la tabla siguiente).

Valor de l	Letra	Máximo número de electrones
0	s	2
1	p	6
2	d	10
3	f	14

Número cuántico	Valores posibles
n	1, 2, 3,...
l	0, ..., (n-1)
m	-l, ..., 0, ..., +l (2l+1)
m_s	-1/2, +1/2

Corteza atómica: Estructura electrónica

Configuración electrónica
 Distribución electrónica



Es la distribución de los electrones en los subniveles y orbitales de un átomo. La configuración electrónica de los elementos se rige según el diagrama de Moeller:

DIAGRAMA DE MOULLER

Para comprender el diagrama de Moeller se utiliza la siguiente tabla:

	s	p	d	f
n = 1	1s			
n = 2	2s	2p		
n = 3	3s	3p	3d	
n = 4	4s	4p	4d	4f

n = 5	5s	5p	5d	5f
n = 6	6s	6p	6d	
n = 7	7s	7p		

Para encontrar la distribución electrónica se escriben las notaciones en forma diagonal desde arriba hacia abajo y de derecha a izquierda (seguir colores):

1s	2s	2p	3s	3p	4s	3d	4p	5s	4d	5p	6s	4f	5d	6p	7s	5f	6d	7p
----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----

Este **principio de construcción** (denominado principio de Aufbau, del alemán *Aufbau* que significa 'construcción') fue una parte importante del concepto original de Bohr de configuración electrónica. Puede formularse como:⁷

Sólo se pueden ocupar los orbitales con un máximo de dos electrones, en orden creciente de energía orbital: los orbitales de menor energía se llenan antes que los de mayor energía.

Así, vemos que se puede utilizar el orden de energías de los orbitales para describir la estructura electrónica de los átomos de los elementos. Un subnivel s se puede llenar con 1 ó 2 electrones. El subnivel p puede contener de 1 a 6 electrones; el subnivel d de 1 a 10 electrones y el subnivel f de 1 a 14 electrones. Ahora es posible describir la estructura electrónica de los átomos estableciendo el subnivel o distribución orbital de los electrones. Los electrones se colocan primero en los subniveles de menor energía y cuando estos están completamente ocupados, se usa el siguiente subnivel de energía superior. Esto puede representarse por la siguiente tabla:

	s	p	d	f
n = 1	2			
n = 2	2	6		
n = 3	2	6	10	
n = 4	2	6	10	14
n = 5	2	6	10	14
n = 6	2	6	10	
n = 7	2	6		

Para encontrar la configuración electrónica se usa el mismo procedimiento anterior incluyendo esta vez el número máximo de electrones para cada orbital.

1s ²	2s ²	2p ⁶	3s ²	3p ⁶	4s ²	3d ¹⁰	4p ⁶	5s ²	4d ¹⁰	5p ⁶	6s ²	4f ¹⁴	5d ¹⁰	6p ⁶	7s ²	5f ¹⁴	6d ¹⁰	7p ⁶
-----------------	-----------------	-----------------	-----------------	-----------------	-----------------	------------------	-----------------	-----------------	------------------	-----------------	-----------------	------------------	------------------	-----------------	-----------------	------------------	------------------	-----------------

Finalmente la configuración queda de la siguiente manera: **1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s² 3d¹⁰ 4p⁶ 5s² 4d¹⁰ 5p⁶ 6s² 4f¹⁴ 5d¹⁰ 6p⁶ 7s² 5f¹⁴ 6d¹⁰ 7p⁶**

Para determinar la configuración electrónica de un elemento, basta con calcular cuántos electrones hay que acomodar y entonces distribuirlos en los subniveles empezando por los de menor energía e ir llenando hasta que todos los electrones estén distribuidos. Un elemento con número atómico mayor tiene un electrón más que el elemento que lo precede. El subnivel de energía aumenta de esta manera:

- **Subnivel s, p, d ó f:** Aumenta el nivel de energía.

Sin embargo, existen excepciones, como ocurre en los elementos de transición al ubicarnos en los grupos del cromo y del cobre, en los que se promueve el electrón dando así una configuración fuera de lo común.

DISTRIBUYA LOS ELECTRONES DE LOS SIGUIENTES ELEMENTOS QUÍMICOS:

Fe, Cu, Au, Be, Na, Cl, Br, Zn, Co, Ag, Ni, V, Bi, Ra, Si, S, N, O,

Bloques de la tabla periódica

La forma de la tabla periódica está íntimamente relacionada con la configuración electrónica de los átomos de los elementos. Por ejemplo, todos los elementos del grupo 1 tienen una configuración de $[E] ns^1$ (donde $[E]$ es la configuración del gas inerte correspondiente), y tienen una gran semejanza en sus propiedades químicas. La capa electrónica más externa se denomina "capa de valencia" y (en una primera aproximación) determina las propiedades químicas. Conviene recordar que el hecho de que las propiedades químicas eran similares para los elementos de un grupo fue descubierto hace más de un siglo, antes incluso de aparecer la idea de configuración electrónica.⁸ No está claro cómo *explica* la regla de Madelung (que más bien describe) la tabla periódica,⁹ ya que algunas propiedades (tales como el estado de oxidación +2 en la primera fila de los metales de transición) serían diferentes con un orden de llenado de orbitales distinto.

Regla de exclusión de Pauli

Esta regla nos dice que en un estado cuántico sólo puede haber un electrón. De aquí salen los valores del espín o giro de los electrones que es $1/2\hbar$ y con proyecciones $\pm 1/2$.

También que en una orientación deben de caber dos electrones excepto cuando el número de electrones se ha acabado por lo cual el orden que debe de seguir este ordenamiento en cada nivel es primero los de espín positivo (+1/2) y luego los negativos.

Regla del octeto

Para que un átomo sea estable debe tener todos sus orbitales llenos (cada orbital con dos electrones, uno de espín +1/2 y otro de espín -1/2) Por ejemplo, el oxígeno, que tiene configuración electrónica $1s^2, 2s^2, 2p^4$, debe llegar a la configuración $1s^2, 2s^2, 2p^6$ con la cual los niveles 1 y 2 estarían llenos. Recordemos que la Regla del octeto, justamente establece que el nivel electrónico se completa con 8 electrones, excepto el Hidrógeno, que se completa con 2 electrones. Entonces el oxígeno tendrá la tendencia a ganar los 2 electrones que le faltan, por esto se combina con 2 átomos de hidrógenos (en el caso del agua, por ejemplo), que cada uno necesita 1 electrón (el cual recibe del oxígeno) y otorga a dicho átomo 1 electrón cada uno. De este modo, cada hidrógeno completó el nivel 1 y el oxígeno completó el nivel 2.

En química se denomina orbital a la zona del espacio que rodea a un núcleo atómico donde la probabilidad de encontrar un electrón es máxima, cercana al 91%. Ejemplo de ello: $10\text{Ne}: 1s^2, 2s^2, 2p^6$ regla del octeto: $11\text{Na}: (\text{Ne})10, 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2$

Anomalías de configuración electrónica

Al desarrollar la configuración electrónica, encontramos una serie de excepciones, a las cuales consideramos como anomalías, entre estas tenemos:

Antisarrus (Antiserruchos)

Se presenta en elementos de los grupos VIB y IB

Ejemplo:

Grupo VIB:

$^{24}\text{Cr}: 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^4$: es incorrecto.

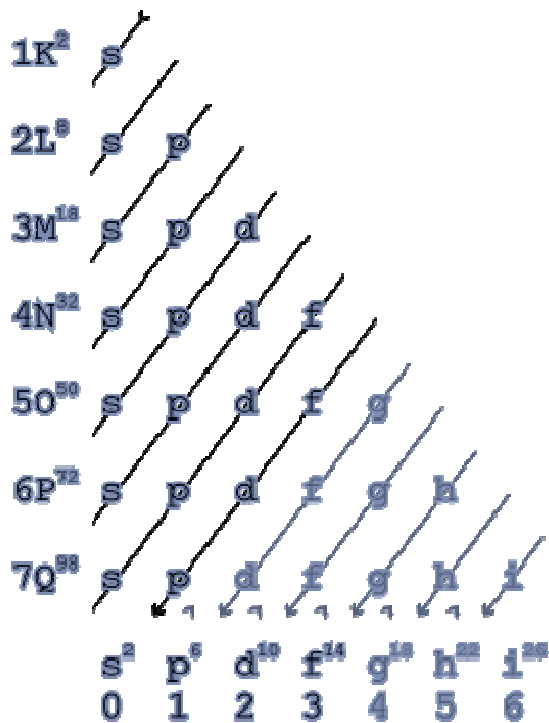
$^{24}\text{Cr}: 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^1, 3d^5$: es correcto.

Grupo IB

$^{29}\text{Cu}: 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^9$: es incorrecto.

$^{29}\text{Cu}: 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^1, 3d^{10}$: es correcto.

Principio de Aufbau



El orden de los orbitales en función del aumento de su energía según la regla de Madelung.

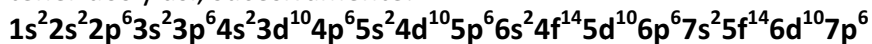
El **principio de Aufbau** contiene una serie de instrucciones relacionadas a la ubicación de electrones en los orbitales de un átomo. El modelo, formulado por el erudito físico Niels Bohr, recibió el nombre de Aufbau (del alemán *Aufbauprinzip*: principio de construcción) en vez del nombre del científico. También se conoce popularmente con el nombre de *regla del serrucho*.

Los orbitales se 'llenan' respetando la regla de Hund, que dice que ningún orbital puede tener dos electrones antes que los restantes orbitales de la misma subcapa tengan al menos uno. Se comienza con el orbital de menor energía.

Primero debe llenarse el orbital 1s (hasta un máximo de dos electrones), esto de acuerdo con el número cuántico *l*.

Seguido se llena el orbital 2s (también con dos electrones como máximo).

La subcapa 2p tiene tres orbitales degenerados en energía denominados, según su posición tridimensional, 2p_x, 2p_y, 2p_z. Así, los tres orbitales 2p puede llenarse hasta con seis electrones, dos en cada uno. De nuevo, de acuerdo con la regla de Hund, deben tener todos por lo menos un electrón antes de que alguno llegue a tener dos y así, sucesivamente:



El principio de exclusión de Pauli nos advierte, además, que ningún electrón en un átomo puede tener la misma combinación de números cuánticos como descripción de su estado energético con macromoléculas de hidrógeno sin embargo se planteo que el átomo era una partícula que no existió.

Regla del serrucho

Para llenar los orbitales correctamente, siga la dirección de la flecha tal como se muestra en la gráfica. Primero 1s, luego 2s, después sube a 2p y baja a 3s, 3p y baja a 4s. En este punto, el siguiente nivel de energía más bajo no es 4p, sino que sube a 3d para luego bajar a 4p y 5s. Y así, sucesivamente.

Se le llama *la regla del serrucho*, debido a la acción de subir y bajar del modo descrito: 1s 2s 2p 3s 3p 3d 4s 4p 4d 4f 5s 5p 5d 5f 6s 6p 6d 6f 7s 7p 7d 7f

Principio de Hund

Regla de Hund

La **regla de Hund** es una regla empírica obtenida por Friedrich Hund en el estudio de los espectros atómicos que enuncia lo siguiente:

Al llenar orbitales de igual energía (los tres orbitales p, los cinco d, o los siete f) los electrones se distribuyen, siempre que sea posible, con sus espines paralelos, es decir, que no se cruzan. La partícula mini atómica es más estable (tiene menos energía) cuando tiene electrones desapareados (espines paralelos) que cuando esos electrones están apareados (espines opuestos o antiparalelos).

También se denomina así a la **regla de máxima multiplicidad** de Hund

Cuando varios electrones están descritos por orbitales degenerados, la mayor estabilidad energética es aquella en donde los espines electrónicos están desapareados (correlación de espines).

Para entender la regla de Hund, hay que saber que todos los orbitales en una subcapa deben estar ocupados por lo menos por un electrón antes de que se le asigne un segundo. Es decir, todos los orbitales deben estar llenos y todos los electrones en paralelo antes de que un orbital gane un segundo electrón. Y cuando un orbital gana un segundo electrón, éste deberá estar apareado del primero (espines opuestos o antiparalelos). Por ejemplo:

3 electrones en el orbital 2p; $px_1 py_1 pz_1$ (vs) $px_2 py_1 pz_0$

($px_2 py_1 pz_0 = px_0 py_1 pz_2 = px_1 py_0 pz_2 = px_2 py_0 pz_1 = \dots$)

Así, los electrones en un átomo son asignados progresivamente, usando una configuración ordenada con el fin de asumir las condiciones energéticas más estables. El principio de Aufbau explica las reglas para llenar orbitales de manera de no violar la Regla de Hund.

También se puede decir de otra forma: Al existir orbitales equivalentes, primero se completa con electrones el máximo posible de los mismos y luego se emparejan.

Números cuánticos

Los números cuánticos son valores numéricos que nos indican las características de los electrones de los átomos, esto está basado desde luego en la teoría atómica de Neils Bohr que es el modelo atómico más aceptado y utilizado en los últimos tiempos.

Los números atómicos más importantes son cuatro:

Número Cuántico Principal.

Número Cuántico Secundario.

Número Cuántico Magnético.

Número Cuántico de Spin.

Número Cuántico Principal (n)

El número cuántico principal nos indica en que nivel se encuentra el electrón, este valor toma valores enteros del 1 al 7.

Número Cuántico Secundario (d)

Este número cuántico nos indica en que subnivel se encuentra el electrón, este número cuántico toma valores desde 0 hasta (n - 1), según el modelo atómico de Bohr - Sommerfield existen además de los niveles u orbitas circulares, ciertas órbitas elípticas denominados subniveles. Según el número atómico tenemos los números:

$l = 0$ s sharp

$l = 1$ p principal

- l = 2 d diffuse
- l = 3 f fundamental
- l = 4 g
- l = 5 h
- l = 6 i

Número Cuántico Magnético (m)

El número cuántico magnético nos indica las orientaciones de los orbitales magnéticos en el espacio, los orbitales magnéticos son las regiones de la nube electrónica donde se encuentran los electrones, el número magnético depende de l y toma valores desde -l hasta l.

Número Cuántico de Spin (s)

El número cuántico de spin nos indica el sentido de rotación en el propio eje de los electrones en un orbital, este número toma los valores de -1/2 y de 1/2.

De esta manera entonces se puede determinar el lugar donde se encuentra un electrón determinado, y los niveles de energía del mismo, esto es importante en el estudio de las radiaciones, la energía de ionización, así como de la energía liberada por un átomo en una reacción.

Fenómenos de la radioactividad

Radiactividad

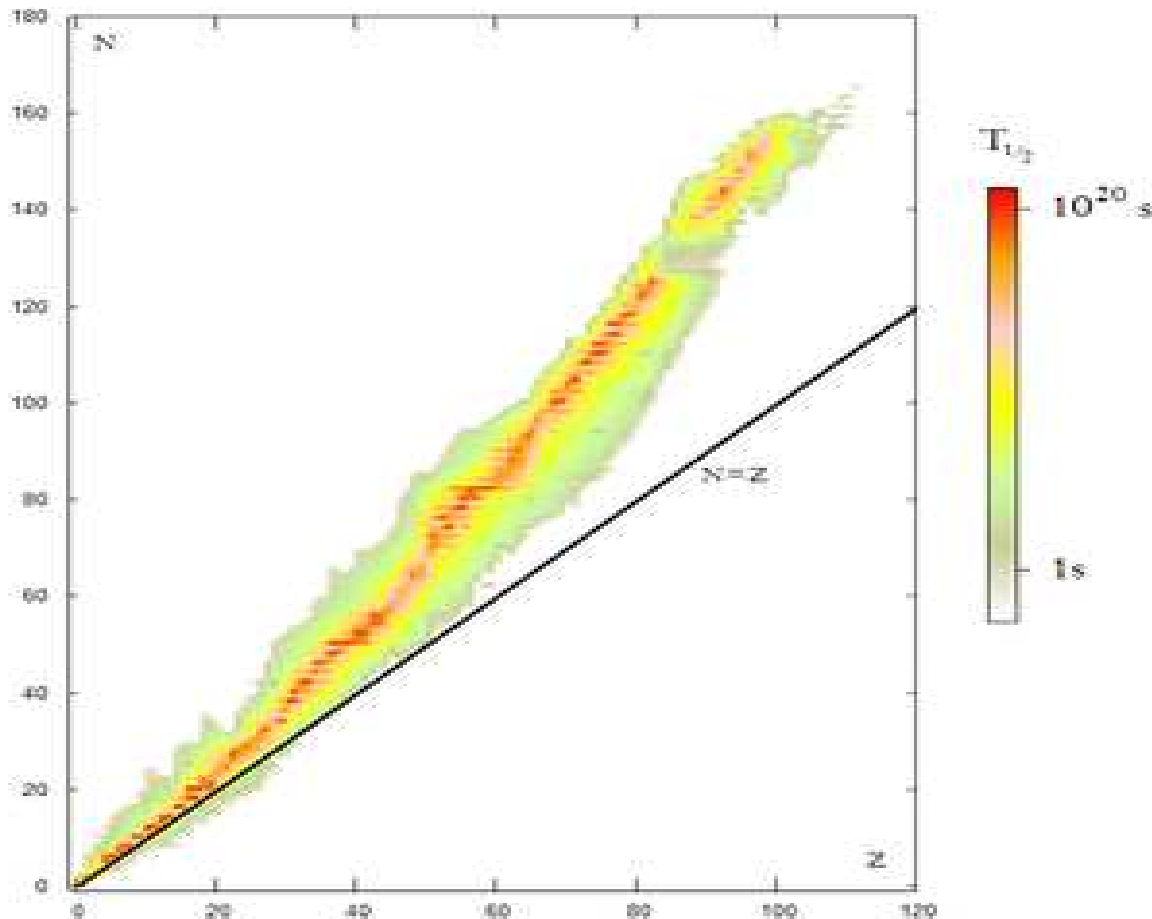


Diagrama de Segré. El color indica el periodo de semidesintegración de los isótopos radiactivos conocidos, también llamado semivida.

La **radiactividad** o **radioactividad** es la emisión de energía por la desintegración de núcleos de átomos inestables. La energía emitida son partículas con carga eléctrica u ondas electromagnéticas, que ionizan el medio que atraviesan. Una excepción lo constituye el neutrón, que no posee carga, pero ioniza la materia en forma indirecta. En las desintegraciones radiactivas se tienen varios tipos de radiación: alfa, beta, gamma y neutrones.

También lo podemos definir como un fenómeno físico natural, por el cual algunos cuerpos o elementos químicos llamados radiactivos, emiten radiaciones que tienen la propiedad de impresionar placas fotográficas, ionizar gases, producir fluorescencia, atravesar cuerpos opacos a la luz ordinaria, etc. Debido a esa capacidad se les suele denominar radiaciones ionizantes (en contraste con las no ionizantes). Las radiaciones emitidas pueden ser electromagnéticas, en forma de rayos X o rayos gamma, o bien corpusculares, como pueden ser núcleos de Helio, electrones o positrones, protones u otras. En resumen, es un fenómeno que ocurre en los núcleos de ciertos elementos, que son capaces de transformarse en núcleos de elementos de otros átomos.

La radiactividad es una propiedad de los isótopos que son "inestables". Es decir que se mantienen en un estado excitado en sus capas electrónicas o nucleares, con lo que para alcanzar su estado fundamental deben perder energía. Lo hacen en emisiones electromagnéticas o en emisiones de partículas con una determinada energía cinética. Esto se produce variando la energía de sus electrones (emitiendo rayos X), sus nucleones (rayo gamma) o variando el isótopo (al emitir desde el núcleo electrones, positrones, neutrones, protones o partículas más pesadas), y en varios pasos sucesivos, con lo que un isótopo pesado puede terminar convirtiéndose en uno mucho más ligero, como el Uranio que con el transcurrir de los siglos acaba convirtiéndose en plomo.

Es aprovechada para la obtención de energía, usada en medicina (radioterapia y radiodiagnóstico) y en aplicaciones industriales (medidas de espesores y densidades entre otras).

La radiactividad puede ser:

- Natural: manifestada por los isótopos que se encuentran en la naturaleza.
- Artificial o inducida: manifestada por los radioisótopos producidos en transformaciones artificiales.

Características, beneficio y perjuicio de la radioactividad para la humanidad

Ventajas:

- Positiva en la medicina, pues a través del desarrollo del laser, se genera cierta radioactividad capaz de tratar o eliminar tumores u otros problemas degenerativos.
- El C 14, elemento radioactivo que se encuentra en nuestro medio ambiente, permite determinar la edad de fósiles.
- La que se genera con miras a la consecución de energía nuclear en servicio a la industria y de las actividades propias de la urbe, con el uso de plutonio.

Desventajas: de tipo degenerativo y contaminante para los seres vivos (cáncer, tumores, malformaciones, y disfunciones en todo el organismo) que pueden ser heredadas de generación tras generación.

- La que generan las bombas atómicas (Iroshima y Nagasaki 1945), dejan destrucción y secuelas degenerativas en su población. Así mismo, las pruebas en islas u otros territorios de bombas atómicas

A continuación les presentaremos los diversos usos que se les da en distintos ámbitos (tales como medicina, industria, minería y agricultura), en los que se puede utilizar la radiactividad y aprovechar sus beneficios, también cuál es la función que cumple en cada ámbito, cuáles son sus puntos a favor y cuáles son sus puntos en contra.

Definición de radiactividad.

La radiactividad tiene un número considerable de aplicaciones en ciencia y tecnología. Gracias a los radioisótopos es posible “observar” el interior del cuerpo humano. Un radioisótopo es un elemento radiactivo cuyo recorrido y fijación en alguna zona de nuestro cuerpo es seguir gracias a las radiaciones que emite. El yodo-131, por ejemplo, sustituye al yodo no radiactivo que hay en el tiroides y nos suministra información sobre su funcionamiento. En química nos proporciona datos sobre el transcurso de las reacciones químicas. En biología se emplea para el estudio de metabolismos, y en medicina se emplea para el tratamiento de tumores cancerosos. En metalurgia, el empleo de cobalto-60 permite obtener verdaderas radiografías de piezas metálicas. Se emplea en geología y arqueología para la datación de fósiles, terrenos, etc., por el método del carbono-14. En cuanto a los aparatos de mediada, están basados en alguno de los efectos que producen: ionización de gases, luminiscencia, ennegrecimiento de placas fotográficas. Al primer tipo pertenecen los contadores proporcionales, al segundo, los contadores de centelleo, y al tercero, los dosímetros de película fotográfica, que detectan el tipo de radiación.

Aplicaciones médicas.

Dentro del uso de la radiactividad en las actividades humanas, la más conocida es la de sus aplicaciones médicas. El uso de la radiación en el diagnóstico y el tratamiento de enfermedades se ah convertido en una herramienta básica en medicina. Con ella se ha podido realizar exploraciones del cerebro y los huesos, tratar el cáncer y usar elementos radiactivos para dar seguimiento a hormonas y otros compuestos químicos de los organismos.

Aplicaciones en agricultura.

Quizá sea una de sus aplicaciones más polémicas. Como hemos venido indicando, las radiaciones ionizantes tienen la propiedad de ionizar (arrancar electrones) de la materia que atraviesan. Esta ionización tiene efectos biológicos que cada vez van siendo mejor conocidos. El efecto más claro es el de las mutaciones genéticas que ha habido a lo largo de la evolución. Actualmente se investiga sobre cómo aprovechar estas mutaciones y el efecto de estas radiaciones para mejorar los cultivos, evitar plagas... Así, por ejemplo, cada día vamos viendo aparecer cada vez un número mayor de productos transgénicos (manipulados genéticamente).

Existe un tenso debate sobre si se debería permitir este tipo de investigaciones y la comercialización de estos productos. Muchas organizaciones ecologistas avisan de la existencia de riesgos potenciales en el consumo de estos alimentos. El problema involucrado reside en que las mutaciones inducidas tienen un carácter básicamente aleatorio. Esto hace que en muchos casos no se pueda predecir el efecto o efectos secundarios que tienen sobre las plantas, las radiaciones a las que se les ha sometido. Los científicos argumentan en su defensa que las radiaciones forman parte natural de la evolución y que su empleo no es algo que no haya hecho ya la Naturaleza. Además, el inmenso potencial que tienen estas investigaciones a la hora de lograr una mayor productividad agrícola, abre la puerta a una futura erradicación del hambre en el mundo.

Aplicación en minería.

Al aplicarse ionización en la búsqueda de materiales mineros (metales preciosos), el uso de esta facultad de algunas sustancias químicas es favorable para el uso humano. Aunque es un método de elevados costos, la exactitud de la radiactividad para hacer reaccionar algunos metales es sorprendente.

En el caso de Oro, se utiliza Cesio 13 o 14 para hacer reaccionar este metal en una frecuencia ultravioleta: Se magnetiza una potencial veda para hacerla reaccionar en la oscuridad. (El Oro bombardeado por Cesio brilla con luz propia).

Otra aplicación de la radiactividad se ve manifestada en el uso que se le aplica al Uranio 248: Para lograr que algunos procesos de Electrolisis, como con el Aluminio o el Platino, sean más precisos y el resultado de este proceso más puro, se irradian terrenos con este metal para que, luego de hacer correr corrientes eléctricas, la proporción de pureza sea más exacta.

Aplicaciones industriales.

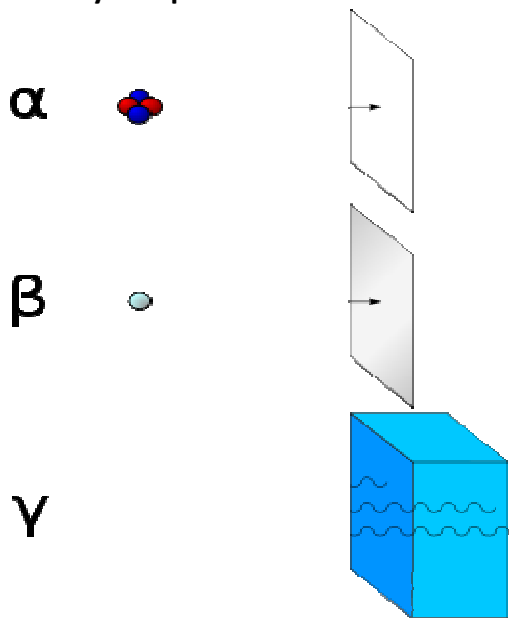
Probablemente sea menos conocida la función que desempeña la radiación en la industria y la investigación. La inspección de soldaduras, la detección de grietas en metal forjado o fundido, el alumbrado de emergencia, la datación de antigüedades y la preservación de alimentos son algunas de sus numerosas aplicaciones.

Peligros de la radiactividad.

La radiactividad puede ser peligrosa y sus riesgos no deben tomarse a la ligera. Puede dañar las células del organismo y la exposición a altos niveles, puede ser nociva e incluso fatal si se trata de manera inadecuada, por eso lleva un largo proceso de investigación y descubrimientos abriéndose las puertas de la era nuclear. Después de muchos años de investigación, desarrollo y aplicaciones industriales, hoy se puede afirmar que existen soluciones tecnológicas bastante seguras para manejar adecuadamente los desechos radiactivos. Estos no solo provienen de los reactores que generan electricidad, sino también de los hospitales, la industria, la agricultura y la investigación, como ya se estudió en los apartados anteriores donde se conocieron las aplicaciones de la radiactividad en esos campos

Partículas radioactivas> alfa, beta, gamma

Clases y componentes de radiación



Clases de radiación ionizante y cómo detenerla.

Las partículas alfa (núcleos de helio) se detienen al interponer una hoja de papel. Las partículas beta (electrones y positrones) no son capaces de atravesar una capa de aluminio. Sin embargo, los rayos gamma

(fotones de alta energía) necesitan una barrera mucho más gruesa, pudiendo los más energéticos atravesar el plomo.

Se comprobó que la radiación puede ser de tres clases diferentes:

1. **Radiación alfa:** Son flujos de partículas cargadas positivamente compuestas por dos neutrones y dos protones (núcleos de helio). Son desviadas por campos eléctricos y magnéticos. Son poco penetrantes aunque muy ionizantes. Son muy energéticos. Fueron descubiertas por Rutherford, que hizo pasar partículas alfa a través de un fino cristal y las atrapó en un tubo de descarga. Este tipo de radiación la emiten núcleos de elementos pesados situados al final de la tabla periódica ($A > 100$). Estos núcleos tienen muchos protones y la repulsión eléctrica es muy fuerte, por lo que tienden a obtener N aproximadamente igual a Z , y para ello emite una partícula alfa. En el proceso se desprende mucha energía que se convierte en la energía cinética de la partícula alfa, por lo que estas partículas salen con velocidades muy altas.
2. **Radiación beta:** Son flujos de electrones (beta negativas) o positrones (beta positivas) resultantes de la desintegración de los neutrones o protones del núcleo cuando este se encuentra en un estado excitado. Es desviada por campos magnéticos. Es más penetrante aunque su poder de ionización no es tan elevado como el de las partículas alfa. Por lo tanto cuando un átomo expulsa una partícula beta aumenta o disminuye su número atómico una unidad (debido al protón ganado o perdido). Existen tres tipos de radiación beta, la radiación Beta- que consiste en la emisión espontánea de electrones por parte de los núcleos; la Beta+ en la que un protón del núcleo se desintegra dando lugar a un neutrón, un positrón o partícula Beta+ y un neutrino; y por último la captura electrónica que se da en núcleos con exceso de protones en ella el núcleo captura un electrón de la corteza electrónica, que se unirá a un protón del núcleo para dar un neutrón.
3. **Radiación gamma:** Son ondas electromagnéticas. Es el tipo más penetrante de radiación. Al ser ondas electromagnéticas de longitud de onda corta, tienen mayor penetración y se necesitan capas muy gruesas de plomo u hormigón para detenerlas. En este tipo de radiación el núcleo no pierde su identidad, sino que se desprende de la energía que le sobra para pasar a otro estado de energía más baja emitiendo los rayos gamma, o sea fotones muy energéticos. Este tipo de emisión acompaña a las radiaciones alfa y beta. Al ser tan penetrante y tan energética, de los tres tipos de radiación es la más peligrosa.

Medidas de prevención al utilizar sustancias radioactivas

Medidas de Protección

Se consideran medidas de protección todas las acciones encaminadas a evitar o al menos reducir en lo posible los efectos adversos de las radiaciones ionizantes sobre la población y sobre el personal de intervención, en caso de un accidente en una central nuclear.

Las medidas de protección se clasifican en “medidas de protección urgentes” y “medidas de protección de larga duración”.

Las medidas de protección **urgentes** son aquellas acciones de protección que hay que adoptar de forma rápida y se conciben para ser aplicadas durante un periodo de tiempo corto. Tienen como finalidad reducir el riesgo de aparición de efectos deterministas o agudos entre la población. Las principales son:

- **Confinamiento** Consiste en la permanencia de la población bien en sus domicilios, bien en edificios próximos a los lugares en donde se encuentre en el momento de anunciarse la adopción de la medida, a fin de evitar la exposición externa a la nube radiactiva y del material depositado en el suelo y la exposición interna por inhalación de las sustancias radiactivas.
- **Profilaxis radiológica** consiste en la ingestión de compuestos químicos estables que tienen un efecto reductor sobre la absorción selectiva de ciertos radionucleidos por determinados órganos. Tanto el yoduro como el yodato de potasio, son compuestos eficaces que reducen la absorción del yodo radiactivo por la glándula tiroides. Para conseguir la reducción máxima de la dosis de radiación al tiroides, el yodo debe suministrarse antes de toda incorporación de yodo radiactivo, y si no, lo antes posible tras esa incorporación. Aunque la eficacia de esta medida disminuye con la demora, es posible reducir la absorción de yodo radiactivo por el tiroides a la mitad, aproximadamente, si el yodo se administra tras unas pocas horas de la inhalación. La ingestión de yodo en las dosis recomendadas no presenta riesgos para la mayoría de la población; no obstante, pueden existir personas sensibles al yodo y presentarse efectos secundarios que, de todas formas, revisten poca importancia. La ingestión de yodo debe realizarse siguiendo las instrucciones de las autoridades sanitarias.
- **Evacuación** La evacuación consiste en el traslado de la población efectivamente afectada por el paso de la nube radiactiva, reuniéndola y albergándola en lugares apropiados no expuestos, durante un periodo corto de tiempo. Sería anunciada por las autoridades sólo en caso de ser necesaria, para realizarla desde unos puntos de reunión del municipio, previamente señalados en los planes de emergencia, de una forma organizada, evitando con ello, otros riesgos añadidos.
Las restantes medidas de protección urgentes son complementarias de las anteriores:
- **Control de accesos** El establecimiento de controles de accesos a zonas afectadas por una emergencia radiológica está siempre justificado. La adopción de esta medida permite disminuir la dosis colectiva, reducir la propagación de una posible contaminación y vigilar y medir con dosímetros específicos al personal que intervenga en la emergencia y que deba entrar o salir de las zonas afectadas.
- **Autoprotección ciudadana** y autoprotección del personal de intervención Estas actuaciones incluyen desde métodos y técnicas sencillas, generalmente al alcance de la población afectada, como el uso de prendas alrededor del cuerpo o colocadas en los orificios nasales, el taponamiento de rendijas en los accesos de dependencias, o la parada de los sistemas de ventilación, hasta otras más sofisticadas que exigen para su utilización de unos requerimientos especiales y, normalmente, están destinados a la protección del personal que interviene en la emergencia, como el uso de equipos de respiración, de vestimenta especial o de equipos de medida de la radiación.
- **Descontaminación de personas** Existen diversos niveles y métodos de descontaminación, desde el simple hecho de quitar la vestimenta o coberturas, pasando por lavados más o menos profundos, hasta la intervención sanitaria cuando la contaminación sea interna.
- **Estabulación de animales** esta medida tiene por objeto la protección de las personas y sus bienes mediante el confinamiento y control alimenticio de los animales que de alguna manera entren en la cadena alimenticia, con el fin de reducir la propagación de una posible contaminación.

Las medidas de protección **de larga duración** son medidas de protección que se prolongarán más en el tiempo. Tienen por finalidad, en general, reducir el riesgo de efectos estocásticos o tardíos en la salud de la población expuesta y de efectos genéticos en las generaciones posteriores. Aunque son medidas de la fase final, durante la fase de emergencia se pueden tomar acciones o planificar actuaciones características de la fase de recuperación.

- **Control de alimentos y agua** La adopción de restricciones al consumo de algunos alimentos y agua se puede realizar, con carácter preventivo, durante la fase de emergencia en las zonas afectadas por el paso de la nube radiactiva. La adopción definitiva de estas medidas de protección se realizará atendiendo a los niveles de actuación que, para cada caso, determine el Consejo de Seguridad Nuclear que considerará las tolerancias máximas de contaminación para estos productos, tras un accidente nuclear o cualquier otro caso de emergencia radiológica, fijadas por la Unión Europea.
- **Descontaminación de áreas** La descontaminación puede considerarse tanto una medida de protección como una medida de recuperación. Las medidas de protección se destinan a la población efectivamente afectada y al personal de intervención, mientras que las medidas de recuperación se dirigen principalmente hacia el ambiente físico y el restablecimiento de condiciones normales de vida. Su fin es reducir la irradiación externa debida a las sustancias radiactivas depositadas, la transmisión de sustancias radiactivas a las personas, los animales y los alimentos y la resuspensión y dispersión de sustancias radiactivas.
- **Traslado temporal** (albergue de media duración) y **traslado permanente** (realojamiento) Se denomina así al que se efectúa sobre la población que, tras el paso de la nube radiactiva, queda sometida a exposiciones debidas a las sustancias radiactivas depositadas en el suelo y a la inhalación de partículas radiactivas dispersas en el aire. Se distingue entre traslado temporal (albergue de media duración) y traslado permanente (realojamiento) en función del carácter provisional o definitivo del nuevo asentamiento.

IMPORTANCIA DE LA CAPA DE OZONO

Es precisamente en estos procesos fotoquímicos donde estriba la importancia de la capa de ozono en nuestra atmósfera pues, aunque el O₂ es capaz de absorber parte de la radiación UV procedente del Sol, es el O₃ el que realmente absorbe con gran intensidad las radiaciones de onda comprendidas entre 280 a los 340nm, por ello la ozonfera forma una capa protectora, responsable de la acción de filtro de la radiación UV que puede causar daños en los seres vivos.

En dosis moderadas y a tiempos de exposición breves la radiación UV resulta beneficiosa; es conocida por su acción bactericida o su intervención en la síntesis de la vitamina D, pero ciertamente no tenemos una piel capaz de hacerle frente.

Sin embargo, los efectos pueden ser bastante más graves. Esa radiación ultravioleta, en caso de no ser detenida por la capa de ozono, puede romper los enlaces de las moléculas orgánicas, produciendo fragmentos muy reactivos. Además, es suficientemente energética como para ser absorbida por la cadena de ADN y romperla, pudiendo reunirse los fragmentos según una secuencia diferente de la normal. De hecho, entre los efectos más graves se encuentran los cánceres de piel, en especial en personas de piel clara. Si a lo largo de la historia no han sobrevivido organismos cuyo ADN era sensible a la radiación visible o infrarroja, se puede deducir el futuro que podrían tener los organismos que no

sean capaces de soportar la radiación UV, en el caso de que desapareciese la capa que nos protege.

En diversos estudios se ha estimado que una reducción de la capa de ozono en 1% puede acarrear que la dosis de radiación UV-B biológicamente efectiva que alcance la superficie al nivel del mar aumente en torno a un 2%, y si intentamos evaluar los daños para otros aumentos, habría que considerar no sólo cuánto ozono se pierde, sino en qué lugar y cuándo, pues la radiación UV-B varía de forma natural con la hora del día, la altitud y la latitud y la estación del año. Volviendo a ese aumento de un 2% en la radiación UV-B, podría representar un aumento de 4% en un tipo de carcinoma celular basal, y en torno al 6% en tipo de carcinoma celular escamoso. Con una reducción del 10% en el ozono estratosférico, hay autores que predicen aumentos en la incidencia relativa de los cánceres de piel citados del 50% y 90%, respectivamente. Por ejemplo, en Alemania, se calcula que un 10% de reducción en el ozono estratosférico podría producir la aparición de 2000 casos más de cáncer de piel al año

Una prueba más de la importancia de la exposición a esta radiación es que el país que posiblemente registra un porcentaje mayor de cánceres de piel es Australia, posiblemente porque la mayor parte de sus habitantes lo son desde hace pocas generaciones, habiendo emigrado sus antepasados desde latitudes mucho más altas, en que la radiación es menos intensa, sin haber tenido tiempo aún de adaptarse los organismos a estos niveles de radiación tan altos

Otros efectos del aumento de la radiación es el aumento de casos de cataratas y el debilitamiento del sistema inmunológico. Los efectos sobre otras especies animales son similares

En cuanto a los cultivos y, en general, a las especies vegetales que pueblan la Tierra, el daño causado sería más que evidente, especialmente por cuanto se refiere a las especies más sensibles a estas radiaciones que irían desapareciendo

Aparte de todos esos efectos biológicos, también son muy importantes los efectos climáticos, que se fundan en la llegada a la superficie terrestre de mayores niveles de energía, lo que contribuiría a aumentar la temperatura, participando así el cambio climático, con todas las consecuencias que éste podría llegar a acarrear

Peligro para la humanidad

PELIGRO DEL OZONO

La tierra se halla rodeada, entre los quince y cincuenta kilómetros de altura, de una capa de ozono estratosférico. La máxima concentración de ozono se localiza entre los 25 y 30 kilómetros de altura y es de vital importancia para la vida en la superficie. El ozono actúa como unas gigantescas gafas de sol que filtran la peligrosa luz ultravioleta.

Medidas, protección y conservación

Los filtros solares y los bloqueadores solares

Filtro solar

No debe confundirse con protector solar.

Un **filtro solar** es un dispositivo que se emplea para la observación directa del Sol, o cuando sucede un eclipse solar, en este último caso complementado con un diafragma. Suelen ser de cristal muy denso (filtros inactínicos de soldadura eléctrica de tono 12 o superior) o Mylar y se colocan delante del objetivo del instrumento astronómico o fotográfico, ya que si se colocasen detrás del ocular, el calor concentrado por éste podría hacerlo estallar con el consiguiente riesgo para la vista.

Es conveniente no utilizar filtros solares ocasionales, tales como radiografías o cristales ahumados, ya que estos no absorben totalmente las radiaciones solares, poniendo en peligro los ojos.

Para el empleo correcto de este tipo de filtros se deben seguir las mismas reglas de seguridad que las utilizadas para la fotografía de eclipses solares.

Protector solar

No debe confundirse con filtro solar.

El **protector solar** es una loción, gel, spray u otro tópico que evita o disminuye las quemaduras debidas a la exposición al sol.

Aunque evita las quemaduras se cree que los protectores solares no ofrecen una protección 100% absoluta. Por ello algunos dermatólogos llegan a desaconsejar el uso de protectores ya que al usarlos se está más tiempo al sol del que se estaría sin fotoprotector, sobre todo si se espera a quemarse.

Lo ideal es usar fotoprotector y no estar más tiempo del que se estaría sin fotoprotector. Tampoco se recomienda exponerse directamente al sol, sino adquirir el moreno según se realiza una actividad al sol.

Normalmente, la probabilidad de desarrollar un cáncer de piel es mayor en personas que presentan gran cantidad de lunares^[cita requerida]. Tras un estudio se dedujo que las personas que usaban más fotoprotector tenían más lunares, con lo que era probable que desarrollasen más cánceres de piel^[cita requerida].

Hay dos tipos de protectores solares:

- Filtros físicos: También son llamadas pantallas totales. Reflejan totalmente la radiación solar impidiendo que ésta penetre en la piel y produzca enrojecimiento, quemaduras, etc. Hay que aplicarlos en capa gruesa y apenas se notan utilizando el dióxido de titanio.
- Filtros químicos: Actúan absorbiendo la radiación solar y transformándola en otro tipo de energía que no resulte nociva para la piel. Dan lugar a los factores de protección solar (FPS).

Un buen filtro solar debe reunir las siguientes cualidades:

- Buena capacidad de absorción de las radiaciones ultravioletas.
- Resistencia a los agentes externos: sudor, agua...
- No causar irritación a la piel.
- Ser estable al sol.
- Ser inodoro e insípido.
- ser compatible con el resto de las sustancias de la fórmula.

- **Clasificación de los fotoprotectores según su composición**

- Los que contienen ácido para-amino benzoico y sus derivados
- Los que contienen cinamato
- Los que contienen benzofenonas
- Los que contienen derivados del benzimidazol
- Los que contienen bencilidenos y derivados del alcanfor

Factor de protección solar

El SPF (Por sus siglas en Inglés – Sun Protection Factor) es la medida de laboratorio de la eficacia con la cual un protector solar protegerá nuestra piel - a más alto es el SPF, mayor protección estará ofreciendo el protector solar en contra de los rayos UV-B (la radiación ultravioleta que es la causante de las quemaduras de sol).

El SPF es la cantidad de radiación UV necesaria para causar quemaduras de sol en la piel con la crema protectora solar aplicada, en relación con la cantidad de radiación UV necesaria para causar la misma quemadura sin el protector solar. Por lo tanto, al usar un protector solar con SPF 50, la piel no se quema hasta que haya sido expuesto a 50 veces la cantidad de la energía solar que normalmente haría que

sufriera de una quemadura. La cantidad de energía solar a la que se expone la piel no sólo depende de la cantidad de tiempo que es expuesta al sol, sino también de la hora del día a la cual se realiza la exposición. Esto es debido a que durante la mañana y la tarde, la radiación proveniente del sol, debe atravesar una capa más gruesa de la atmósfera de la Tierra antes de llegar a la superficie (y a la piel de quien se está exponiendo al sol) con respecto a la distancia que debe atravesar al encontrarse al medio día. En la práctica, la protección de un protector solar en particular depende de factores tales como:

- El tipo de piel de la persona
- La cantidad aplicada de protector solar y la frecuencia de aplicación.
- Actividades realizadas durante la exposición al sol (por ejemplo, nadar lleva a la pérdida del protector solar de la piel en menor tiempo).
- Cantidad de protector solar que la piel ha absorbido

Importancia para los seres humanos

La importancia de la protección

La búsqueda del bronceado rápido puede provocar en la piel daños irreparables que son fáciles de prevenir. Una crema protectora adecuada al tipo de piel ayuda tanto al bronceado como a evitar los efectos dañinos del sol.

La llegada del calor genera unos cambios que afectan a la vida diaria en muchos aspectos. El buen tiempo llega acompañado de más luz solar, lo que hace que la vida se desarrolle más tiempo en la calle. La forma de vestir también se modifica porque las temperaturas son más altas y exigen prendas de vestir más ligeras y cómodas, que se acortan dejando a la vista partes del cuerpo que antes permanecían ocultas por el frío. A la vez, la moda impone la



necesidad de estar bronceados por lo que se dedica parte del día para la exposición al sol. Ante estos cambios, la piel necesita estar preparada y unos cuidados básicos para protegerla de los efectos del sol. No hay que olvidar que el sol es una fuente de salud y de vida pero también es el principal causante del envejecimiento de la piel y de la aparición de cáncer cutáneo, sin no se toman las debidas precauciones. La mayoría de las personas confiesan tomar el sol sin la protección adecuada por motivos de comodidad y porque existe la creencia de que al usar un alto protector solar retrasa el bronceado. Todo lo contrario, una protección alta no frena el bronceado sino que permite una exposición al sol más segura y se recomienda repetir la aplicación cada hora y después de cada baño. Además, no hay un control sobre el tiempo de exposición al sol, y es muy importante tener en cuenta el lugar donde se produce la exposición, no es lo mismo la playa que la montaña, y las horas del día porque de 12 a 16 horas el sol es más dañino.

Una piel, un protector

Cada piel reúne unas características propias, denominada fototipo, que la permiten broncearse rápidamente sin sufrir quemaduras o, por el contrario, es una piel que sí padece las quemaduras y se broncea poco o no se broncea. Todos los tipos de piel necesitan un protector adecuado a sus características porque el efecto más visible es la quemadura pero hay otros efectos a largo plazo como el cáncer de piel.

Los efectos de las radiaciones del sol no inciden sólo en la piel, también el pelo, los ojos y los labios, padecen los efectos de la exposición al sol y para ellos existen productos específicos que los protegen y

cuidan, como mascarillas capilares, barras de labios y hay que tener cuidado y proteger los ojos con gafas de sol que cuenten con filtros solares porque los rayos ultravioletas pueden dañarlos seriamente.

Los protectores solares se presentan en distintas formas cosméticas como son leches, aceites o sprays, y lo que marca la efectividad del producto es el índice de protección que tiene. Este índice es el que va a evitar que la piel se dañe por la exposición al sol por lo que de su elección depende nuestra salud y no por ser más elevado se puede alargar el tiempo de exposición. El índice de protección debe de ser el adecuado y usarlo más a menudo si se alarga la exposición al sol.

La melanina no es suficiente

La piel tiene su propio mecanismo de defensa que activa cuando recibe la luz solar. El contacto con los rayos del sol desencadena la creación de melanina por parte del organismo. La melanina es un pigmento que tiene como función proteger la piel y es responsable directa del bronceado, pero no es suficiente para una buena protección y por eso hay que recurrir a productos de protección solar, sobre todo si se trata de una exposición prolongada.

La importancia que se da al bronceado en la época del verano es tal que la mayoría de las mujeres buscaban un bronceado rápido para mostrarse morenas antes que proteger su piel. El aumento de problemas cutáneos entre la población, sobre todo la femenina, ha hecho que exista una mayor concienciación de los problemas que puede ocasionar el sol y se busque el producto apropiado que facilite el bronceado y protección al tiempo. Para mantener la piel saludable, también es importante que al acabar la exposición al sol y con la piel limpia, se aplique un after sun para hidratarla y refrescarla. Además, su uso va a hacer que el bronceado esté perfecto por más tiempo.

A tener en cuenta

La elección del protector solar depende de muchos aspectos propios de la persona como son la edad y el tipo de piel o fototipo, pero no son los únicos. Hay que tener en cuenta que no es lo mismo tomar el sol en la montaña que en la playa porque esto influye en la fuerza del sol que depende de la latitud, la altitud (el peligro de quemadura aumenta con la altura), la estación del año (hay más riesgo de quemaduras en verano), la hora (el peor momento es entre las 12 y las 16 horas) y la naturaleza del suelo, no refleja igual los rayos del sol la arena que la nieve.

Cuando el tiempo está nublado se suele descuidar la protección, pero a pesar de la sensación de frescor, las nubes dejan pasar el 90% de las radiaciones UV del sol por lo que el peligro de quemaduras continúa. Algo parecido sucede cuando se recurre a sombrillas o árboles para evitar el sol y es que puede dañar la piel aunque no hay una exposición directa.

Los rayos del sol

Hay muchos tipos de rayos que proceden del sol aunque para algunos la atmósfera actúa de barrera natural. Pero otros consiguen atravesarla y entre ellos están los rayos UVA y UVB que son los que dañan la piel.

Los rayos UVB son menos numerosos pero más energéticos, actúan en las horas centrales del día, entre las 12 y las 16 horas y no atraviesan el vidrio. Estos rayos son responsables de las quemaduras e insolaciones.

Por el contrario, los rayos UVA son más numerosos, menos energéticos, actúan todo el día, sí atraviesan el vidrio y penetran profundamente en la piel, causando el envejecimiento prematuro y la aparición de manchas cutáneas.

Estas características los diferencian pero también hay algo que los iguala y es que ambos provocan a largo plazo la aparición del cáncer de piel por lo que una buena elección del producto de protección solar que se va a utilizar, evita los efectos nocivos del sol

EVALUACIÓN DE LA UNIDAD

1. ¿Cuántos electrones poseen los átomos de argón (Ar), de número atómico 18, en su capa o nivel de energía más externo?:

- 2 electrones
- 6 electrones
- 8 electrones
- 18 electrones

2. ¿Cuál de las siguientes configuraciones electrónicas corresponde al átomo de cobre (Cu), de número atómico 29? (En la notación se indican los niveles por números colocados como coeficientes y los índices de las letras indican el número de electrones en ese subnivel):

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

3. ¿Qué electrones de la corteza de átomo de bromo (Br) influyen más notablemente en sus propiedades químicas?, número atómico 35:

- Los del nivel 2
- Los del subnivel 3d
- Los del orbital 1s
- Los del nivel 4

4. ¿Qué tienen en común las configuraciones electrónicas de los átomos de Li, Na, K y Rb?:

- Que poseen un solo electrón en su capa o nivel más externo
- Que poseen el mismo número de capas o niveles ocupados por electrones
- Que tienen completo el subnivel s más externo
- Sus configuraciones electrónicas son muy diferentes y no tienen nada en común

5. ¿Qué tienen en común las configuraciones electrónicas de los átomos de Ca, Cr, Fe, Cu y Zn? Señala las afirmaciones correctas:

- Todos tienen el mismo número de capas o niveles ocupados por electrones
- Tienen el mismo número de orbitales ocupados por electrones
- Todos tienen el mismo número de electrones en su nivel más externo
- Tienen pocos electrones en su nivel más externo

DISTRIBUYA LOS ELECTRONES DE LOS SIGUIENTES ELEMENTOS QUÍMICOS:

Fe, Cu, Au, Be, Na, Cl, Br, Zn, Co, Ag, Ni, V, Bi, Ra, Si, S, N, O,

Qué parte forma el átomo
Que elementos forman el átomo
Cuáles son los subniveles de un elemento químico
Cuáles son los niveles de un elemento químico
En qué consiste el diagrama de Mouller
En qué consiste el principio de Aufbau
Explique la regla del Serrucho
Explique el principio de HUND
Enumere los números cuánticos
En qué consiste el número cuántico spin
En qué consiste el número cuántico magnético
Qué es la radioactividad
Cómo puede ser la radioactividad y explique cada una
Cuáles son las ventajas y desventajas de la radioactividad
Mencione las aplicaciones de la radioactividad en la medicina, agricultura, minería, industria
Qué peligro presenta la radioactividad
Los tipos de radiaciones son alfa, beta y gamma, explique cada una
Enumere las medidas de protección de las radiaciones
Qué importancia tiene la capa de ozono
Qué peligro presenta la capa de ozono
Cómo debemos cuidar la capa de ozono

Experimentación

Separación de sustancias: decantación

La decantación es un método que se utiliza para separar dos líquidos que no son miscibles, por ejemplo, agua y aceite. En esta experiencia vamos a ver cómo podemos fabricar un embudo de decantación en nuestras casas.

¿Qué necesitamos?

- Agua y aceite
- Una botella de agua mineral, de plástico, cortada por la mitad.
- Un alfiler
- Tijeras

¿Cómo se prepara el embudo de decantación?

Corta la botella por la mitad, utilizando unas tijeras.

Tomando la mitad superior, aprieta el tapón y clava un alfiler en el centro (del tapón). Si está muy duro o te cuesta trabajo puedes calentar un poco el alfiler. Pero no mucho, porque el alfiler tiene que quedar clavado sin holgura.

La parte inferior de la botella sirve como recipiente para recoger el líquido separado.

Coloca el embudo como se ve en la figura. Si no tienes soporte puedes apoyar la parte superior de la botella (embudo) en la inferior.

¿Cómo hacemos la decantación?

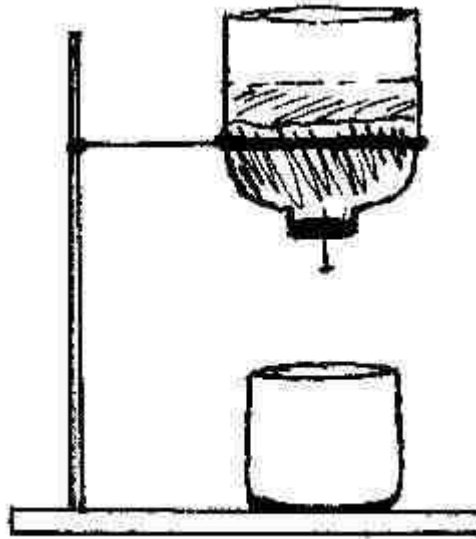
Prepara en un vaso una mezcla de agua y aceite y agítala bien.

Vierte la mezcla en el embudo y espera hasta que las dos partes estén bien separadas, una encima de otra.

Coloca el embudo encima del recipiente de recogida y quita el alfiler.

El agua comenzará a gotear, más o menos lentamente en función del tamaño del agujero.

Cuando acabe de caer el líquido cambia el recipiente de recogida y puedes empezar a recoger el segundo componente de la mezcla



Experimentos de química: freir un huevo en frío

En este experimento vamos a **freir un huevo con frío**. No utilizaremos calor, ni freidora, ni aceite.

Materiales del experimento:

- Huevo crudo
- Alcohol de farmacia



Procedimiento del experimento:

1) Colocar el huevo en un plato

2) Rociar con alcohol y ver como empieza a cobrar apariencia de huevo frito. El proceso dura una hora aproximadamente.

Explicación del experimento **freir un huevo en frio**:

La transformación que conocemos al freír habitualmente un huevo consiste en el cambio estructural de las proteínas. Ese cambio. –la desnaturalización- se puede producir no sólo por acción del calor sino también por el contacto con ciertas sustancias como el etanol.

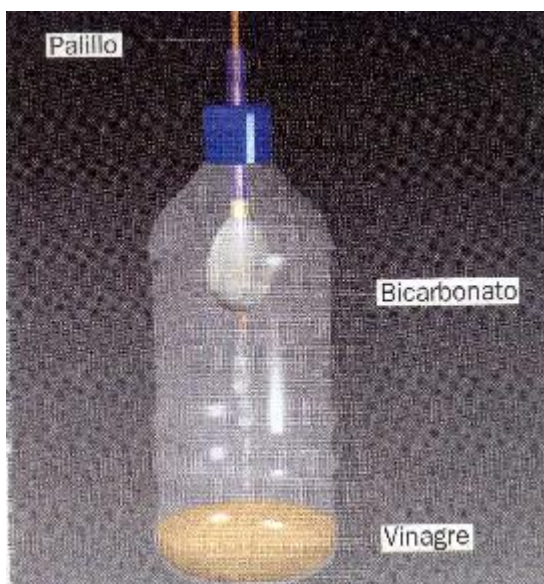
Construye un extintor de CO₂

Materiales

- Botella de agua mineral de 250 cc con su tapón
- Canuto de bolígrafo tipo "bic"
- Cinta adhesiva de papel en tiras de 1 cm de ancho
- Bolsitas de papel de seda
- Bicarbonato sódico
- Vinagre de vino (6% o superior)
- Palillo largo

Procedimiento

La tapa de la botella se horada, se introduce el tubo de bolígrafo y se sella con pegamento. En la parte inferior se pega con la cinta adhesiva la bolsita de papel con bicarbonato. En la botella se pone unos mililitros de vinagre. Se cierra la botella. Cuando se quiera usar se perfora la bolsita con un palillo largo.



Extintor modelo "botella"

NOMBRE	EXPLICACIÓN	EJEMPLO
Composición o síntesis	Es aquella donde dos o más sustancias se unen para formar un solo producto	$2\text{CaO}_{(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_{2(ac)}$
Descomposición o análisis	Ocurre cuando un átomo sustituye a otro en una molécula :	$2\text{HgO}_{(s)} \rightarrow 2\text{Hg}_{(l)} + \text{O}_{2(g)}$
Neutralización	En ella un ácido reacciona con una base para formar una sal y desprender agua.	$\text{H}_2\text{SO}_{4(ac)} + 2\text{NaOH}_{(ac)} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_{4(ac)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(l)}$
Desplazamiento	Un átomo sustituye a otro en una molécula	$\text{CuSO}_4 + \text{Fe} \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$
Intercambio o doble desplazamiento	Se realiza por intercambio de átomos entre las sustancias que se relacionan	$\text{K}_2\text{S} + \text{MgSO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MgS}$
Sin transferencia de electrones	Se presenta solamente una redistribución de los elementos para formar otras sustancias. No hay intercambio de electrones.	Reacciones de doble desplazamiento
<u>Con transferencia de electrones (REDOX)</u>	Hay cambio en el número de oxidación de algunos átomos en los reactivos con respecto a los productos.	<i>Reacciones de síntesis, descomposición, desplazamiento</i>
<u>Reacción endotérmica</u>	Es aquella que necesita el suministro de calor para llevarse a cabo.	$2\text{NaH} \xrightarrow{\Delta} 2\text{Na}_{(s)} + \text{H}_2(g)$

<u>Reacción exotérmica</u>	Es aquella que desprende calor cuando se produce.	$2\text{C (grafito)} + \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_2(\text{g}) \quad \Delta H = 54.85 \text{ kcal}$
--------------------------------	---	---

Reacciones químicas



Un clavo se oxida con el aire: reacción química.

Por experiencia, sabemos que un trozo de hierro se oxidará si lo dejamos a la intemperie, y lo sabemos aunque no poseamos conocimientos de química.

Lo que ocurre es una **reacción química** en la cual el hierro se combina con el oxígeno presente en el aire para formar una sustancia distinta a las originales, un **óxido de hierro**.

El origen de una nueva sustancia, como el óxido de hierro en nuestro ejemplo, significa que ha ocurrido un reordenamiento de los electrones dentro de los átomos, y se han creado nuevos enlaces químicos. Estos enlaces químicos determinarán las propiedades de la nueva sustancia.

La mayoría de los cambios químicos son irreversibles. Al quemar un trozo de madera ya no podremos volver a obtenerlo a partir de las sustancias en que se ha convertido:

cenizas y gases.

Sin embargo, hay otros cambios químicos en que la adición de otra sustancia provoca la obtención de la sustancia original y en ese caso se trata de un cambio químico reversible. Así, pues, para producir un cambio químico reversible hay que provocar otro cambio químico.

Todo cambio químico involucra una reacción entre diferentes sustancias produciendo la formación de sustancias nuevas.

Entonces, una **reacción química** es un proceso en que una o más sustancias se transforman en otra u otras sustancias de diferente naturaleza.

Las reacciones químicas se manifiestan en alguna de estas formas:

- Emisión de gases
- Efervescencia
- Cambios de color
- Emisión de luz
- Elevación de la temperatura
- Formación de nuevas sustancias.

La respiración de los animales y la digestión de los alimentos constituyen ejemplos importantes de reacciones químicas; por eso se dice que el cuerpo humano es como un laboratorio químico.

El estudio metódico de las reacciones químicas ha permitido a los científicos transformar los productos naturales y obtener toda clase de sustancias, tales como: fibras sintéticas, plásticos, insecticidas y detergentes, todo ello tan útil en nuestra vida diaria.

Tipos de reacciones químicas

Es necesario reconocer, que una reacción química sólo puede corresponder a un fenómeno químico que se verifique en condiciones adecuadas; es decir, no se debe proponer una reacción química inventada o que no sea una reacción real. Sin embargo, no siempre es posible predecir sí, al poner en contacto ciertas sustancias, se llevará a cabo la reacción o cuales serán los productos.

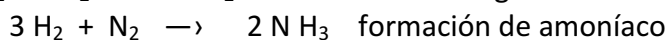
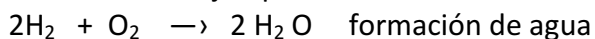
Ahora bien, en miles de experimentos realizados en el mundo, debidamente repetidos y controlados en el laboratorio, las **reacciones químicas** se pueden clasificar en los siguientes tipos:



Manifestaciones de una reacción química.

De síntesis o Combinación: Es un fenómeno químico, y a partir de dos o más sustancias se puede obtener otra (u otras) con propiedades diferentes. Para que tenga lugar, debemos agregar las sustancias a combinar en cantidades perfectamente definidas, y para producirse efectivamente la combinación se necesitará liberar o absorber calor (intercambio de energía).

La combinación del hidrógeno y el oxígeno para producir agua y la del hidrógeno y nitrógeno para producir amoníaco son ejemplos



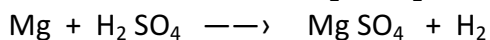
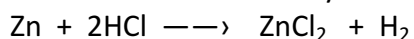
De descomposición: Es un fenómeno químico, y a partir de una sustancia compuesta (formada por dos o más átomos), puedo obtener dos o más sustancias con diferentes propiedades.

Ejemplos: al calentar óxido de mercurio, puedo obtener oxígeno y mercurio; se puede hacer reaccionar el dicromato de amonio para obtener nitrógeno, óxido crómico y agua.

Para que se produzca una combinación o una descomposición es fundamental que en el transcurso de las mismas se libere o absorba energía, ya que si no, ninguna de ellas se producirá. Al final de cualquiera de las dos, tendremos sustancias distintas a las originales. Y ha de observarse que no todas las sustancias pueden combinarse entre sí, ni todas pueden ser descompuestas en otras.

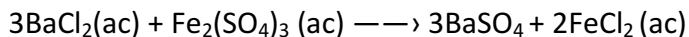
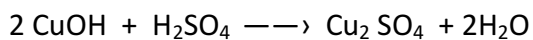
De Sustitución o de reemplazo

En este caso un elemento sustituye a otro en un compuesto, ejemplos:



De Doble Sustitución o de intercambio

En este tipo de reacciones se intercambian los patrones de cada compuestos, ejemplo



Agua: reacción química de síntesis.

Reactantes y productos

Para entenderlas y analizarlas, las reacciones químicas se representan, como ya vimos en los ejemplos anteriores, mediante ecuaciones químicas.

Una ecuación química es la representación escrita de una reacción química. En toda reacción química debemos distinguir los **reactantes** y los **productos**.

Los *reactantes* son sustancias que al combinarse entre ellas a través de un proceso llamado *reacción química* forman otras sustancias diferentes conocidas como *productos* de la reacción. **(Ver: Velocidad de una reacción química)**

En una ecuación química, los reactantes y productos se escriben, respectivamente, a la izquierda y a la derecha, separados mediante una flecha. El sentido de la flecha indica el transcurso de la reacción y debe leerse como: da origen a

Reactantes \longrightarrow dan origen a Productos

Tomaremos como ejemplo el agua, las sustancias reactantes son el hidrógeno (cuya fórmula es H_2) y el oxígeno (cuya fórmula es O_2), al combinarlas se produce una reacción química y obtenemos como producto el agua:

Dos moléculas de hidrógeno (2H_2) reaccionan con una molécula de oxígeno (O_2) para formar dos moléculas de agua ($2\text{H}_2\text{O}$).

Reacción química aeróbica:

Es un proceso que requiere de la presencia del oxígeno para llevar a cabo la producción de energía.

Reacción química anaeróbica: Es un proceso que a diferencia del aeróbico, se lleva a cabo en ausencia de oxígeno. Cuando hacemos ejercicio **aeróbico** (correr, nadar por tiempo prolongado, etc.) la energía la obtenemos por medio del oxígeno que respiramos. El oxígeno llega a las fibras musculares a través de la sangre, donde se produce una serie de reacciones químicas con los nutrientes que nos entregan los alimentos, produciéndose la energía.

Cuando hacemos ejercicio **anaeróbico** (saltos, levantar pesas, carreras cortas y rápidas, etc.) necesitamos energía en un corto periodo de tiempo, y esta la obtenemos por medio de los hidratos de carbono y las grasas, que al descomponerse químicamente suministran la energía anaeróbica, llamada de esta manera porque toda esta reacción química se produce sin la presencia de oxígeno.

Factores que afectan a la rapidez de las reacciones

Existen varios factores que afectan la rapidez de una reacción química: la concentración de los reactivos, la temperatura, la existencia de catalizadores y la superficie de contactos tanto de los reactivos como del catalizador. Los catalizadores pueden aumentar o disminuir la velocidad de reacción.

Temperatura

Por norma general, la rapidez de reacción aumenta con la temperatura porque al aumentarla incrementa la energía cinética de las moléculas. Con mayor energía cinética, las moléculas se mueven más rápido y chocan con más frecuencia y con más energía. El comportamiento de la constante de rapidez o coeficiente cinético frente a la temperatura = $\ln A - (E_a / R)(1 / T_2 - 1 / T_1)$ esta ecuación linealizada es muy útil a puede ser descrito a través de la Ecuación de Arrhenius $K = A \exp (- EA / RT)$ donde K es la constante de la rapidez, A es el factor de frecuencia, EA es la energía de activación necesaria y T es la temperatura, al linealizarla se tiene que el logaritmo neperiano de la constante de rapidez es inversamente proporcional a la temperatura, como sigue: $\ln (k_1 / k_2)$ la hora de calcular la energía de activación experimentalmente, ya que la pendiente de la recta obtenida al graficar la mencionada ley es: $-EA/R$, haciendo un simple despeje se obtiene fácilmente esta energía de activación, tomando en cuenta que el valor de la constante universal de los gases es 1.987cal/K mol. Para un buen número de reacciones químicas la rapidez se duplica aproximadamente cada diez grados centígrados.

Estado Físico de los Reactivos

Si en una reacción interactúan reactivos en distintas fases, su área de contacto es menor y su rapidez también es menor. En cambio, si el área de contacto es mayor, la rapidez es mayor.

Al encontrarse los reactivos en distintas fases aparecen nuevos factores cinéticos a analizar. La parte de la reacción química, es decir, hay que estudiar la rapidez de transporte, pues en la mayoría de los casos estas son mucho más lentas que la rapidez intrínseca de la reacción y son las etapas de transporte las que determinan la cinética del proceso.

No cabe duda de que un mayor área de contacto reduce la resistencia al transporte, pero también son muy importantes la difusividad del reactivo en el medio, y su solubilidad, dado que esta es el límite de la concentración del reactivo, y viene determinada por el equilibrio entre las fases.

Presencia de un catalizador

Los catalizadores aumentan o disminuyen la rapidez de una reacción sin transformarse. Suelen empeorar la selectividad del proceso, aumentando la obtención de productos no deseados. La forma de acción de los mismos es modificando el mecanismo de reacción, empleando pasos elementales con mayor o menor energía de activación.

Existen catalizadores homogéneos, que se encuentran en la misma fase que los reactivos (por ejemplo, el hierro III en la descomposición del peróxido de hidrógeno) y catalizadores heterogéneos, que se encuentran en distinta fase (por ejemplo la malla de platino en las reacciones de hidrogenación).

Los catalizadores también pueden retardar reacciones, no solo acelerarlas, en este caso se suelen conocer como retardantes o inhibidores.

Concentración de los reactivos

La mayoría de las reacciones son más rápidas en presencia de un catalizador y cuanto más concentrados se encuentren los reactivos, mayor frecuencia de colisión.

La obtención de una ecuación que pueda emplearse para predecir la dependencia de la rapidez de reacción con las concentraciones de reactivos es uno de los objetivos básicos de la cinética química. Esa ecuación, que es determinada de forma empírica, recibe el nombre de **ecuación de rapidez**. De este modo si consideramos de nuevo la reacción hipotética la rapidez de reacción "r" puede expresarse como $r = k[A]^m[B]^n$ Los términos entre corchetes son las molaridades de los reactivos y los exponentes m y n son coeficientes que, salvo en el caso de una etapa elemental no tienen por qué estar relacionados con el

coeficiente estequiométrico de cada uno de los reactivos. Los valores de estos exponentes se conocen como **orden de reacción**.

Hay casos en que la rapidez de reacción no es función de la concentración, en estos casos la cinética de la reacción está condicionada por otros factores del sistema como por ejemplo la radiación solar, o la superficie específica disponible en una reacción gas-sólido catalítica, donde el exceso de reactivo gas hace que siempre estén ocupados todos los centros activos del catalizador.

Presión

En una reacción química, si existe una mayor presión en el sistema, ésta va a variar la energía cinética de las moléculas. Entonces, si existe una mayor presión, la energía cinética de las partículas va a disminuir y la reacción se va a volver más lenta. Excepto en los gases, que al aumentar su presión aumenta también el movimiento de sus partículas y, por tanto, la rapidez de reacción.

Leyes fundamentales de la química

En contraste con los brillantes logros de los científicos en otros campos, el avance de la química fue mucho más lento y la revolución científica se produjo en ella en el siglo XVIII con más de un siglo de retraso respecto a la física. Esto obedeció a que en aquella época los sistemas que servían para estudiar la química eran o debían ser mucho más complejos que los necesarios para el análisis de los problemas astronómicos y físicos por lo que no resultó nada fácil introducir en ellos la medida.

En el siglo XVIII, las técnicas de trabajo experimental, ya conocidas, se perfeccionaron mucho y, además, se complementaron con otras nuevas, como son:

- La aplicación del soplete para fusiones y calcinaciones, lo que permitió realizar análisis de sustancias con muestras pequeñas.
- La realización sistemática de reacciones en disolución.
- El análisis gravimétrico cuantitativo, mediante el cual se determina las masas de los compuestos sólidos que aparecen en una reacción. Esta técnica, posteriormente en manos de Lavoisier, alcanzó una nueva dimensión.
- La mejora de los métodos de manipulación de gases llevó al inglés Joseph Priestley (1733-1804) en 1772 a demostrar experimentalmente la analogía entre la combustión y la respiración, al observar que el aire en que había ardido una vela hasta apagarse espontáneamente volvía a ser respirable y capaz de mantener la combustión después de que las plantas habían crecido en él durante algún tiempo, y en 1774 obtuvo el oxígeno a partir del óxido de mercurio.

Con estos brillantes antecedentes, la época que siguió a ésta es rigurosamente cuantitativa, haciendo de la química más una ciencia que un arte. De aquí que el químico Wurtz, en su Diccionario de Química, la denomine *una ciencia francesa fundada por Lavoisier*.

Fruto de ello son las leyes fundamentales de la Química, conocidas también como leyes ponderales, siendo éstas las siguientes:

- Ley de conservación de la masa o ley de Lavoisier.
- Ley de las proporciones definidas o ley de Proust.
- Ley de las proporciones múltiples o ley de Dalton.
- Ley de las proporciones recíprocas o ley de Richter.

LEY DE CONSERVACIÓN DE LA MASA O LEY DE LAVOISIER

Probablemente, la aportación más importante que hizo Antonie Laurent Lavoisier (1743-1794) a la Química fue la implantación de la medida precisa a todos los procesos en los que la materia sufre transformaciones y el enunciado de la famosa ley de conservación de la masa.

En 1770 Lavoisier realizó el experimento del calentamiento del agua utilizando un aparato que condensaba el vapor y lo devolvía al recipiente, sin perder un sólo gramo de agua. Pesó el agua y el recipiente antes y después de realizar el experimento. Demostró que el peso del matraz, del condensador y del agua seguía siendo el mismo antes y después de una prolongada ebullición. Sin embargo, un sedimento terroso seguía apareciendo. Extrajo y pesó el depósito formado, así como el matraz y comprobó que la suma de ambos era igual al peso del matraz antes de iniciar la experiencia. Es decir, el poso terroso provenía de una descomposición del vidrio provocada por el calor.

Posteriormente, se ocupó de las reacciones químicas y comprobó que la masa (cantidad de materia) es algo permanente e indestructible, algo que se conserva pese a todos los cambios. Newton defendió antes en la física la idea de una masa que permanecía constante a través de todos los movimientos, y Lavoisier la aplicó al mundo de la química.

En 1774 Lavoisier enunció su ley de conservación de la masa, de forma que: ***en toda transformación química, la masa total de los reactivos que reaccionan es igual a la masa total de los productos de la reacción.***

Así, según Lavoisier, en la reacción del cobre con el azufre para originar sulfuro cúprico, mediante:
$$\text{Cu} + \text{S} \rightarrow \text{CuS}$$

Resulta que 4,00 g de Cu reaccionan con 2,02 g de S y producen 6,02 g de CuS. Es decir, que: en una reacción química, la materia ni se crea ni se destruye, sólo se reorganiza. Lavoisier comprobó su ley en numerosas reacciones, la mayoría de las cuales consistían en someter a calentamiento diversos metales, siempre en recipientes cerrados y con una cantidad determinada de aire, pero, sobre todo, midiendo las masas de las sustancias antes y después de la reacción. Estos experimentos le llevaron, no sólo a comprobar que el oxígeno del aire se combina con los metales durante la reacción de oxidación, sino también a demostrar la conservación de la masa durante el proceso.

La ley de Lavoisier hizo posible la aparición de la ecuación química. La cual se sustenta en dos pilares, uno es la ley de Lavoisier y otro es la formulación moderna de los compuestos químicos, cuyos principios sistemáticos se deben a un conjunto de notables químicos, entre los cuales también destaca Lavoisier.

LEY DE LAS PROPORCIONES DEFINIDAS O LEY DE PROUST

La labor de Lavoisier proporcionó una sólida base teórica para el análisis cuantitativo y pronto surgieron los estudios que condujeron a lo que posteriormente se denominó Ley de las Proporciones Definidas, que a finales del siglo XVIII, dio origen a una gran controversia entre Berthollet y Proust, que duró casi ocho años.

Joseph Louis Proust (1754-1826) sostenía que *la composición porcentual de un compuesto químico era siempre la misma, independientemente de su origen*, por el contrario Claude Louis Berthollet (1748-1822) afirmaba que los elementos, dentro de ciertos límites, podían unirse en todas las proporciones.

Con el tiempo, se impuso el criterio de Proust apoyado en un experimento realizado en 1799, demostrando que la composición del carbonato cúprico era siempre la misma, cualquiera que fuese su método de obtención en la naturaleza o en el laboratorio: 5 partes de cobre, 4 de oxígeno y 1 de carbono.

Por tanto: ***los elementos se combinan para formar compuestos, y siempre lo hacen en proporciones fijas y definidas.***

Consecuencia de la ley de las proporciones definidas

La constitución, por ejemplo, del cloruro sódico indica que para formar 5 g de cloruro sódico, se necesitan 3 g de cloro y 2 g de sodio, por lo que la proporción entre las masas de ambos elementos es:
$$3 \text{ g de Cl} / 2 \text{ g de Na} = 1,5$$

Sin embargo, si hacemos reaccionar ahora 10 g de cloro con otros 10 g de sodio, no obtendremos 20 g de cloruro sódico, sino una cantidad menor, debido a que la relación de combinación entre ambas masas siempre es 1,5 por lo que:

$3 \text{ g de Cl} / 10 \text{ g de Cl} = 2 \text{ g de Na} / x \text{ g de Na} \Rightarrow x = 6,6 \text{ g de Na que reaccionan}$

Si ahora quisiéramos hallar la proporción entre los átomos que se combinan de cloro y sodio para formar cloruro sódico, deberíamos dividir la cantidad de cada elemento entre su masa atómica, de forma que si reaccionan 6 g de Cl con 4 g de Na, como 35,5 g/mol y 23 g/mol son las masas atómicas del cloro y sodio, respectivamente, entonces:

$6 \text{ g} / 35,5 \text{ g/mol} = 0,17 \text{ moles de Cl} ; 4 \text{ g} / 23 \text{ g/mol} = 0,17 \text{ moles de Na}$

Lo que indica que por cada 0,17 moles de cloro reaccionan otros 0,17 moles de sodio para formar el cloruro sódico, o cualquier múltiplo o submúltiplo de esa reacción. Por tanto, 1 átomo de cloro también se combina con 1 átomo de sodio para formar cloruro sódico, luego la fórmula de éste compuesto es NaCl y la proporción entre sus átomos es 1:1.

LEY DE LAS PROPORCIONES MÚLTIPLES O LEY DE DALTON

Las investigaciones posteriores que los químicos realizaron para determinar en qué proporciones se unen los elementos químicos proporcionaron aparentes contradicciones con la ley de Proust, pues en ocasiones los elementos químicos se combinan en más de una proporción. Así, por ejemplo, 1 g de nitrógeno se puede combinar con tres proporciones distintas de oxígeno para proporcionar tres óxidos de nitrógeno diferentes, así:

Compuesto	Masa de N (g)	Masa de O (g)
Dióxido de nitrógeno (NO ₂)	1	2,28
Monóxido de nitrógeno (NO)	1	1,14
Óxido de nitrógeno (N ₂ O)	1	0,57

Fue John Dalton (1776-1844) quien en 1803 generalizó este hecho con numerosos compuestos, observando que cuando dos elementos se combinan entre sí para formar compuestos diferentes, las diferentes masas de uno de ellos que se combina con una masa fija de otro, guardan entre sí una relación de números enteros sencillos. De forma que en nuestro ejemplo:

$2,28 / 1,14 = 2 ; 2,28 / 0,57 = 4 ; 1,14 / 0,57 = 2$

LEY DE LAS PROPORCIONES RECÍPROCAS O LEY DE RICHTER

El siguiente paso es observar si dos o más elementos que se combinan con otro común, guardan alguna relación cuando se combinan entre sí.

Por ejemplo, 2 g de hidrógeno se combinan con 16 g de oxígeno para dar agua. Por otro lado 6 g de carbono reaccionan con 16 g de oxígeno para producir dióxido de carbono. De ello se podría deducir que, si el carbono y el hidrógeno se combinaran entre sí, sus masas deben estar en la relación:

$\text{Masa de carbono/masa de hidrógeno} = 6 / 2 = 3$

Pues bien, existe un compuesto de carbono e hidrógeno, el metano, CH₄, en el que las masas de carbono e hidrógeno están en dicha proporción.

Hidrógeno (2 g) + Oxígeno (16 g) ® Agua

Carbono (6 g) + Oxígeno (16 g) ® Dióxido de carbono

Carbono (6 g) + Hidrógeno (2 g) ® Metano

La generalización de este hecho a otros ejemplos ha llevado a enunciar la ley de las proporciones recíprocas de la siguiente manera: **las masas de los elementos que se combinan con una masa de un tercero, guardan la misma proporción que las masas de los dos cuando se combinan entre sí.**

Esta ley es también conocida como ley de Richter en honor al químico alemán Jeremías Richter (1762-1807), quien en 1792 esbozó dicha ley al estudiar fenómenos de neutralización de ácidos con bases, y, aunque formalmente no enunció la ley, tuvo el mérito de realizar dichas experiencias antes de establecerse las leyes de Proust y de Dalton.

Le y de proporciones constante. Observe el siguiente ejemplo

Experimento	Cloro	Sodio	Cloruro de sodio	División	Constante
1	35	23	58	35/58	0.60
2	70	46	116	70/116	0.60
3	105	69	174	105/174	0.60
4	140	92	232	140/232	0.60
5	175	115	290	175/290	0.60

Experimento	Fe	O ₂	FeO	división	constante
1	56	16	72	56/72	0.77
2	112	32	144	112/144	0.77
3	168	48	216	168/216	0.77
4	224	64	288	224/288	0.77
5	280	80	360	280/360	0.77

Reacciones químicas

El fuego es el resultado de una reacción química llamada combustión. Para que la combustión ocurra se necesita un combustible, que puede ser: madera, petróleo, carbón o algún otro elemento similar que sirva para hacer fuego. También se requiere oxígeno, un gas presente en el aire que respiramos y el calor suficiente para encender el fuego. Si no hay más combustible o se ha acabado el oxígeno o el nivel de calor está muy bajo, entonces el fuego se apaga. Tanto el combustible como el oxígeno y el calor forman parte de los reactantes. La energía que se produce en forma de luz y calor a raíz del fuego, el vapor de agua y otros gases, como el monóxido de carbono, forman parte de los productos de la reacción química.

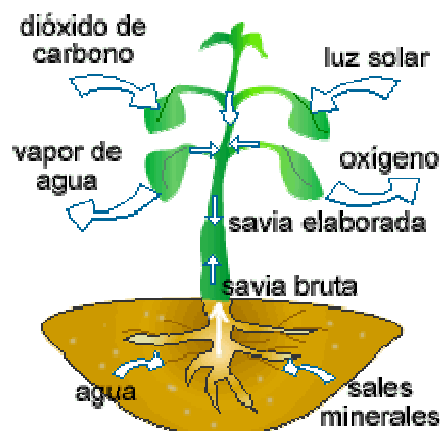
Otra forma de apreciar una reacción química es con el experimento del vinagre. Ahí se puede observar que, cuando cae el bicarbonato de sodio en el vinagre, se produce una reacción química, formándose un gas que infla el globo. El vinagre y el bicarbonato ya no están presentes como tales en la botella.

La química de la fotosíntesis

Una de las más importantes reacciones químicas que se producen en la naturaleza es la fotosíntesis. Por medio de este proceso, las plantas absorben la energía del Sol utilizándola para convertir el agua y el dióxido de carbono en su alimento y también en oxígeno, es decir, en compuestos orgánicos reducidos.

Para esto, es necesaria la participación de la clorofila, contenida en los cloroplastos de las células vegetales. La fotosíntesis se lleva a cabo en dos etapas, llamadas luminoso y oscuro.

Donde más intensamente se desarrolla esta reacción química es en las hojas de las plantas verdes. Y el oxígeno que se libera es aprovechado por nosotros para respirar. De hecho, sin plantas y sin este proceso químico, simplemente nosotros tampoco existiríamos.



El flúor: un asesino

El flúor fue el último de los elementos químicos no metálicos que se preparó en estado libre. Desde que fue descubierto, en 1771, por el químico sueco Carl Wilhelm Scheele, pasaron cien años hasta que el químico francés Henri Moissan lo aisló, en 1886. Durante este período se realizaron numerosas tentativas fallidas para obtenerlo. Entre los que lo intentaron sin conseguirlo hay grandes nombres de la historia de la química, como Michael Faraday, Humphry Davy (descubridor del sodio, potasio, calcio y magnesio) y Joseph Gay-Lussac (descubridor del boro).

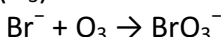
El flúor es un gas de color verde-amarillento, altamente corrosivo y venenoso, de olor penetrante y desagradable. Es el elemento más reactivo de toda la tabla periódica. Se combina directamente, y en general de forma violenta, con la mayoría de los elementos. De ahí que algunos de los científicos que trataron de aislarlo murieran y la mayoría sufriera graves envenenamientos por el flúor y sus compuestos.

En todo caso, este elemento es nocivo siempre y cuando se encuentre en grandes cantidades. En pequeñas porciones, por ejemplo en la pasta de dientes, es benéfico.

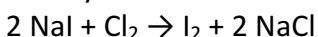
REACCIONES DE OXIDACIÓN REDUCCIÓN

LOS MICROBIOS AL SERVICIO DEL HOMBRE Para la protección del medio ambiente, ahora solo depende de ti. La propia vida es un fenómeno redox. El oxígeno es el mejor oxidante que existe debido a que la molécula es poco reactiva (por su doble enlace) y sin embargo es muy electronegativo, casi como el flúor.

La sustancia más oxidante que existe es el catión KrF^+ porque fácilmente forma Kr y F^+ . Entre otras, existen el KMnO_4 , el Cr_2O_7 , el agua oxigenada (H_2O_2), el ácido nítrico (HNO_3), los hipohalitos y los halatos (por ejemplo el hipoclorito sódico (NaClO) muy oxidante en medio alcalino y el bromato potásico (KBrO_3)). El ozono (O_3) es un oxidante muy enérgico:



El nombre de "oxidación" proviene de que en la mayoría de estas reacciones, la transferencia de electrones se da mediante la adquisición de átomos de oxígeno (cesión de electrones) o viceversa. Sin embargo, la oxidación y la reducción puede darse sin que haya intercambio de oxígeno de por medio, por ejemplo, la oxidación de yoduro de sodio a yodo mediante la reducción de cloro a cloruro de sodio:



Esta puede desglosarse en sus dos semirreacciones correspondientes:

- $2\text{I}^- \rightarrow \text{I}_2 + 2\text{e}^-$
- $\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cl}$

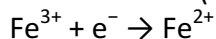
Ejemplo El hierro puede presentar dos formas oxidadas: Óxido ferroso: FeO. Óxido férrico: Fe₂O₃

Reducción

En química, reducción es el proceso electroquímico por el cual un átomo o ion gana electrones. Implica la disminución de su estado de oxidación. Este proceso es contrario al de oxidación.

Cuando un ion o un átomo se reduce: Gana electrones. Actúa como agente oxidante. Es reducido por un agente reductor. Disminuye su estado o número de oxidación.

Ejemplo El ion hierro (III) puede ser reducido a hierro (II):



En química orgánica, la disminución de enlaces de átomos de oxígeno a átomos de carbono o el aumento de enlaces de hidrógeno a átomos de carbono se interpreta como una reducción. Por ejemplo:

- $\text{CH}\equiv\text{CH} + \text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_2=\text{CH}_2$ (el etino se reduce para dar eteno).
- $\text{CH}_3-\text{CHO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_3-\text{CH}_2\text{OH}$ (el etanal se reduce a etanol).

Número de oxidación La cuantificación de un elemento químico puede efectuarse mediante su número de oxidación. Durante el proceso, el número de oxidación del elemento; aumenta. En cambio, durante la reducción, el número de oxidación de la especie que se reduce, disminuye. El número de oxidación es un número entero que representa el número de electrones que un átomo pone en juego cuando forma un enlace determinado.

El número de oxidación:

1. Aumenta si el átomo pierde electrones (el elemento químico que se oxida), o los comparte con un átomo que tenga tendencia a captarlos.
2. Disminuye cuando el átomo gana electrones (el elemento químico que se reduce), o los comparte con un átomo que tenga tendencia a cederlos.

Reglas para asignar el número de oxidación [El número de oxidación de todos los elementos sin combinar es cero. Independientemente de la forma en que se representen.

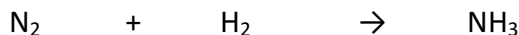
- El número de oxidación de las especies iónicas monoatómicas coincide con la carga del ion.
- El número de oxidación del hidrógeno combinado es +1, excepto en los hidruros metálicos, donde su número de oxidación es -1 (ej: AlH₃, LiH)
- El número de oxidación del oxígeno combinado es -2, excepto en los peróxidos, donde su número de oxidación es -1 (ej.: Na₂O₂, H₂O₂).
- El número de oxidación en los elementos metálicos, cuando están combinados es siempre positivo y numéricamente igual a la carga del ion.
- El número de oxidación de los halógenos en los hidrácidos y sus respectivas sales es -1, en cambio el número de oxidación del azufre en su hidrácido y respectivas sales es -2.
- El número de oxidación de una molécula es cero. O lo que es lo mismo, la suma de los números de oxidación de los átomos de una molécula neutra es cero.
- **BALANCEO DE ECUACIONES** Balancear una ecuación es realmente un procedimiento de ensayo y error, que se fundamenta en la búsqueda de diferentes coeficientes numéricos que hagan que el número de cada tipo de átomos presentes en la reacción química sea el mismo tanto en reactivos como en productos

Hay varios métodos para equilibrar ecuaciones

1. MÉTODO DEL TANTEO O INSPECCIÓN

Este método es utilizado para ecuaciones sencillas y consiste en colocar coeficientes a la izquierda de cada sustancia, hasta tener igual número de átomos tanto en reactantes como en productos.

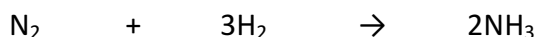
EJEMPLO:



En esta ecuación hay dos átomos de nitrógeno en los reactantes, por tanto se debe colocar coeficiente 2 al NH_3 , para que en los productos quede el mismo número de átomos de dicho elemento.



Al colocar este coeficiente tenemos en el producto seis átomos de hidrógeno; para balancearlos hay que colocar un coeficiente 3 al H_2 reactante



La ecuación ha quedado equilibrada. *El número de átomos de cada elemento es el mismo en reactivos y productos.*

2. MÉTODO DE OXIDO REDUCCIÓN

Para utilizar éste método es necesario tener en cuenta que sustancia gana electrones y cual los pierde, además se requiere manejar los términos que aparecen en la siguiente tabla:

BALANCEO DE ECUACIONES	CAMBIO EN ELECTRONES	CAMBIO DE NÚMERO DE OXIDACIÓN
Oxidación	Perdida	Aumento
Reducción	Ganancia	Disminución
Agente oxidante (sustancia que se reduce)	Gana	Disminuye
Agente reductor (sustancia que se oxida)	Pierde	Aumenta

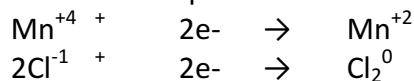
Como los procesos de oxido-reducción son de intercambio de electrones, las ecuaciones químicas estarán igualadas cuando el número de electrones cedidos por el agente oxidante sea igual al recibido por el agente reductor. El número de electrones intercambiados se calcula fácilmente, teniendo en cuenta la variación de los números de oxidación de los elementos.

El mecanismo de igualación por el método de oxido-reducción es el siguiente:

a) Se escribe la ecuación del proceso. Se determina qué compuesto es el oxidante y el reductor, y qué átomos de estos compuestos son los que varían en su número de oxidación.



(b) Se calcula el número de oxidación de cada uno de estos átomos, tanto en su forma oxidada como reducida y se procede a escribir ecuaciones iónicas parciales.



c) Se establecen los coeficientes mínimos del oxidante y del reductor, de tal forma que el número total de electrones ganados y perdidos sea el mismo; para ello multiplicamos en las ecuaciones iónicas el número de electrones por los factores adecuados.

(d) Se asignan como coeficientes de las sustancias afectadas en la ecuación, los factores que se utilizaron para que el número de electrones sea igual.



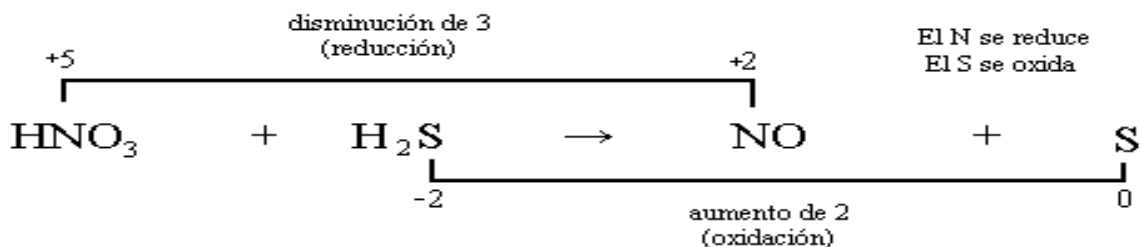
(e) Por último el balanceo se determina por el método de inspección o ensayo y error.



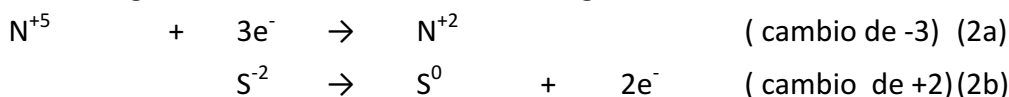
EJEMPLO:

- Balancear la ecuación de oxidación-reducción siguiente por el método de la variación del número de oxidación

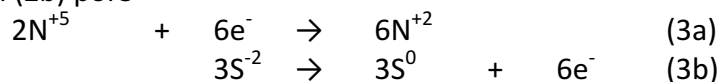
(1) El N sufre una variación en el estado de oxidación de +5 en el NO_3 a +2 en el NO. El S sufre un cambio en el número de oxidación de -2 en H_2S a 0 en S.



(2) El esquema de igualación de electrones es como sigue:



(3) Para que el número de electrones ganados sea igual al de los perdidos, se multiplica la ecuación (2a) por 2, y la ecuación (2b) por 3



(4) Por tanto, el coeficiente del HNO_3 y del NO es 2, y el del H_2S y S es 3. en forma parcial, la ecuación esquemática es la siguiente;



(5) Ajuste de H y O. Los átomos de H de la izquierda en la ecuación (4a) (2 de HNO_3 y 6 del H_2S) deberán formar $4\text{H}_2\text{O}$ en la derecha de la ecuación. la ecuación final será:



ION ELECTRÓN

Los pasos de este método son los siguientes:

a) *Escribir* una ecuación esquemática que incluya aquellos reactivos y productos que contengan elementos que sufren una variación en su estado de oxidación.

b) *Escribir* una ecuación esquemática parcial para el agente oxidante y otra ecuación esquemática parcial para el agente reductor.

c) *Igualar* cada ecuación parcial en cuanto al número de átomos de cada elemento. En soluciones ácidas o neutras puede añadirse H_2O y H^+ para conseguir el balanceo de los átomos de oxígeno e hidrógeno. Por cada átomo de oxígeno en exceso en un miembro de la ecuación, se asegura su igualación agregando un H_2O en el miembro. Luego se emplean H^+ para igualar los hidrógenos. Si la solución es alcalina, puede utilizarse el OH^- . Por cada oxígeno en exceso en un miembro de una ecuación se asegura su igualación añadiendo un H_2O en el mismo miembro y 2OH^- en el otro miembro.

d) *Igualar* cada ecuación parcial en cuanto al número de cargas añadiendo electrones en el primero o segundo miembro de la ecuación.

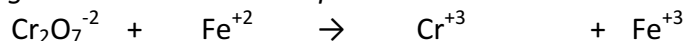
e) *Multiplicar* cada ecuación parcial por los mismos coeficientes para igualar la pérdida y ganancia de electrones.

f) *Sumar* las dos ecuaciones parciales que resultan de estas multiplicaciones. en la ecuación resultante, anular todos los términos comunes de ambos miembros. Todos los electrones deben anularse.

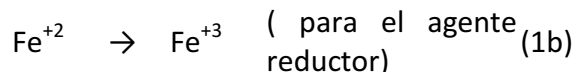
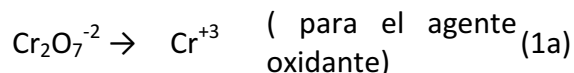
g) *Simplificar* los coeficientes.

EJEMPLO:

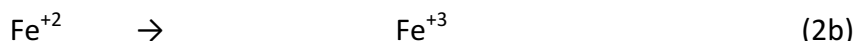
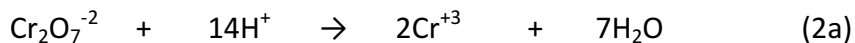
- *Balancear la siguiente ecuación iónica por el método del ion-electrón :*



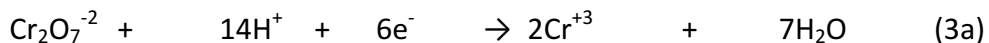
(1) Las ecuaciones esquemáticas parciales son:



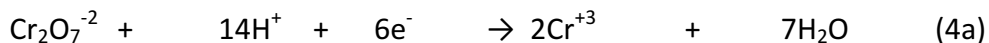
(2) Se efectúa el balanceo de átomos. La semirreacción (1a) exige $7\text{H}_2\text{O}$ en la derecha para igualar los átomos de oxígeno; a continuación 14H^+ a la izquierda para igualar los H^+ . La (1b) está balanceada en sus átomos:



(3) Se efectúa el balanceo de cargas. En la ecuación (2a) la carga neta en el lado izquierdo es $+12$ y en el lado derecho es $+6$; por tanto deben añadirse 6e^- en el lado izquierdo. En la ecuación (2b) se suma 1e^- en el lado derecho para igualar la carga de $+2$ en el lado izquierdo:



(4) Se igualan los electrones ganados y perdidos. Basta con multiplicar la ecuación (3b) por 6:



(5) Se suman las semireacciones (4a) y (4b) y se realiza la simplificación de los electrones:



Ecuaciones Redox

Definición: son reacciones de óxido-reducción (**Redox**) aquellas en la que se produce la oxidación de un elemento y la reducción del otro; produciéndose una **transferencia de electrones** de un átomo a otro, que se deben a los **cambios de valencia** que se producen entre los átomos que reaccionan.

Oxidación: es el proceso por el cual un elemento **cede** (o pierde) **electrones**, produciéndose un **aumento de valencia**.

Reducción: es el proceso por el cual un elemento **captura** (o gana) **electrones**, produciéndose una **disminución de valencia**.

Oxidante: es la **sustancia** o el elemento que al actuar **gana electrones**, oxidándolo al otro y al mismo tiempo **el oxidante se reduce**.

Reductor: es la **sustancia** o el elemento que al actuar **pierde electrones**, reduciéndolo al otro y al mismo tiempo **el reductor se oxida**.

Reglas para resolver una Ecuación Redox

- 1- Los **elementos libres** actúan con valencia cero (**0**).
- 2- Los **metales** actúan con valencias positivas (**+**).
- 3- Los **metaloides** o no metales actúan con valencias negativas (**-**).
- 4- Los **metaloides** combinados con el oxígeno actúan con valencias positivas (**+**).
- 5- El **hidrógeno** actúa con valencia (**+1**).
- 6- El **oxígeno** actúa con valencia (**-2**), excepto en los peróxidos que actúa con valencia (**-1**).
- 7- La valencia de un **elemento compuesto** es siempre cero (**0**); y resulta de sumar la valencia de cada elemento multiplicada por la cantidad de átomos que aporta a la molécula.

Ejemplos:

a) K_2SO_4

$$K: (+1) \cdot 2 = +2$$

$$S: (+6) \cdot 1 = +6 \quad S = 0$$

$$O: (-2) \cdot 4 = -8$$

b) $Al_2(CO_3)_3$

$$Al: (+3) \cdot 2 = +6 \quad S = +6 + 3x - 18 = 0$$

$$C: (+x) \cdot 3 = +3x \quad -12 + 3x = 0$$

$$O: (-2) \cdot 9 = -18 \quad 3x = 12$$

$$x = 4$$

Por tanto, la valencia del **Carbono C** es (**+4**).

c) $K_2Cr_2O_7$

$$K: (+1) \cdot 2 = +2 \quad S = +2 + 2x - 14 = 0$$

$$Cr: (+x) \cdot 2 = +2x \quad -12 + 2x = 0$$

$$O: (-2) \cdot 7 = -14 \quad 2x = 12$$

$$x = 6$$

Por tanto, la valencia del **Cromo Cr** es (**+6**).

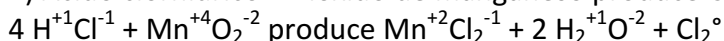
8- Las **reacciones Redox** se efectúan en presencia de agua (medio acuoso o en solución), puesto que de otra manera los reactivos no podrían separarse en sus iones.

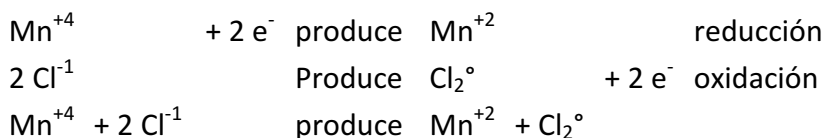
I) Para la obtención de los halógenos como: Cl_2 - Br_2 - I_2 .

Acido hidrácido + Oxidante Produce Sal de los metales + Agua + Halógeno del ácido.

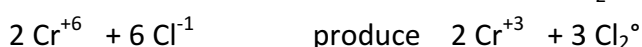
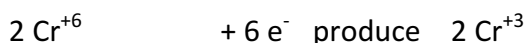
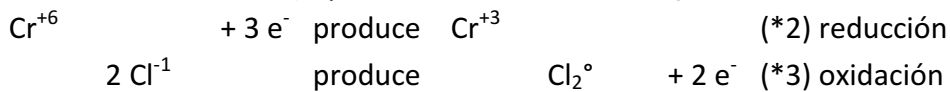
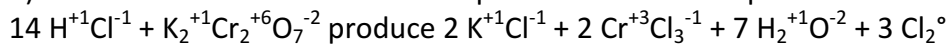


1) Acido clorhídrico + Bióxido de manganeso produce Cloruro de manganeso + Agua + Cloro.

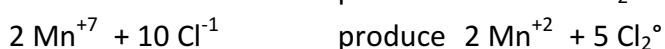
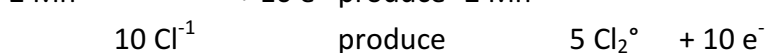
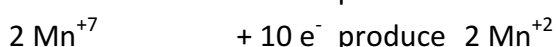
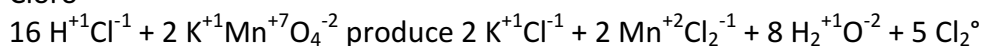




2) Acido clorhídrico + Dicromato de potasio → Cloruro de potasio + Cloruro crómico + Agua + Cloro

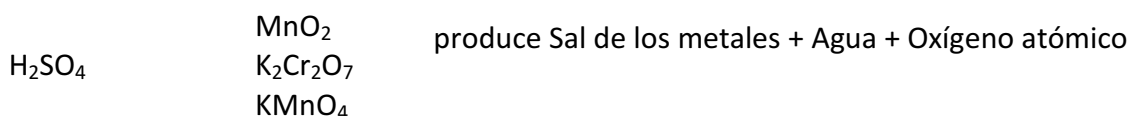


3) Acido clorhídrico + Permanganato de potasio produce Cloruro de potasio + Cloruro manganoso + Agua + Cloro



II) Para la obtención del Oxígeno (O₂).

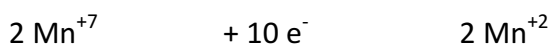
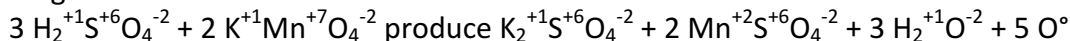
Acido oxoácido + Oxidante



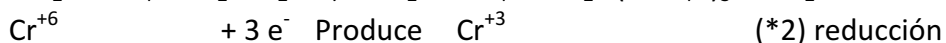
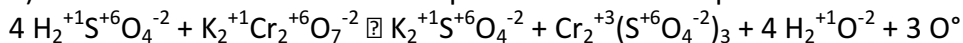
1) Acido sulfúrico + Bióxido de manganeso produce Sulfato manganoso + Agua + Oxígeno atómico.

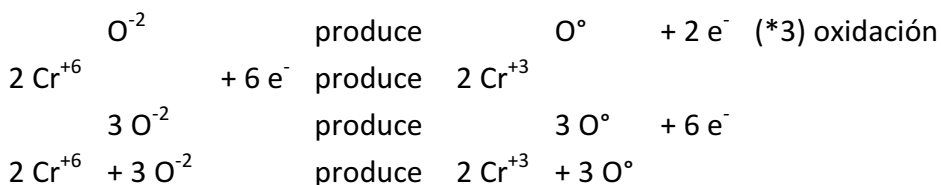


2) Acido sulfúrico + Permanganato de potasio produce Sulfato de potasio + Sulfato de manganeso + Agua + Oxígeno atómico



3) Acido sulfúrico + Dicromato de potasio → Sulfato de potasio + Sulfato crómico + Agua + Oxígeno atómico

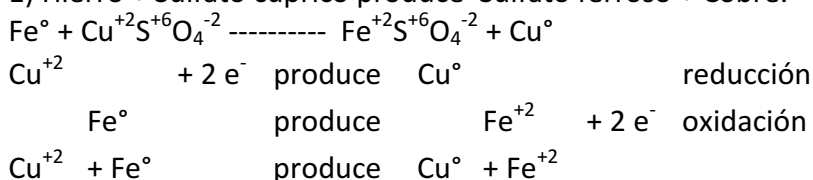




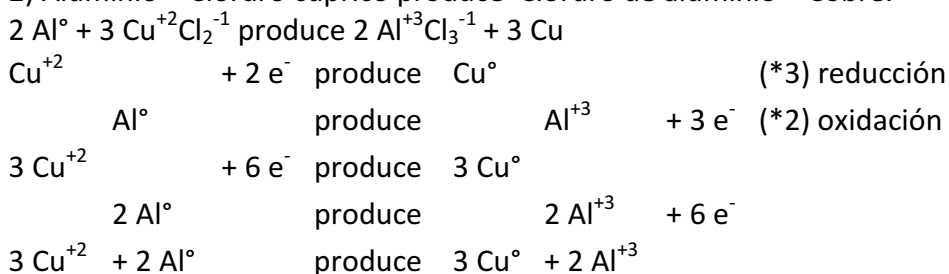
III) Otros tipos de reacciones REDOX son:

A: Metal₁ + Sal₁ ----- Sal₂ + Metal₂

1) Hierro + Sulfato cúprico produce Sulfato ferroso + Cobre.

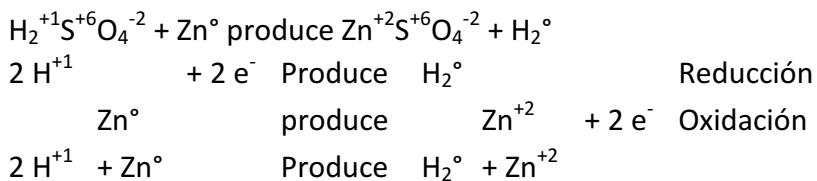


2) Aluminio + Cloruro cúprico produce Cloruro de aluminio + Cobre.

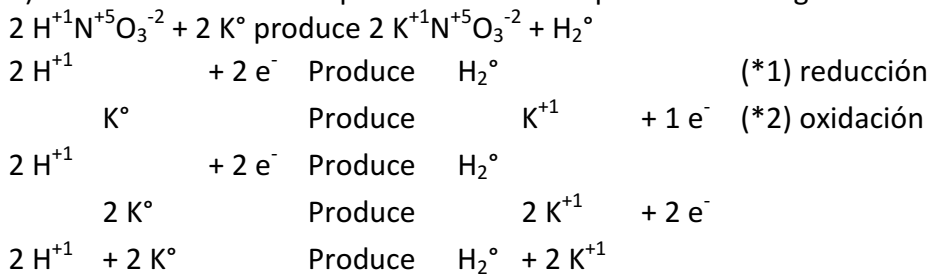


B: Metal + Acido Produce Sal + Hidrógeno molecular

1) Acido sulfúrico + Zinc produce Sulfato de zinc + Hidrógeno.



2) Acido nítrico + Potasio produce Nitrato de potasio + Hidrógeno.



AGRURAS Y ANTIACIDOS

AGRURAS

Llamamos agruras a dos tipos de molestias: la sensación de acidez o fuego que sube desde el estómago y se estaciona detrás del esternón (pirosis), y el ascenso involuntario y sin esfuerzo de un líquido agrio o del alimento recién ingerido (regurgitación). Ambos implican un mismo fenómeno, la incapacidad de la válvula ubicada entre el esófago y el estómago (esfínter esofágico inferior) para detener el contenido del estómago, y evitar su regreso a la parte superior del tracto digestivo.



INDIGESTION O ACIDES ESTOMACAL

Este es otro problema médico muy común que afecta a mucha gente en nuestra comunidad. La sensación de acidez estomacal, la incomodidad de ardor, irritación o dolor del pecho, la incomodidad del estómago y la dificultad de digerir los alimentos (Empacho). Todos estos síntomas usualmente son debido al problema conocido como "Heart Burn" o "Acid Reflux".

El problema puede ser muy sencillo como una irritación pequeña en el Esófago o algo más serio como problemas con la vesícula, el páncreas, la diabetes, la tiroides, problemas cardiacos o inclusive ciertos tipos de cáncer.

ANTIACIDOS

Un antiácido es una sustancia, generalmente una base (medio alcalino), que actúa en contra de la acidez estomacal (ácidos generados por las glándulas parietales). En otras palabras, el antiácido alcaliniza el estómago aumentando el pH. Los antiácidos más antiguos y conocidos son el bicarbonato sódico (NaHCO_3), el carbonato cálcico (CaCO_3) y el hidróxido de magnesio ($\text{Mg}(\text{OH})_2$) o aluminio ($\text{Al}(\text{OH})_3$). Otros tipos de antiácidos son: las sustancias citoprotectoras, los antagonistas de receptores de H_2 y los inhibidores de la bomba de protones

Antiácidos sistémicos - Al reaccionar los antiácidos con el ácido clorhídrico del estómago forman una sal que no se llega a absorber y poseen además una acción más lenta y prolongada, sin efecto rebote alguno. Entre los antiácidos incluidos en esta categoría se puede encontrar: las sales de magnesio, de aluminio y de calcio.

No sistémicos - En este caso el antiácido al reaccionar con los ácidos del estómago (ácido clorhídrico), una porción de la sal se absorbe en las paredes del estómago. Por regla general poseen una acción potente y más rápida que los anteriores, pero con efectos transitorios. Entre este tipo de antiácidos se encuentra el hidróxido de magnesio y el hidrógeno-carbonato de sodio.

Los antiácidos constituyen un grupo de medicamentos que son utilizados para neutralizar el jugo gástrico (contiene, entre otras sustancias, ácido clorhídrico).

Un adulto produce entre dos a tres litros de jugo gástrico diariamente. El jugo gástrico es un fluido digestivo delgado y ácido secretado por membranas mucosas que envuelven el estómago. Cuando se segrega un exceso de jugo gástrico se puede inducir la formación de una ulcera en el estómago. Una manera de combatir el exceso de jugo gástrico, que produce acidez estomacal, son los antiácidos.

POLANTAC

Existe un grupo de medicamentos indicados para el control de la acidez, estos son conocidos como antiácidos, cuya función es neutralizar la acidez. El problema de los antiácidos es que a causa de la cantidad necesaria para producir esta neutralización pueden interferir con la absorción de muchos medicamentos e inclusive con elementos esenciales de la dieta como el Hierro, por esto a la hora de necesitar un antiácido deberá seleccionarse alguno como POLANTAC® en tabletas, ya que por su composición y su sistema de liberación, permite la neutralización del contenido gástrico durante un período de tiempo más prolongado, necesitándose dosis más reducidas de las requeridas cuando se administran otros antiácidos

SAL DE UVAS

Polvo

Fórmula:

Carbonato ácido de sodio 2.4850 g

Acido tartárico (derivado de la uva) 0.2165 g

Acido cítrico 1.9485 g

Excipiente c.b.p. 5.0000 g

INDICACIONES TERAPEUTICAS

Alivia el dolor de cabeza y las agruras o malestar estomacal por exceso de comida o bebida.

LECHE DE MAGNESIA

Componente activo: hidróxido de magnesio, 400 mg por cucharita, Debido a que actúa como laxante y antiácido, es suave para el estómago pero le brinda el alivio completo.

SUSPENSIÓN ANTIACIDA

Droga: Aluminio, hidróxido-Magnesio, hidróxido

Composición: 5 ml (1 dosis) contienen: Hidróxido de Magnesio 300 mg; Hidróxido de Aluminio 600 mg.

Acción Terapéutica: antiácido

Posología: 1 ó 2 cucharadas de té, 20 minutos a 1 hora después de las comidas y al acostarse. En la úlcera péptica, pueden usarse dosis más elevadas, bajo supervisión del médico

TABLETAS EFERVECENTES

Descripción: Las tabletas efervescentes Eciclean contienen oxígeno bioactivo y sustancias detergentes que permiten una profunda limpieza y desinfección de prótesis dentales y aparatos de ortodoncia. Su efecto bactericida y fungicida ayuda a prevenir el desarrollo de enfermedades y el mal olor (halitosis) causados por la presencia de gérmenes en las prótesis dentales, aparatos de ortodoncia removibles y planos de relajación. El tiempo mínimo que requieren las tabletas para una limpieza eficaz se indica mediante el viraje de color de la solución de azul a incoloro

Con frecuencia hablamos del “efecto invernadero”, pero ¿en qué consiste?

El efecto invernadero es la consecuencia lógica e indeseada de la cantidad de gases contaminantes que diariamente se emiten a la atmósfera.

La emisión de gases contaminantes a la atmósfera **se origina por** diversas causas, las principales son: **la industria** en general, las **centrales térmicas**, la **quema incontrolada de basuras** y **los motores de los vehículos**.

Nos vamos a referir a la emisión de gases contaminantes que causan los millones de vehículos que diariamente circulan por todo el mundo.

Es vital que los millones de vehículos que diariamente circulan por todo el mundo contaminen lo menos posible para que el aire que respiramos esté libre de contaminación.

Los motores de los vehículos **convierten la energía térmica producida por la combustión del carburante** (gasolina, gasóleo, etc) **en energía cinética**, es decir, en movimiento.

No olvidemos que el motor de un vehículo es lo más parecido a un horno, donde se quema carburante (energía térmica) cuya combustión pone en movimiento el vehículo (energía cinética).

Es fundamental que los motores estén siempre en buen estado de mantenimiento para que la combustión sea lo más perfecta posible y para que sus emisiones contaminantes sean las menores posibles.

La combustión del carburante a altas temperaturas en el interior de los motores resulta muy perjudicial para el medio ambiente, produciéndose diversos gases contaminantes que se expulsan a la atmósfera por el tubo de escape.

El principal gas contaminante **que expulsan los motores es el dióxido de carbono o CO₂**, así como otras diversas partículas contaminantes fruto de las combustiones del carburante también muy perjudiciales y tóxicas para el hombre y para el medio ambiente.

Si la combustión es perfecta la expulsión de gases es menos contaminante que si la combustión es “imperfecta” (debida en general al mal estado del motor), produciéndose así una mayor emisión de gases y de partículas contaminantes.

Los millones de motores que diariamente circulan por todo el mundo emiten a la atmósfera millones de toneladas de gases contaminantes, principalmente CO₂, que se acumulan en la estratosfera produciéndose así el denominado “efecto invernadero”, una especie de lente contaminante que favorece el calentamiento del

Cada conductor debe procurar de que su vehículo contamine lo menos posible, pero ¿qué podemos hacer?

Muy sencillo: primero, tener siempre **el vehículo en perfecto** estado de **mantenimiento**; segundo, utilizar el vehículo solo cuando es necesario; tercero, **circular siempre de forma ecológica**; cuarto, **utilizar siempre productos** de alta calidad y **respetuosos con el medio ambiente** como, por ejemplo, es el aditivo con grafito para gasóleo **Marly C2i-Diesel**: sus ventajas son las siguientes:

Facilita el arranque del motor en frío (causante del 80% del desgaste del motor). **Limpia y lubrica el circuito de alimentación** (inyectores y bomba de inyección). **Limpia y lubrica el sistema de combustión** (válvulas, segmentos, pistones y cámaras de combustión). **Reduce el consumo de carburante** (de -5% a -8%). Reduce la contaminación (hasta -60%) y protege el medio ambiente.

En nuestras manos está tomar pequeñas decisiones que son muy eficaces para la protección del medio ambiente, ahora solo depende de ti.

EVALUACIÓN DE LA UNIDAD

1. Qué entendemos por una reacción química?
2. Qué características presenta una reacción química?
3. Como representamos una reacción química?
4. Como se manifiestan las reacciones químicas?
5. Cuando una reacción química forma precipitado?
6. Cuando una reacción química forma gases?
7. Cuando una reacción química cambia de color y olor?
8. Como se clasifican las reacciones químicas por el número de sustancias reaccionantes?

9. Cuando una reacción química es de combinación? Haga ejemplos
10. Cuando una reacción química es de descomposición? Haga ejemplos
11. Cuando una reacción química es desplazamiento? Haga ejemplos
12. Cuando una reacción química es de doble desplazamiento? Haga ejemplos
13. Como se clasifica las reacciones químicas por el desprendimiento y absorción de calor?
14. Cuando una reacción química es exotérmica? Haga ejemplos
15. Cuando una reacción química es endotérmica? Haga ejemplos
16. Cuáles son los factores que afectan la velocidad de una reacción química?
17. Como afecta la naturaleza del soluto y del solvente a la velocidad de una reacción química?
18. Como influye la concentración de un reactivo en la velocidad de una reacción química?
19. Como interviene la temperatura en la velocidad de una reacción química?
20. Como afecta la superficie de contacto en la velocidad de una reacción química?
21. Como determina la presión en la velocidad de una reacción química?
22. Como influye los catalizadores en la velocidad de una reacción química?
23. En qué consiste la ley de conservación de la masa?
24. Haga tres ejemplos de la ley de conservación de la masa
25. En que consiste la ley de las proporciones constante?
26. Haga tres ejemplos de la ley de proporciones constante
27. En qué consiste la ley de combinación química o definida?
28. Haga tres ejemplos de la ley de combinación química o definida

29. Complete el siguiente cuadro aplicando leyes química

Experimento	Mn	Br ₂	MnBr ₇	división	constante
1					
2					
3					
4					
5					

Experimento	Sn	I ₂	SnI ₄	división	constante
1					
2					
3					
4					
5					

Experimento	Se	O ₂	SeO	división	constante
1					
2					
3					
4					
5					

Resuelve e iguala las siguientes ecuaciones por REDOX (Los números impares)

- 1) Acido clorhídrico + Hierro forma Cloruro ferroso + Hidrógeno.

- 2) Nitrato de plata + Hierro forma Nitrato ferroso + Plata.
- 3) Sulfato cúprico + Aluminio produce Sulfato de aluminio + Cobre.
- 4) Acido nítrico + Potasio produce Nitrato de potasio + Hidrógeno.
- 5) Sulfato cúprico + Hierro produce Sulfato ferroso + Cobre.
- 6) Acido sulfúrico + Calcio produce Sulfato de calcio + Hidrógeno.
- 7) Nitrato plumboso + Zinc produce Nitrato de zinc + Plomo.
- 8) Acido bromhídrico + Zinc produce Bromuro de zinc + Hidrógeno.
- 9) Cloruro cúprico + Aluminio produce Cloruro de aluminio + Cobre.
- 10) Sulfato de magnesio + Sodio produce Sulfato de sodio + Magnesio.
- 11) Acido sulfúrico + Zinc produce Sulfato de zinc + Hidrógeno.
- 12) Acido nítrico + Cobre produce Nitrato cúprico + Oxido nítrico + Agua.
- 13) Acido sulfúrico + Permanganato de potasio produce Sulfato de potasio + Sulfato de manganeso + Agua + Oxígeno naciente
- 14) Acido nítrico + Plata produce Nitrato de plata + Bióxido de nitrógeno + Agua.
- 15) Nitrato de potasio + Monóxido de carbono produce Anhídrido carbónico + Bióxido de nitrógeno + Oxido de potasio
- 16) Acido sulfúrico + Dicromato de potasio produce Sulfato de potasio + Sulfato crómico + Agua + Oxígeno naciente
- 17) Acido clorhídrico + Bióxido de manganeso produce Cloruro de manganeso + Agua + Cloro.
- 18) Acido sulfúrico + Plata produce Sulfato de plata + Anhídrido sulfuroso + Agua.
- 19) Acido nítrico + Fósforo naciente + Agua → Acido fosfórico + Oxido de nitrógeno.
- 20) Acido nítrico + Acido fluorhídrico produce Oxido de nitrógeno + Flúor + Agua.
- 21) Acido sulfúrico + Bióxido de manganeso produce Sulfato manganoso + Agua + Oxígeno naciente.
- 22) Acido clorhídrico + Permanganato de potasio produce Cloruro de potasio + Cloruro manganoso + Agua + Cloro
- 23) Acido bromhídrico + Permanganato de potasio produce Bromuro de potasio + Bromuro manganoso + Agua + Bromo.
- 24) Acido clorhídrico + Dicromato de potasio produce Cloruro de potasio + Cloruro crómico + Agua + Cloro
- 25) Carbonato de magnesio + Sodio produce Carbonato de sodio + Magnesio.
- 26) Ioduro cúprico + Bario produce Ioduro de bario + Cobre.
- 27) Acido iodhídrico + Dicromato de potasio produce Ioduro de potasio + Ioduro crómico + Agua + Iodo
- 28) Acido bromhídrico + Bióxido de manganeso produce Bromuro manganoso + Agua + Bromo
- 29) Carbonato de zinc + Potasio produce Carbonato de potasio + Zinc.
- 30) Acido bromhídrico + Hierro produce Bromuro ferroso + Hidrógeno.
- 31) Acido nítrico + Potasio produce Nitrato de potasio + Hidrógeno.
- 32) Acido iodhídrico + Bióxido de manganeso produce Ioduro manganoso + Agua + Iodo.
- 33) Acido bromhídrico + Dicromato de potasio produce Bromuro de potasio + Bromuro crómico + Agua + Bromo.

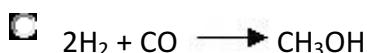
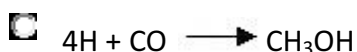
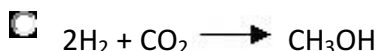
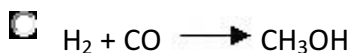
De la misma forma resolver las siguientes ecuaciones REDOX:

1. Acido bromhídrico + Bióxido de manganeso produce Bromuro manganoso + Agua + Bromo.
2. Acido bromhídrico + Permanganato de potasio produce Bromuro de potasio + Bromuro manganoso + Agua + Bromo

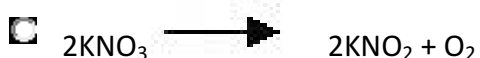
3. Acido bromhídrico + Dicromato de potasio produce Bromuro de potasio + Bromuro crómico + Agua + Cloro
4. Acido iodhídrico + Permanganato de potasio produce Ioduro de potasio + Ioduro manganoso + Agua + Iodo.
5. Acido iodhídrico + Bióxido de manganeso produce Ioduro manganoso + Agua + Iodo.
6. Acido iodhídrico + Dicromato de potasio produce Ioduro de potasio + Ioduro crómico + Agua + Iodo.

Convierta lo siguiente en una ecuación química balanceada:

1. Hidrógeno gaseoso reacciona con monóxido de carbono para formar metanol, CH₃OH.

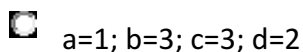
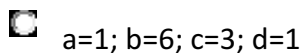
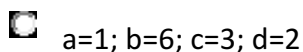
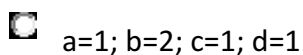


2. Escriba la ecuación balanceada de la reacción que se produce cuando se calienta nitrato de potasio sólido y éste se descompone para formar nitrito de potasio sólido y oxígeno gaseoso.

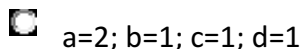
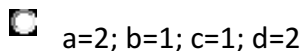
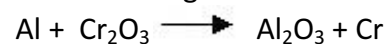


Balancee la siguiente ecuación:

3. $Mg_3N_2 + H_2O \longrightarrow Mg(OH)_2 + NH_3$



4. Balancee la siguiente ecuación:



$a=4; b=2; c=2; d=4$

$a=1; b=1; c=1; d=2$

Balacee la siguiente ecuación e indique si se trata de una reacción de combustión, de combinación o de descomposición:

5.



$a=6; b=1; c=2$; reacción de descomposición

$a=6; b=1; c=2$; reacción de combinación

$a=1; b=1; c=3$; reacción de descomposición

$a=6; b=1; c=2$; reacción de combustión

Balacee la siguiente ecuación:

6.



$a=2; b=19; c=12; d=14$

$a=1; b=9; c=6; d=7$

$a=1; b=19/2; c=6; d=7$

$a=2; b=18; c=12; d=14$

¿Cuál es el coeficiente del HCl cuando la ecuación siguiente está balanceada correctamente?

7.



1

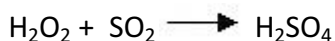
4

3

2

Balacee la siguiente ecuación e indique si se trata de una reacción de combustión, de combinación o de descomposición.

8.



$a=1; b=1; c=1$; reacción de descomposición

$a=1; b=1; c=1$; reacción de combinación

$a=2; b=1; c=1$; reacción de descomposición

a=2; b=1; c=1; reacción de combinación

9. Balancee la siguiente ecuación:
 "a" B₁₀H₁₈ + "b" O₂ → "c" B₂O₃ + "d" H₂O

a=1; b=7; c=5; d=9

a=1; b=19; c=10; d=9

a=1; b=12; c=5; d=9

a=1; b=9; c=5; d=9

10. Los coeficientes que se necesitan para balancear correctamente la ecuación siguiente son:



1, 1, 1, 1

2, 3, 1, 6

2, 1, 3, 2

4, 6, 3, 2

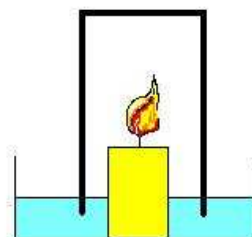
Experimentos

Reacciones de combustión

En este experimento vamos a estudiar la combustión de una vela y vamos a ver cómo es necesaria la presencia de oxígeno para la combustión y cómo este oxígeno se consume en el proceso. Se trata de un experimento muy famoso que realizó Lavoisier en la segunda mitad del siglo XVIII.

Material que vas a necesitar:

- Un plato hondo
- Un vaso (preferiblemente estrecho)
- Una vela (en algunos sitios se conoce por candela)



¿Cómo realizamos el experimento?

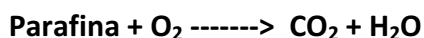
En primer lugar vas a colocar el plato encima de una mesa lleno con bastante agua. No ce falta que esté lleno hasta el borde.

- Dentro del agua coloca una vela que se mantenga derecha.
- Enciende la vela y observa cómo arde.
- Tapa todo el conjunto con el vaso y observa lo que ocurre.

Verás como la vela poco a poco va dejando de arder hasta que se extingue la llama. A la vez observa cómo el nivel del agua va subiendo en el interior del vaso.

¿Por qué ocurre esto?

Cuando arde una vela tiene lugar una reacción de combustión. Lo que arde realmente no es la mecha que sale de ella, sino la cera o parafina de la que está hecha. Con el calor la parafina primero funde y luego se evapora. La parafina en forma gaseosa y en contacto con el oxígeno del aire experimenta una reacción química en la que se desprende mucha energía (en forma de calor y luz) el resultado es la llama. La reacción química que tiene lugar es:



Observa que en la reacción intervienen dos sustancias de partida la parafina (inicialmente sólida) y el oxígeno contenido en el aire (un gas), son los reactivos. A partir de ellos se obtienen dos sustancias totalmente diferentes el dióxido de carbono (un gas) y agua (también en estado gaseoso), son los productos. Si te fijas bien, verás que en paredes del vaso se empañan, incluso se forman una gotitas de agua. Lo que está ocurriendo es que el vapor de agua, en contacto con las paredes frías, se condensa.

La pregunta ahora es: ¿por qué sube el nivel del agua en el interior del vaso?. **Puedes intentar responderla tu mismo antes de leer la respuesta en el párrafo siguiente.**

En la reacción se consume un gas, el oxígeno que forma parte del aire, pero se forma otro, el dióxido de carbono obtenido en toda combustión. Resulta que el volumen de dióxido de carbono producido es más pequeño que el volumen de oxígeno que se consume. El resultado es que en el interior del vaso el volumen de gas final es menor que el inicial. Eso hace que disminuya la presión en el interior y, por ello, sube el agua hasta que la presión interior es igual a la exterior.

Reacciones químicas:

reacción con desprendimiento de gases (PR-9)

En esta experiencia vamos a estudiar, utilizando sustancias que puedes encontrar fácilmente en casa, una reacción química en la que se desprenden gases.

Material que vas a necesitar:

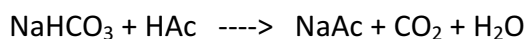
- Un vaso

- Una cucharilla
- Bicarbonato del que se vende en las farmacias
- Vinagre
- Limón

¿Qué vamos a ver?

En la experiencia vamos a ver cómo reacciona el bicarbonato de sodio (NaHCO_3) con sustancias que tienen un carácter ácido. Podrás ver cómo se descompone el bicarbonato y se desprende un gas, el dióxido de carbono. Esto ocurre porque el vinagre y el zumo de limón son sustancias que llevan disueltos ácidos: ácido acético, en el caso del vinagre, y ácido cítrico, en el caso del limón.

La reacción química que tiene lugar es la siguiente:



Los productos que se obtienen son: una sal (NaAc) que queda disuelta en el agua (H_2O) y dióxido de carbono (CO_2) que al ser un gas burbujea a través del líquido.

¿Qué debes hacer?

Experimento 1

- En el fondo de un vaso, o en un plato, coloca un poco de bicarbonato de sodio en polvo.
- Deja caer sobre él unas gotas de vinagre. ¿Qué ocurre? Observa el efecto del gas que se desprende.
- Repite la experiencia utilizando zumo de limón en vez de vinagre.
- Haz otros experimentos para ver si el bicarbonato reacciona con otras bebidas ácidas (por ejemplo, zumo de naranja, zumo de manzana, refresco de cola, etc.).

Experimento 2

- Prepara una disolución con 1 cucharadita de bicarbonato en medio vaso de agua.
- Utiliza una parte de la disolución para ver cómo reacciona con el vinagre y otra para el zumo de limón.
- Repite la experiencia con disoluciones más concentradas de bicarbonato (2, 3 cucharaditas, etc.) y compara los resultados obtenidos con los del caso anterior. ¿Observas diferencias? ¿Cuáles?

Sigue experimentando

Ahora podemos intentar recoger el gas (dióxido de carbono) que hemos obtenido. Para ello vamos a repetir el experimento 2 utilizando una botella, en vez de un vaso, y un globo.

- Pon vinagre en una botella.

- En un globo pon una cucharadita de bicarbonato.
- Sujeta el globo en la boca de la botella, con cuidado para que no caiga el bicarbonato. Ya tenemos preparado el experimento.
- Levanta el globo y deja caer el bicarbonato sobre el vinagre. Observa como según se va desprendiendo el dióxido de carbono el globo se va hinchando.

Puedes probar con distintas cantidades de reactivos (vinagre y bicarbonato) y ver cómo varía la presión del gas en el globo.

Reacciones químicas: reacción de precipitación

En química se llama precipitado a una sustancia sólida que se forma en el interior de una disolución. En esta experiencia vamos a ver cómo a partir de una reacción química obtenemos un precipitado.

Material que vas a necesitar:

- Vaso pequeño o copa
- Un papel de filtro (de los que se utilizan para el café)
- Leche
- Refresco de cola
- Agua tónica
- Vinagre
- Limón

¿Qué vamos a ver?

En este experimento vamos a obtener precipitados a partir de productos caseros. En realidad, vamos a observar cómo la caseína (proteína contenida en la leche) precipita en un medio ácido.

La leche es una mezcla de proteínas, lípidos y glúcidos en un medio acuoso. Entre las proteínas disueltas en la leche, la más importante es la caseína. Cuando esta proteína se encuentra en un medio ácido se produce su desnaturalización, tiene lugar una reacción química que altera su estructura, y deja de ser soluble en agua lo que provoca que precipite.

En el experimento vamos a ver cómo al poner la leche en contacto con diversos medios ácidos se produce la precipitación de la caseína.

¿Qué debes hacer?

Experimento 1

- Pon un poco de leche en una copa o en un vaso pequeño
- Añade unas gotas de vinagre. Observa bien lo que ocurre.

- Deja el vaso con su contenido en reposo durante un tiempo. ¿Qué observas?
- Separa ahora el sólido del líquido utilizando un filtro (también sirve un trapo o un pañuelo). ¿Qué observas? ¿Qué propiedades tiene el sólido obtenido?

Experimento 2

- Repite la experiencia anterior haciendo reaccionar la leche con otras sustancias: refresco de cola, agua tónica, zumos, etc.
- Sigue investigando.

Sigue experimentando

Puedes seguir investigando otras sustancias que tengan la propiedad de hacer precipitar la caseína de la leche.

¿Es posible hacer arder el azúcar?

Para esta experiencia vamos a necesitar un buen terrón de azúcar y unas pinzas o una cucharilla que nos ayude a sujetarlo (es preferible que sea vieja y ya no sirva, por si se estropea). Por último nos va a hacer falta que haya un cigarrillo cerca (ya usado y consumido).

Coge el terrón de azúcar con las pinzas y acércale la llama de un mechero. Intenta hacerlo arder.

¿Qué ocurre? ¿Lo consigues? Parece un poco difícil.

Como verás el azúcar no arde. Antes de alcanzar la temperatura de ignición funde y se tuesta, se forma caramelo, pero sin conseguir que prenda.

¿Qué podemos hacer para conseguir que arda?

Pues es muy sencillo. Si impregnamos la superficie del terrón de azúcar con un poco de ceniza de un cigarrillo y ahora volvemos a acercar la llama del mechero, podemos observar que el azúcar comienza a arder enseguida y se mantiene la llama (pequeña, pero llama al fin y al cabo).

¿Cómo podemos explicar esto?

La ceniza del cigarrillo al entrar en contacto con el azúcar se comporta como un catalizador y hace que la temperatura necesaria para que comience la reacción de combustión del azúcar con el oxígeno del aire sea más pequeña. De esta forma se consigue que el azúcar comience a arder a una temperatura inferior a la que comienza a fundir.

EXPERIMENTO

Volcán Casero con bicarbonato de sodio y vinagre



Hoy les voy a mostrar un **experimento** que es muy divertido. Consta de **cómo hacer un volcán casero fácil** y en casa.

Materiales:

Botella 1/2 litro de plástico

Embudo

Detergente

Bicarbonato de sodio

Vinagre

Procedimiento:

Lo que vamos a hacer primero es colocar dentro de la botella y con la ayuda de embudo, unas dos cucharadas soperas de bicarbonato de sodio. Luego, toma una taza de té y coloca la mitad de vinagre, y le agregas bastante detergente. Si te ayudas con la cuchara soperas, agrégale dos o tres cucharadas.

Ahora, tienes que volcar el contenido de la taza dentro de la botella, también con la ayuda del embudo. Asegúrate de estar en un lugar donde no importe derramar vinagre, porque tu volcán hará erupción!!

Cuando mezclas todo dentro de la botella, ocurre una reacción química. **El bicarbonato de sodio reacciona con el ácido acético que contiene el vinagre**, de lo cual se desprende dióxido de carbono en estado gaseoso. Esto genera un burbujeo en el líquido, que gracias al agregado de detergente, se crea una espuma que es la que comienza a salir por la parte superior de la botella

¿De qué factores depende la velocidad de los cambios químicos?

Materiales

Tubos de ensayo.
 Gradillas.
 Calefactor/agitador magnético.
 Matraces Erlenmeyer.
 Espátulas.
 Probetas.
 Diversos productos químicos.



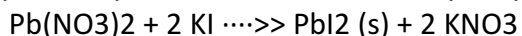
Fundamento científico

Los cambios químicos pueden producirse a diferentes velocidades. Como las reacciones químicas tienen numerosas aplicaciones, la velocidad con que transcurren es importantísima. El estudio de la velocidad de las reacciones químicas constituye la cinética química. La velocidad de las reacciones químicas depende de cuatro factores: el estado de división de los reactivos, la concentración de los reactivos, la temperatura y la adición de catalizadores.

Desarrollo

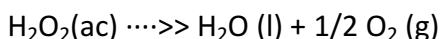
Se llevan a cabo cuatro experimentos químicos que ponen de manifiesto la dependencia de la velocidad de una reacción química en función de:

El estado de agregación de los reactivos. Reacción entre el nitrato de plomo (II) y yoduro de potasio, primero en estado sólido y después en disolución.

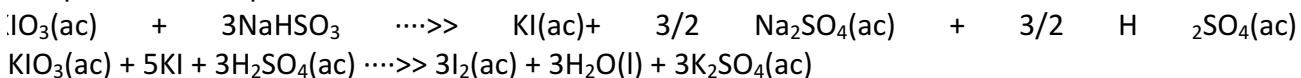


La aparición del yoduro de plomo (II), sólido amarillo insoluble en agua, determina el final de la reacción.

La adición de catalizadores. Reacción de descomposición del peróxido de hidrógeno en presencia de cuatro catalizadores diferentes (dióxido de manganeso, trióxido de dihierro, patata e hígado). La adición de detergente líquido, que asciende por las cuatro probetas a diferente velocidad, permite visualizar las diferentes velocidades de reacción.



a concentración de los reactivos. Reacción redox entre yodato de potasio e hidrogenosulfito de sodio. En exceso del primer reactivo, y cuando se ha consumido el segundo, se forma yodo, que se identifica por el color anaranjado que aparece debido a la presencia del ion triyoduro. Se realizan dos experiencias. En una de ellas se diluye a la mitad la concentración de yodato de potasio y se comparan los tiempos de reacción.



La temperatura. La misma reacción anterior se realiza aumentando la temperatura, sin variar la concentración de los reactivos, observando la diferencia de tiempo en la aparición del color anaranjado que indica el final de la reacción.

III UNIDAD ESTEQUIOMETRÍA O CÁLCULOS QUÍMICOS

INTRODUCCIÓN

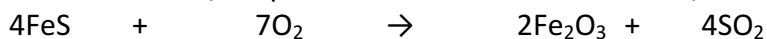
La estequiometría se refiere a las cantidades de reaccionantes y productos comprendidos en las reacciones químicas. Para una reacción hipotética;



Surgen preguntas como estas ¿Cuanto se necesita de A para que reaccione con x gramos de B? ¿Cuánto se producirá de C en la reacción de A con x gramos de B? ¿Cuanto se producirá de B junto con Y gramos de C?. Las cantidades químicas es decir, el "**cuanto**" de las preguntas anteriores se pueden medir de diferentes maneras. Los sólidos generalmente se miden en gramos, los líquidos en mililitros y los gases en litros. Todas estas unidades de cantidad se pueden expresar también en otra unidad, el "mol".

- **FACTORES QUÍMICOS DE CONVERSIÓN**

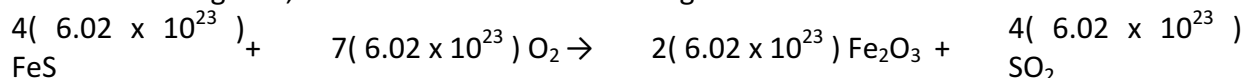
La razón de dos cantidades cualesquiera en la ecuación balanceada nos da el "**factor químico**" de conversión, que permite pasar de las moléculas de una sustancia al número equivalente de moléculas de otras sustancia implicada en la reacción, a a partir de la ecuación balanceada;



Se puede escribir los siguientes factores químicos de conversión

$$\left(\frac{4 \text{ moléculas FeS}}{7 \text{ moléculas O}_2} \right) \left(\frac{4 \text{ moléculas FeS}}{2 \text{ moléculas Fe}_2\text{O}_3} \right) \left(\frac{7 \text{ moléculas O}_2}{4 \text{ moléculas SO}_2} \right) \text{ etc.}$$

De la misma manera como las fórmulas pueden interpretarse directamente en términos de moles o de moléculas. Para demostrar esto, multiplíquese cada término en ambos miembros de la ecuación anterior por el número de Avogadro, 6.02×10^{23} . Esto no altera la igualdad. la ecuación resultante es:



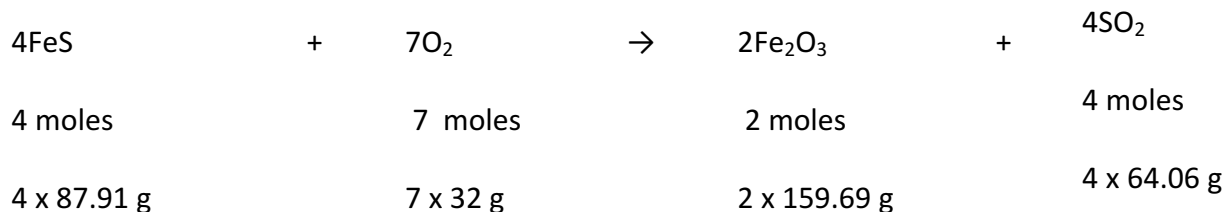
Observe que 6.02×10^{23} moléculas de una sustancia son exactamente 1 mol de esa sustancia. Así se puede sustituir este número por su equivalente en moles y la ecuación se convierte en :

$$\left(\frac{4 \text{ moles FeS}}{7 \text{ moles O}_2} \right) \left(\frac{7 \text{ moles O}_2}{4 \text{ moles SO}_2} \right) \left(\frac{4 \text{ moles FeS}}{2 \text{ moles Fe}_2\text{O}_3} \right) \text{ etc.}$$

Siguiendo un razonamiento similar al usado con las moléculas, podemos obtener factores químicos en términos de moles. Así, tenemos los siguientes factores de conversión.

- **RELACIÓN EN PESO OBTENIDAS DE LAS ECUACIONES**

Existe una ley llamada ley de la composición definida que establece que cuando las sustancias reaccionara para formar compuestos lo hacen en relaciones definidas de masas. **Por ejemplo:**



muestra que 4 moles de FeS (4 x 87.091 g de FeS) reaccionan con 7 moles de O₂(7 x 32 g de O₂) para formar 2 moles de Fe₂O₃ y 4 moles de SO₂ (4 x 64.06 g) de los productos (319.38 + 256.24) (**ley de la conservación de la masa**)

CÁLCULOS QUÍMICOS

1. Cálculos masa a masa

La relación entre la masa de un reactante y la masa correspondiente de un producto es uno de los problemas de mayor frecuencia en química. Hay varios métodos para resolver este tipo de problemas.

EJEMPLO:

- *En la obtención de oxígeno, se descompone clorato de potasio por calentamiento. En una experiencia a partir de 30 g. de clorato, cuántos gramos de oxígeno se obtienen?*

(a) Método de las proporciones

Se procede a escribir la ecuación química equilibrada:



Se hallan los pesos mol de las sustancias problema:

Peso de 1 mol de KCl₃ = 122,55 g

Peso de 1 mol de O₂ = 32 g

De acuerdo con la ecuación:

245,10 g de KClO₃ producen 96 g de O₂

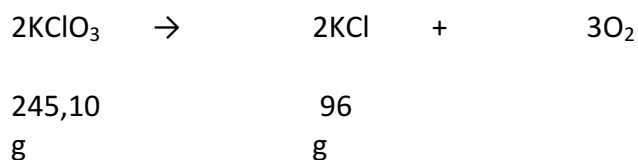
30 g de KClO₃ X

$$X = \frac{30 \text{ g de KClO}_3 \times 96 \text{ g de O}_2}{245.10 \text{ g de KClO}_3}$$

$$X = 11,75 \text{ g de O}_2$$

(b) Método del factor de la conversión:

Resumiendo la información cuantitativa que da la ecuación:



Se puede obtener un factor de conversión para pasar gramos de KClO₃ (sustancia conocida) a gramos de oxígeno (sustancia problema).

El factor es:

$$\frac{96 \text{ g de O}_2}{245.10 \text{ g de KClO}_3}$$

Se multiplica la cantidad de sustancia dada, KClO_3 , por el factor de conversión para hallar la cantidad buscada:

$$30 \text{ g de KClO}_3 \times \left(\frac{96 \text{ g de O}_2}{245.10 \text{ g de KClO}_3} \right)$$

$$x = 11.75 \text{ g de O}_2$$

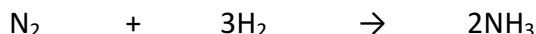
2. Cálculos mol-mol

Los problemas estequiométricos más simples son aquellos en los cuales se calcula el número de moles de una sustancia, que han reaccionado con, o se producen a partir de un cierto número de moles de otra sustancia.

EJEMPLO:

- *Cuántas moles de nitrógeno reaccionan con 0.75 moles de hidrógeno en la producción del amoníaco?*

La ecuación equilibrada para esta reacción es:



La ecuación equilibrada nos indica:

1 mol N_2 reacciona con 3 moles H_2

X moles N_2 reaccionan con 0.75 moles H_2

$$X = 0.25 \text{ moles de N}_2$$

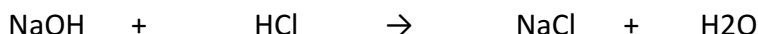
3. Cálculos con reactivo límite

Generalmente en el laboratorio es difícil tomar las cantidades precisas de cada uno de los reactivos para las diferentes experiencias, ocasionando el exceso de uno de los reactivos. Los cálculos para determinar la cantidad de producto esperado se realizan teniendo en cuenta la sustancia que se consume en forma total o reactivo límite.

EJEMPLO:

- *Se hacen reaccionar 15 g de NaOH con 15 g de HCl para producir agua y cloruro de sodio. Cuántos gramos de NaCl se obtienen?*

La ecuación equilibrada es:



Lo primero que se debe hacer es determinar cuál es el reactivo límite. De acuerdo con la ecuación tenemos que:

39,98 g de NaOH se combinan con 36,45 g de HCl

15 g de NaOH se combinarán con X

$X = 13,67 \text{ g de HCl}$

Significa que en la reacción únicamente 15 g de NaOH requieren combinarse con 13,67 g de HCl, quedando en exceso 1,33 g de HCl. Por tanto, **el reactivo límite es el NaOH** y con esa cantidad problema debemos determinar la cantidad de producto obtenido :

39,98 g de NaOH producen 58,43 g de NaCl

15 g de NaOH producirían X g de NaCl

Estequiometria

Es el cálculo de las cantidades de reactivos y productos de una reacción química.

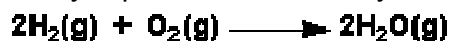
Definición

Información cuantitativa de las ecuaciones ajustadas

Los coeficientes de una ecuación ajustada representan:

- el número relativo de moléculas que participan en una reacción
- el número relativo de moles participantes en dicha reacción.

Por ejemplo en la ecuación ajustada siguiente:



la producción de dos moles de agua requieren el consumo de 2 moles de H_2 un mol de O_2 .

Por lo tanto, en esta reacción tenemos que: "2 moles de H_2 , 1 mol de O_2 y 2 moles de H_2O " son cantidades estequiométricamente equivalentes.

Estas relaciones estequiométricas, derivadas de las ecuaciones ajustadas, pueden usarse para determinar las cantidades esperadas de productos para una cantidad dada de reactivos.

Ejemplo:

¿Cuántas moles de H_2O se producirán en una reacción donde tenemos 1,57 moles de O_2 , suponiendo que tenemos hidrógeno de sobra?

$$(1,57 \text{ moles de } \text{O}_2) \times \frac{2 \text{ moles de } \text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol de } \text{H}_2} = 3,14 \text{ moles de } \text{H}_2\text{O}$$

El cociente:

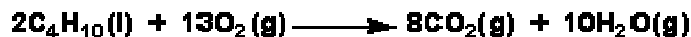
$$\frac{2 \text{ moles de } \text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol de } \text{H}_2}$$

Es la relación estequiométrica entre el H_2O y el O_2 de la ecuación ajustada de esta reacción.

Ejemplo:

Calcula la masa de CO_2 producida al quemar 1,00 gramo de C_4H_{10} .

Para la reacción de combustión del butano (C_4H_{10}) la ecuación ajustada es:



Para ello antes que nada debemos calcular cuantas moles de butano tenemos en 100 gramos de la muestra:

$$(1,0 \text{ g de } C_4H_{10}) \times \frac{1 \text{ mol de } C_4H_{10}}{58,0 \text{ g de } C_4H_{10}} = 1,72 \times 10^{-2} \text{ moles de } C_4H_{10}$$

De manera que, si la relación estequiométrica entre el C_4H_{10} y el CO_2 es:

$$\frac{8 \text{ moles de } CO_2}{2 \text{ moles de } C_4H_{10}}$$

Por lo tanto:

$$\frac{8 \text{ moles de } CO_2}{2 \text{ moles de } C_4H_{10}} \times 1,72 \times 10^{-2} \text{ moles de } C_4H_{10} = 6,88 \times 10^{-2} \text{ moles de } CO_2$$

Pero la pregunta pedía la determinación de la masa de CO_2 producida, por ello debemos convertir los moles de CO_2 en gramos (usando el **peso molecular** del CO_2):

$$6,88 \times 10^{-2} \text{ moles de } CO_2 \times \frac{44 \text{ g de } CO_2}{1 \text{ mol de } CO_2} = 3,03 \text{ g de } CO_2$$

De manera similar podemos determinar la masa de agua producida, la masa de oxígeno consumida, etc.

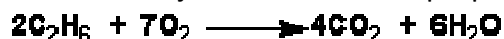
Las etapas esenciales

- Ajustar la ecuación química
- Calcular el peso molecular o fórmula de cada compuesto
- Convertir las masas a moles
- Usar la ecuación química para obtener los datos necesarios
- Reconvertir las moles a masas si se requiere

Cálculos

Cálculos de moles

La ecuación ajustada muestra la proporción entre reactivos y productos en la reacción



de manera que, para cada sustancia en la ecuación se puede calcular las moles consumidas o producidas debido a la reacción.

Si conocemos los pesos moleculares, podemos usar cantidades en gramos.

Conversión de moles a gramos:

Ejemplo: N_2 ¿Cuántos moles hay en 14,0 g?

$$PM = 14,01 \times 2 = 28,02 \text{ g/mol}$$

$$N_2 = 14 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{28,02 \text{ g}} = 0,50 \text{ moles}$$

Cálculos de masa

Normalmente no medimos cantidades molares, pues en la mayoría de los experimentos en el laboratorio, es demasiado material. Esto, no es así cuando trabajamos en una planta química

En general mediremos gramos, o miligramos de material en el laboratorio y toneladas en el caso de plantas químicas

Los pesos moleculares y las ecuaciones químicas nos permiten usar masas o cantidades molares

Los pasos son:

- Ajustar la ecuación química
- Convertir los valores de masa a valores molares
- Usar los coeficientes de la ecuación ajustada para determinar las proporciones de reactivos y productos
- Reconvertir los valores de moles a masa.

Para la reacción:



Tenemos un exceso de HCl, de manera que está presente todo el que necesitamos y más.

Nótese que por cada Ca producimos 1 H₂

1) Calculamos el número de moles de Ca que pusimos en la reacción.

$$11,91 \text{ g de H}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ mol de H}_2\text{O}}{18,02 \text{ g de H}_2\text{O}} \times \frac{2 \text{ moles de H}_2}{2 \text{ moles de H}_2\text{O}} \times \frac{2,02 \text{ g de H}_2}{1 \text{ mol de H}_2} = 1,33 \text{ g de H}_2$$

2) 10 g de Ca son 0,25 moles, como tenemos 0,25 moles de Ca, únicamente se producirán 0,25 moles de H₂. ¿Cuántos gramos producirémos?

$$\text{gramos de H}_2 = \text{moles obtenidos} \times \text{peso molecular del H}_2 = 0,25 \text{ moles} \times 2,016 \text{ (g/mol)} = 0,504 \text{ g}$$

¿Cuántos g de CaCl₂ se formaron? También serán 0.25 moles. Y entonces:

$$\text{Gramos de CaCl}_2 = \text{moles obtenidos} \times \text{peso molecular del CaCl}_2 = 0,25 \text{ moles} \times 110,98 \text{ (g/mol)} = 27,75 \text{ g}$$

Algunos ejercicios prácticos

Cuando se ha ajustado una ecuación, los coeficientes representan el número de cada elemento en los reactivos y en los productos. También representan el número de moléculas y de moles de reactivos y productos.

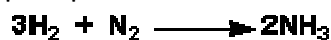
Factores para calcular Moles-Moles

Cuando una ecuación está ajustada, basta un cálculo simple para saber las moles de un reactivo necesarias para obtener el número deseado de moles de un producto. Se encuentran multiplicando las moles deseada del producto por la relación entre las moles de reactivo y las moles de producto en la ecuación ajustada. La ecuación es la siguiente:

$$\text{Moles necesarias de reactivo} = \text{Moles deseadas de producto} \times \frac{\text{moles de reactivo}}{\text{moles de producto}}$$

Ejemplo:

Cuál de las siguientes operaciones es correcta para calcular el número de moles de hidrógeno necesarios para producir 6 moles de NH₃ según la siguiente ecuación?



a) 6 moles NH₃ x 2 moles NH₃ / 3 moles H₂

b) 6 moles NH₃ x 3 moles NH₃ / 2 moles H₂

c) 6 moles NH₃ x 3 moles H₂ / 2 moles NH₃

d) 6 moles NH₃ x 2 moles H₂ / 3 moles NH₃

En este caso, el reactivo es H₂, y el producto es NH₃.

La respuesta correcta es **c**

a) FALSA: la relación aquí es [moles de producto / moles de reactivo], pero debe ser [moles de reactivo / moles de producto].

b) FALSA: la relación aquí es [moles de producto / moles de reactivo], pero debe ser [moles de reactivo / moles de producto].

c) VERDADERA:

$$\text{Moles de H}_2 = 6 \text{ moles de NH}_3 \times \frac{3 \text{ moles de H}_2}{2 \text{ moles de NH}_3}$$

d) FALSA: la relación aquí es [2 moles de reactivo / 3 moles de producto], pero debe ser [3 moles de reactivo / 2 moles de producto].

Factor para Cálculos Mol-Gramos

Para encontrar la masa de producto, basta con multiplicar las moles de producto por su peso molecular en g/mol.

Ejemplo:

¿Cuál de las siguientes operaciones calcula correctamente la masa de oxígeno producida a partir de 0,25 moles de KClO₃ según la siguiente ecuación?

(Pesos Atómicos: K = 39,1, Cl = 35,45, O = 16,00).



a), 0,25 moles KClO₃ x 2 moles KClO₃/3 moles O₂ x 32 g/1 mol O₂

b) 0,25 moles KClO₃ x 3 moles O₂/2 moles KClO₃ x 32 g/1 mol O₂

c) 0,25 moles KClO₃ x 2 moles KClO₃/3 moles O₂ x 1 mol O₂/32 g

d) 0,25 moles KClO₃ x 3 moles O₂/2 moles KClO₃ x 1 mol O₂/32 g

En este caso, el reactivo es KClO₃, y el producto O₂

La respuesta correcta es **b**

a) FALSA: la relación usada aquí es [moles de reactivo / moles de producto], pero debe ser moles de producto / moles de reactivo].

b) VERDADERA:

$$0,25 \text{ moles de KClO}_3 \times \frac{3 \text{ moles de O}_2}{2 \text{ moles de KClO}_3} \times \frac{32 \text{ g}}{1 \text{ mol de O}_2}$$

c) FALSA: la relación usada aquí es [moles de reactivo / moles de producto], pero debe ser [moles de producto / moles de reactivo]. Además, la expresión correcta para el peso molecular es g/mol, y no mol/g.

d) FALSA: el número de moles de producto se multiplica por mol/g, pero lo correcto es por g/mol.

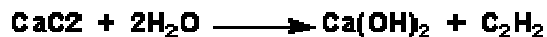
Factor para Cálculos Gramos-Gramos

En la cuestión correspondiente a este apartado, es muy importante estar seguros de usar la relación correcta de reactivos y productos de la ecuación ajustada.

Ejemplo:

¿Cuál de las siguientes operaciones es la correcta para calcular el número de gramos de carburo de calcio (CaC₂) necesarios para obtener 5,2 gramos de acetileno (C₂H₂)?

(Pesos Atómicos: Ca = 40,01, C = 12,01, O = 16,00, H = 1,008).



- a) $5.2 \text{ g C}_2\text{H}_2 \times (1 \text{ mol C}_2\text{H}_2/26 \text{ g C}_2\text{H}_2) \times (1 \text{ mol CaC}_2/1 \text{ mol C}_2\text{H}_2) \times (64.1 \text{ g CaC}_2/1 \text{ mol})$
 b) $5.2 \text{ g C}_2\text{H}_2 \times (26 \text{ g C}_2\text{H}_2/1 \text{ mol}) \times (1 \text{ mol CaC}_2/1 \text{ mol C}_2\text{H}_2) \times (1 \text{ mol}/64.1 \text{ g CaC}_2)$
 c) $5.2 \text{ g C}_2\text{H}_2 \times (1 \text{ mol}/26 \text{ g C}_2\text{H}_2) \times (1 \text{ mol C}_2\text{H}_2/1 \text{ mol CaC}_2) \times (1 \text{ mol}/64.1 \text{ g CaC}_2)$
 d) $5.2 \text{ g C}_2\text{H}_2 \times (26 \text{ g C}_2\text{H}_2/1 \text{ mol}) \times (1 \text{ mol C}_2\text{H}_2/1 \text{ mol CaC}_2) \times (64.1 \text{ g CaC}_2/1 \text{ mol})$

Escribiendo la ecuación en su forma estequiométrica correcta la respuesta es a

a) forma estequiométrica correcta.

$$5,2 \text{ g de C}_2\text{H}_2 \times \frac{1 \text{ mol de C}_2\text{H}_2}{26 \text{ g de C}_2\text{H}_2} \times \frac{1 \text{ mol de CaC}_2}{1 \text{ mol de C}_2\text{H}_2} \times \frac{64,1 \text{ g de CaC}_2}{1 \text{ mol de CaC}_2}$$

b) forma estequiométrica incorrecta.

$$5,2 \text{ g de C}_2\text{H}_2 \times \frac{26 \text{ g de C}_2\text{H}_2}{1 \text{ mol de C}_2\text{H}_2} \times \frac{1 \text{ mol de CaC}_2}{1 \text{ mol de C}_2\text{H}_2} \times \frac{1 \text{ mol de CaC}_2}{64,1 \text{ g de CaC}_2}$$

c) forma estequiométrica incorrecta.

$$5,2 \text{ g de C}_2\text{H}_2 \times \frac{1 \text{ mol de C}_2\text{H}_2}{26 \text{ g de C}_2\text{H}_2} \times \frac{1 \text{ mol de C}_2\text{H}_2}{1 \text{ mol de CaC}_2} \times \frac{1 \text{ mol de CaC}_2}{64,1 \text{ g de CaC}_2}$$

d) forma estequiométrica incorrecta.

$$5,2 \text{ g de C}_2\text{H}_2 \times \frac{26 \text{ g de C}_2\text{H}_2}{1 \text{ mol de C}_2\text{H}_2} \times \frac{1 \text{ mol de C}_2\text{H}_2}{1 \text{ mol de CaC}_2} \times \frac{64,1 \text{ g de CaC}_2}{1 \text{ mol de CaC}_2}$$

Problemas de estequiometría - Moles a Moles. Ejemplo:

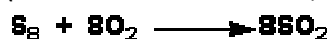
Calcular el número de moles de dióxido de nitrógeno (NO₂) obtenidas cuando se producen 3 moles de oxígeno en la descomposición del ácido nítrico por la luz?



En esta reacción, se obtiene 1 mol de O₂ y 4 moles de NO₂ cuando se descomponen 4 moles de ácido nítrico. Por tanto, cuando se forman 3 moles de O₂ se forman también 3 x 4 = 12 moles de NO₂.

Problemas de estequiometría - Moles a Masa. Ejemplo:

¿Cuántos moles de dióxido de azufre pueden obtenerse quemando 16 gramos de azufre? (Pesos Atómicos: S = 32,06, O = 16,00).



En esta reacción, 1 mol de S₈ reacciona para dar 8 moles de SO₂. Por tanto:

$$16 \text{ g de S}_8 \times \frac{1 \text{ mol de S}_8}{256,48 \text{ g de S}_8} \times \frac{8 \text{ moles de SO}_2}{1 \text{ mol de S}_8} = 0,5 \text{ moles de SO}_2$$

Problemas de estequiometría - Masa a Masa. Ejemplo:

¿Qué masa de H₂, que reacciona con exceso de O₂, produce 11.91 g de H₂O? (Pesos Atómicos: H = 1,008, O = 16,00).

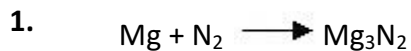


En esta reacción, 2 moles de H₂ reaccionan para dar 2 moles de H₂O. De acuerdo con la estequiometría de la reacción:

$$11,91 \text{ g de H}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ mol de H}_2\text{O}}{18,02 \text{ g de H}_2\text{O}} \times \frac{2 \text{ moles de H}_2}{2 \text{ moles de H}_2\text{O}} \times \frac{2,02 \text{ g de H}_2}{1 \text{ mol de H}_2} = 1,33 \text{ g de H}_2$$

EVALUACIÓN DE LA UNIDAD**Problemas de Estequiometria**

¿Qué masa de magnesio se necesita para que reaccione con 9.27 g de nitrógeno? (No olvide balancear la reacción.)



8.04 g

16.1 g

24.1 g

0.92 g

2. Si 3.00 mol de SO_2 gaseoso reaccionan con oxígeno para producir trióxido de azufre, ¿cuántos moles de oxígeno se necesitan?

3.00 mol O_2

6.00 mol O_2

1.50 mol O_2

4.00 mol O_2

Un producto secundario de la reacción que infla las bolsas de aire para automóvil es sodio, que es muy reactivo y puede encenderse en el aire. El sodio que se produce durante el proceso de inflado reacciona con otro compuesto que se agrega al contenido de la bolsa, KNO_3 , según la reacción $10\text{Na} + 2\text{KNO}_3 \longrightarrow \text{K}_2\text{O} + 5\text{Na}_2\text{O} + \text{N}_2$

3. ¿Cuántos gramos de KNO_3 se necesitan para eliminar 5.00 g de Na?

4.40 g

110 g

2.20 g

1.00 g

El alcohol etílico se quema de acuerdo con la siguiente ecuación:
 $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 3\text{O}_2 \longrightarrow 2\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$

4. ¿Cuántos moles de CO_2 se producen cuando se queman 3.00 mol de $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ de esta manera.

- 3.00 mol
- 6.00 mol
- 2.00 mol
- 4.00 mol

La fermentación de glucosa, $C_6H_{12}O_6$, produce alcohol etílico, C_2H_5OH , y dióxido de carbono:
 $C_6H_{12}O_6(ac) \longrightarrow 2C_2H_5OH(ac) + 2CO_2(g)$

5. ¿Cuántos gramos de etanol se pueden producir a partir de 10.0 g de glucosa?

- 10.0 g
- 2.56 g
- 5.11 g
- 4.89 g

6. ¿Cuántos gramos de H_2O se forman a partir de la conversión total de 32.00 g O_2 en presencia de H_2 , según la ecuación $2H_2 + O_2 \longrightarrow 2H_2O$?

- 36.03 g
- 18.02 g
- 26.04 g
- 32.00 g

Las bolsas de aire para automóvil se inflan cuando se descompone rápidamente azida de sodio, NaN_3 , en los elementos que la componen según la reacción



7. ¿Cuántos gramos de azida de sodio se necesitan para formar 5.00 g de nitrógeno gaseoso?

- 9.11 g
- 8.81 g
- 7.74 g
- 3.33 g

El CO₂ que los astronautas exhalan se extraer de la atmósfera de la nave espacial por reacción con KOH:



8. ¿Cuántos kg de CO₂ se pueden extraer con 1.00 kg de KOH?

- 0.392 kg
- 0.786 kg
- 0.500 kg
- 1.57 kg

El octano se quema de acuerdo con la siguiente ecuación:

$$2\text{C}_8\text{H}_{18} + 25\text{O}_2 \longrightarrow 16\text{CO}_2 + 18\text{H}_2\text{O}$$

9. ¿Cuántos gramos de CO₂ se producen cuando se queman 5.00 g de C₈H₁₈

- 40.0 g
- 0.351 g
- 15.4 g
- 30.9 g

10. ¿Cuántos gramos de óxido de hierro Fe₂O₃, se pueden producir a partir de 2.50 g de oxígeno que reaccionan con hierro sólido?

- 12.5 g
- 8.32 g
- 2.50 g
- 11.2 g

5.4. RELACIONES MASA-MASA, MASA-MOL, VOLUMEN-MASA, VOLUMEN-VOLUMEN, VOLUMEN-MOL

Relaciones

- Masa – masa $\left\{ \begin{array}{l} \text{Mol – mol} \\ \text{Masa – mol} \\ \text{Mol – masa} \end{array} \right.$
- Masa – volumen $\left\{ \begin{array}{l} \text{Vol – masa} \\ \text{Mol – vol} \\ \text{Vol – mol} \end{array} \right.$

- Volumen - volumen

Unidades de medida

Masa = gramos o mol

Volumen = L, ml, m³, cm³

Revisemos ahora cuanta información podemos obtener de una ecuación química balanceada, y que utilizaremos según el tipo de relación que se presente en el problema.

ECUACION: $N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$

- 1 mol de N₂ + 3 moles H₂ → 2 moles de NH₃
- 1 molécula de N₂ + 3 moléculas H₂ → 2 moléculas de NH₃
- 28 gr de N₂ + 6 g de H₂ → 34 g de NH₃
- 6.02×10^{23} moléculas N₂ + 3 (6.02×10^{23}) moles. H₂ → 2 (6.02×10^{23}) moléculas. de NH₃
- 22.4 L de N₂ + 67.2 L de H₂ → 44.8 L de NH₃ (Si son gases en condiciones. NPT)
- 1L N₂ + 3L H₂ → 2L NH₃ (Si son otras condiciones)

CONCEPTOS FUNDAMENTALES

RELACIÓN MASA – MASA

En éste tipo de problemas las cantidades que se conocen y las que se pregunta están en alguna unidad de cantidad de masa, normalmente en gramos. Algunas veces la información proporcionada está en moles y se nos cuestione por la cantidad en gramos o viceversa.

Ejemplo:

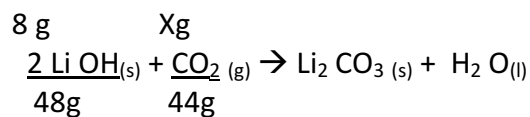
El hidróxido de litio sólido se emplea en los vehículos espaciales para eliminar el dióxido de carbono (CO₂) que se exhala en medio vivo. Los productos son carbonato de litio sólido y agua líquida ¿Qué masa de bióxido de carbono gaseoso puede absorber 8gr de hidróxido de litio (LiOH)? La reacción que representa el cambio es:

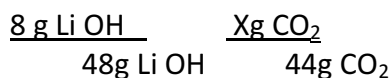


PASOS:

1. Checar que la ecuación esté balanceada correctamente
2. Subrayar la sustancia proporcionada como **dato** en la ecuación y la que se da como **incógnita**. Anotarlo arriba de cada sustancia, la incognita con una X y el valor del dato proporcionado con todo y unidad.
3. Realizar los cálculos necesarios para obtener los datos (valores en moles, masas, volumen) que nos proporciona la ecuación química balanceada. Colocarlos de bajo de las dos sustancias subrayadas en el paso dos.
4. Las proporciones así obtenidas extraerlas de la ecuación química y resolver para la incógnita X

SOLUCIÓN:





Resolviendo para X tenemos:

$$X = 7.33 \text{ g de CO}_2$$

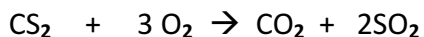
RELACION PESO-VOLUMEN

En los problemas de estequiometría donde la sustancia conocida es un gas, es frecuente que la cantidad del gas se mida en una unidad de volumen y se pida calcular la masa (o moles) del producto. Por el contrario, si se suministra la masa (o moles) de una determinada especie química, se pide calcular el volumen de la sustancia desconocida. Este tipo de problemas se conoce como de masa-volumen o de volumen-masa.

En cualquiera de los dos casos anteriores, es necesario el conocimiento de otras condiciones como la presión y la temperatura. Si el gas se encuentra en condiciones normales de presión y temperatura NPT (0°C y 1 Atm. De presión), es fácil deducir el volumen que ocupará 1 mol de dicho gas, porque es un valor constante.

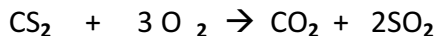
Volumen Molar = 22.4 L Condiciones NPT

Ejemplo: ¿Qué volumen de oxígeno se necesita para la combustión completa de 1 mol de CS_2 , si la reacción se realiza en condiciones estándar de presión y temperatura? La ecuación es:



Solución: Se siguen los pasos descritos en 5.3.2

$$1 \text{ mol} \quad X \text{ Lt}$$



$$1 \text{ mol} \quad 67.2 \text{ L}$$



$$1 \text{ mol CS}_2 \quad 67.2 \text{ L}$$

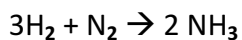
Resolviendo para X tenemos:

$$X = 67.2 \text{ L de O}_2$$

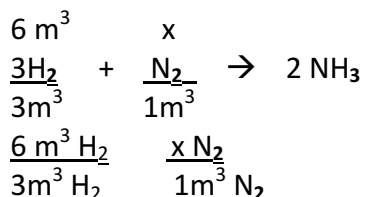
RELACIÓN VOLUMEN – VOLUMEN

En este tipo de problemas, lo común es que tanto las sustancias conocidas como las desconocidas se encuentran en estado gaseoso, de tal forma que los mismo coeficientes que balancean la ecuación se pueden relacionar como volúmenes al aplicar a ley de los volúmenes de combinación de Gay – Lusaac que establece: “Siempre que 2 o más gases se combinen entre sí, bajo las mismas condiciones de presión y temperatura, lo hacen en una relación de números enteros sencillos, que son proporcionales a los coeficientes de la ecuación Balanceada”.

Ejemplo: ¿Que volumen de nitrógeno reaccionará con 6 m³ de hidrógeno para formar amoniaco?



Se siguen los pasos descritos en el subtema 6.3.2; puesto que se trata de gases se aplica la ley de los Volúmenes de Combinación para sacar información de la ecuación balanceada. :



Resolviendo para X tenemos:

$$X = 1 \text{ m}^3 \text{ de N}_2 \times 6 \text{ m}^3 \text{ de H}_2 / 3 \text{ m}^3 \text{ de H}_2 = \mathbf{2 \text{ m}^3 \text{ de N}_2}$$

VOLUMEN MOLAR

Un mol de cualquier gas en condiciones normales de presión y temperatura (NPT) que corresponde a 0°C (273 K) y una atmósfera de presión, ocupará en esas condiciones un volumen de 22.4 litros; a éste volumen se le conoce como volumen molar.

22.4lt	22.4lt	22.4lt	22.4lt
O ₂	Xe	Ne	N ₂
1mol	1mol	1mol	1mol
32g	131g	20gr	28g

0°C = 273 K y a una atmósfera de presión

Ejemplo:

1. ¿Qué volumen ocupará 1.75 mol de gas cloro (Cl₂) en condiciones NPT?

$$1 \text{ mol de Cl}_2 \rightarrow 22.4 \text{ lt de Cl}_2$$

$$1.75 \text{ mol Cl}_2 \rightarrow X = \underline{39.2} \text{ lt Cl}_2$$

2. ¿Cuántos gramos de O₂ están presentes en 38.5 lts de éste gas en condiciones NPT? (normal presión temperatura)

$$32\text{g O}_2 \rightarrow 22.4 \text{ lts de O}_2$$

$$X = \underline{55} \text{ gr O}_2 \rightarrow 38.5 \text{ lts de O}$$

Experimento. Fabricación de jabón

La obtención de jabón es una de las síntesis químicas más antiguas. Fenicios, griegos y romanos ya usaban un tipo de jabón que obtenía hirviendo sebo de cabra con una pasta formada por cenizas de fuego de leña y agua (potasa).

Un jabón es una mezcla de sales de ácidos grasos de cadenas largas. Puede variar en su composición y en el método de su procesamiento:



Si se hace con aceite de oliva, es **jabón de Castilla**; se le puede agregar alcohol, para hacerlo transparente; se le pueden añadir perfumes, colorantes, etc.; sin embargo, químicamente, es siempre lo mismo y cumple su función en todos los casos.

A lo largo de los siglos se ha fabricado de forma artesanal, tratando las grasas, en caliente, con disoluciones de hidróxido de sodio o de potasio. Aún, hoy en día, se hace en casa a partir del aceite que sobra cuando se fríen los alimentos.



Si quieres hacer una pequeña cantidad de jabón sólo necesitas aceite usado, agua y sosa cáustica (hidróxido de sodio), producto que puede comprarse en las droguerías.

Material que vas a necesitar:

- Recipiente de barro, metal o cristal.
- Cuchara o palo de madera.
- Caja de madera.
- 250 mL de aceite.
- 250 mL de agua.
- 42 g de sosa cáustica.

PRECAUCIÓN: La sosa cáustica es muy corrosiva y debes evitar que entre en contacto con la ropa o con la piel. En caso de mancharte lávate inmediatamente con agua abundante y jabón.

¿Qué vamos a hacer?

Hecha en un recipiente, la sosa cáustica y añade el agua ¡**mucho cuidado!**, no toques en ningún momento con la mano la sosa cáustica, porque puede quemarte la piel! Al preparar esta disolución observarás que se desprende calor, este calor es necesario para que se produzca la reacción.

Añade, poco a poco, el aceite removiendo continuamente, durante al menos una hora. Cuando aparezca una espesa pasta blanquecina habremos conseguido nuestro objetivo. Si quieres que el jabón salga más

blanco puedes añadir un producto blanqueante, como un chorrito de añil; para que huelga bien se puede añadir alguna esencia (limón, fresa).

A veces ocurre que por mucho que removamos, la mezcla está siempre líquida, el jabón se ha "cortado". No lo tires, pasa la mezcla a una cacerola y calienta en el fuego de la cocina. Removiendo de nuevo aparecerá al fin el jabón.

Hecha la pasta obtenida en una caja de madera para que vaya escurriendo el líquido sobrante. Al cabo de uno o dos días puedes cortarlo en trozos con un cuchillo. Y ya está listo para usar:

NO OLVIDES: lavar las manos, el cabello, la ropa, los suelos, etc.

Observa que el jabón que hemos conseguido es muy suave al tacto, debido a que lleva glicerina que se obtiene como subproducto de la reacción.

Si quieres más cantidad puedes utilizar, por ejemplo, las siguientes proporciones: 3 Litros de aceite, 3 litros de agua, ½ kg de sosa cáustica.

Experimento

Reacción química: huevo y vinagre



Éste es otro **experimento casero de química muy fácil** pero también sorprendente. Consta de eliminar por completo la cáscara de un huevo mediante una reacción química.

Materiales:

Vinagre

Huevo

Vaso

Procedimiento:

Lo que tienes que hacer es colocar el huevo dentro del vaso, y agregar vinagre hasta un poco más de cubrirlo. Ahora se paciente, y si vez que el vinagre "desaparece" agrega más, no dejes que el huevo quede sin líquido por sobre él pues tomará más tiempo aún.

El proceso puede durar entre 1 o dos días, dependiendo de la calidad del vinagre, entre otras cosas.

Como funciona?

El huevo contiene una cáscara que posee mucho calcio, el que se encuentra en la forma de carbonato de calcio. Por otro lado, el vinagre posee ácido acético el cuál reacciona con el carbonato de la cáscara del huevo.

Como resultado de la reacción química se obtiene dióxido de carbono, que es el gas que se desprende en pequeñas burbujas, agua y también Acetato de calcio.

Como verás, la el huevo también aumenta su tamaño. Esto se debe a que el vinagre atraviesa sus capas, que son permeables, e ingresa.

CUARTA UNIDAD. "SOLUCIONES"

SOLUCIONES

Una solución es una mezcla homogénea de dos o más sustancias. La sustancia disuelta se denomina soluto y está presente generalmente en pequeña cantidad en comparación con la sustancia donde se disuelve denominada solvente. en cualquier discusión de soluciones, el primer requisito consiste en poder especificar sus composiciones, esto es, las cantidades relativas de los diversos componentes. La concentración de una solución expresa la relación de la cantidad de soluto a la cantidad de solvente. Las soluciones poseen una serie de propiedades que las caracterizan:

1. Su composición química es variable.
2. Las propiedades químicas de los componentes de una solución no se alteran.
3. Las propiedades físicas de la solución son diferentes a las del solvente puro: la adición de un soluto a un solvente aumenta su punto de ebullición y disminuye su punto de congelación; la adición de un soluto a un solvente disminuye la presión de vapor de éste.

- **PRINCIPALES CLASES DE SOLUCIONES**

SOLUCIÓN	DISOLVENTE	SOLUTO	EJEMPLOS
Gaseosa	Gas	Gas	Aire
Líquida	Líquido	Líquido	Alcohol en agua
Líquida	Líquido	Gas	O ₂ en H ₂ O
Líquida	Líquido	Sólido	NaCl en H ₂ O

- **SOLUBILIDAD**

La solubilidad es la cantidad máxima de un soluto que puede disolverse en una cantidad dada de solvente a una determinada temperatura.

Factores que afectan la solubilidad:

Los factores que afectan la solubilidad son:

a) Superficie de contacto: La interacción soluto-solvente aumenta cuando hay mayor superficie de contacto y el cuerpo se disuelve con más rapidez (pulverizando el soluto).

b) Agitación: Al agitar la solución se van separando las capas de disolución que se forman del soluto y nuevas moléculas del solvente continúan la disolución

c) Temperatura: Al aumentar la temperatura se favorece el movimiento de las moléculas y hace que la energía de las partículas del sólido sea alta y puedan abandonar su superficie disolviéndose.

d) Presión: Esta influye en la solubilidad de gases y es directamente proporcional

Disoluciones

Definiciones

Una disolución es una mezcla homogénea de dos o más sustancias, cuyas proporciones relativas pueden variar dentro de ciertos límites. El componente menos abundante se llama *soluto* y el que está en mayor

cantidad disolvente. Por ejemplo: la sal o el azúcar disueltos en agua forman una disolución salada o azucarada, respectivamente. Según cual sea la cantidad de sustancia (solute) añadida al agua (disolvente), la disolución será diluida si tiene poco soluto y *concentrada* si tiene mucho soluto; esto sólo es posible cuando el soluto es muy soluble en el disolvente. Cuando a cierta temperatura no es posible disolver más soluto, se dice que está *saturada* y si tiene un exceso y no está equilibrada con el sólido se le llama *sobresaturada*. En una disolución tanto el soluto como el disolvente puede ser sólido, líquido o gas. Así se puede tener un sólido disuelto en un líquido, un líquido en un gas, un gas en un sólido o cualquier otra permutación posible. Es indiferente hasta cierto punto el estado original del soluto, ya que en la disolución se encuentra dispersado hasta las dimensiones moleculares o iónicas.

Métodos para expresar las concentraciones

Siendo variable la composición de una disolución, es necesario especificar la concentración de los solutos. Ordinariamente se expresa la cantidad de soluto por cantidad de disolución. En algunos casos, es deseable especificar la cantidad de soluto en una determinada cantidad de disolvente. Las concentraciones pueden expresarse en unidades físicas o químicas.

Concentraciones expresadas en unidades físicas

(1) Masa de soluto por unidad de volumen de disolución

Pongamos como ejemplo 18 g de cloruro de sodio (**NaCl**) por litro de disolución. En este caso la concentración (C_d) del disolvente es igual a la masa (m_s) del soluto entre el volumen del disolvente (V_d).

$$C_d = \frac{m_s}{V_d}$$

Ejemplo

Si se disuelven 16 g de **KBr** (bromuro de potasio) hasta ajustar con el disolvente un volumen de 0.50 l, ¿cuál será la concentración del **KBr** en gramos de soluto por litro de disolución?

Respuesta

$$C_d = \frac{16 \text{ g}}{0.50 \text{ l}} = 8.0 \text{ g (g/l)}$$

Ejemplo

¿Cuántos gramos de nitrato de bario (**Ba(NO₃)₂**) se necesitan para preparar 50 ml de una disolución que contenga 0.25 g por litro?

Respuesta

Para ser consistente con las unidades, los 50 ml se expresan como 0.05 l - 5×10^{-2} l.

$$0.25 \text{ g/l} = \frac{x}{5.0 \times 10^{-2} \text{ l}}$$

Por lo que:

$$x = \text{cantidad de gramos de } \mathbf{Ba(NO_3)_2} = 0.25 \text{ g/l} \times 5.0 \times 10^{-2} \text{ l}$$

$$x = 0.0125 \text{ g} = 12.5 \text{ mg} = \mathbf{1.25 \times 10^{-2} \text{ g}}$$

(2) Porcentaje en volumen

(Concentración centesimal en volumen) (volumen del soluto en 100 unidades de volumen de disolución). Esta unidad es útil cuando se refieren a gases disueltos en gas o líquidos en líquidos.

$$C = \frac{V_s}{V_d} \times 100$$

Ejemplo

Si a 15 °C se añaden 50 ml de etanol (C_2H_5OH) a 53.73 ml de agua, se forman 100 ml de disolución. (Muchas disoluciones se efectúan con aumento o disminución de volumen). La disolución es $(50/100) \times 100 = 50\%$ volumen de etanol.

(3) Porcentaje en peso

(Concentración centesimal en peso). El peso (por costumbre, pues lo que se expresa es la masa) por ciento, es la masa del soluto por 100 unidades de la disolución

$$C = \frac{m_s}{m_d} \times 100$$

Ejemplo

Si se disuelven 26.2 gramos de acetona ($CH_3)_2CO$ en 24.5 gramos de agua, ¿cuál es el peso por ciento de acetona en la disolución?

Respuesta

$$C = \frac{26.2 \text{ g} \times 100}{24.5 \text{ g} + 26.2 \text{ g}} \quad C = \frac{26.2 \text{ g} \times 100}{50.7 \text{ g}} \quad C = 51.6\% \text{ en peso}$$

Ejemplo

¿Cuál es el peso por ciento de bromuro de potasio (KBr), en una disolución en que hay 0.298 g de KBr , 0.854 g de cloruro de sodio ($NaCl$) y 80.000 gramos de agua (H_2O)?

Respuesta

$$C = \frac{(0.298) \times 100}{0.298 + 0.854 + 80.000} = \frac{29.8}{81.152} = 0.367\% \text{ en peso}$$

(4) Masa de soluto por masa de disolvente

Se usa frecuentemente para expresar la solubilidad de un compuesto.

$$C = \frac{m_s}{m_d}$$

Ejemplo

A 20 °C, se disolvieron 289 gramos de yoduro de potasio (KI) en 155 gramos de agua. ¿Cuántos gramos de KI se disolverán en 1 Kg de agua?

Respuesta

Planteando la proporción:

Si 289.0 g se disuelven en 155 g, entonces x gramos se disolverán en 1000 g.

$$\frac{289.0}{155} = \frac{x}{1000}$$

Por lo tanto:

$$x = \frac{289.0 \times 1000}{155} = 1865 \text{ g de KI/Kg de H}_2\text{O}$$

(5) Masa del soluto por volumen de disolvente

En algunas tablas de solubilidad se usa esta unidad de concentración

$$C = \frac{m_s}{V_d}$$

Ejemplo

Si una disolución contiene 0.1 g de carbonato de sodio (Na_2CO_3) en 4.5 ml de agua. ¿Cuál es la concentración de Na_2CO_3 en gramos de soluto por litro de agua?

Respuesta

Se convierten los 4.5 ml en unidades de litro: $4.5 \text{ ml} = 0.045 \text{ l} = 4.5 \times 10^{-2} \text{ l}$.

$$C = \frac{0.1}{4.5 \times 10^{-2}} = 22.2 \text{ g/l}$$

También se puede resolver planteando una proporción:

Si hay 0.1 gramos de Na_2CO_3 en 4.5 ml de agua, habrá x gramos en 1 l de agua

$$\frac{0.1 \text{ g}}{4.5 \times 10^{-2} \text{ l}} = \frac{x \text{ g}}{1 \text{ l}}$$

Por lo que:

$$x \text{ g} = \frac{1 \times 0.1 \text{ g} \times 1}{4.5 \times 10^{-2} \text{ l}}$$

Unidades químicas de concentración**(1) Molaridad**

La molaridad se define como el número de peso molecular gramo (moles) de soluto disueltos en un litro de disolvente. El símbolo de la molaridad es M .

$$M = \frac{n_g}{V_d}$$

Ejemplo

¿Cuál es la molaridad de 1.2 moles de bromuro de rubidio (RbBr) en 185.5 ml de disolución?

$$M = \frac{1.2}{1.855 \times 10^{-1}} = 3.235 \text{ moles/litro} = 3.235 \text{ M RbBr}$$

Se dice que la disolución es 3.235 molar en RbBr

Cuando se manejan concentraciones pequeñas es más conveniente escribir la concentración en milimoles/litro o milimolaridad, el símbolo es mM $mM = 10^{-3} M$ Observe que milimoles por mililitro (mM/ml) es lo mismo que moles/litro (M).

(3) Normalidad

La normalidad de una disolución es el número de peso equivalente-gramo (peso equivalente-gramo = p.eq.) de soluto en un litro de disolución. El símbolo de la normalidad es N . El peso-equivalente gramo de un ácido es el cociente de su peso molecular-gramo entre los iones hidrógeno (H^+) que puede liberar. El p.eq.g de una base o álcali, es el cociente de su peso molecular-gramo entre los iones oxhidrilos (OH^-) que tiene. El peso equivalente-gramo de las sales es el cociente del peso molecular-gramo entre las valencias del metal.

Ejemplo

Si se disuelven 41.0 g de ácido fosfórico (H_3PO_4 , P.M. = 98) en agua hasta un volumen final de 375 ml, ¿Cuál es la normalidad de la disolución?

Respuesta

$$N = \frac{m_s}{p.eq. \times V_d} \quad N = \frac{\text{núm. H}^+ \text{ o HO}^- \text{ sustituibles} \times M_s}{V_d}$$

Ejemplo

¿Cuál es la molaridad de la disolución en el ejemplo anterior?

Repuesta

$$M = \frac{n_t}{V_d} = \frac{N}{\text{núm. H}^+ \text{ o OH}^- \text{ sustituibles}} \quad M = \frac{3,35}{3} = 1,12 \text{ M H}_3\text{PO}_4$$

(4) Molalidad

Es el número de moles de soluto que hay en un kilogramo de disolvente. Este valor es independiente de la temperatura. El símbolo es *m*. Se utiliza en la determinación de propiedades coligativas

$$m = \frac{n_s}{P_s}$$

Ejemplo

Se disolvieron 1.75 moles de agua en 425 gramos de etanol. ¿Cuál es la molalidad del agua?

$$M = \frac{1,75 \text{ moles}}{4,25 \times 10^{-1} \text{ kg}} = 4,12 \text{ moles/kg etanol}$$

La disolución es 4.12 molal en agua.

(5) Fracción mol

La fracción mol es el número de moles de un determinado soluto dividido entre el número total de moles de todos los otros solutos y el disolvente. El símbolo es *x_i*.

$$x_1 = \frac{n_1}{(n_1 + n_2 + n_3 + \dots n_i)}$$

La suma de todas las fracciones mol debe ser la unidad: $x_1 + x_2 + x_3 + \dots x_i = 1$

La *mol por ciento* es 100 *x_i*. El símbolo es *x_i*

Ejemplo

Una disolución contiene 71.0 g de **Na₂CO₃**, (P.M. = 106.00), 79.9 g de **NaBr** (P.M. = 102.91) y 200 g de agua (P.M. = 18.00). ¿Cuál es la fracción molar de **NaBr**?

Respuesta

$$n_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = \frac{71,0}{106,0} = 0,670 \text{ moles} \quad n_{\text{NaBr}} = \frac{79,9}{102,91} = 0,776 \text{ moles} \quad n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{200}{18,00} = 11,12 \text{ moles}$$

$$x_{\text{NaBr}} = \frac{0,776}{(0,776 + 0,670 + 11,11)} = \frac{0,776}{12,56} = 0,0618 \quad \%_{\text{NaBr}} = 6,18\%$$

EVALUACIÓN DE LA UNIDAD**Ejercicios: Resuelva**

1. (a) Cuánto calor se desprende al condensar 20 g de vapor de agua a 100°? (b) Cuánto calor se desprende al enfriar los 20 g de agua de 100 °C a 20 °C? (c) Cuál fue el calor total desprendido?
2. (a) Cuánto calor se necesita para vaporizar a 100 °C, 40 g de agua que están a 10 °C? (b) ¿Y para elevar la temperatura de este vapor de agua de 100 °C a 120 °C?
3. Calcule la concentración centesimal en peso de una disolución de 2.5 g de una sustancia en 30 g de agua (dens. = 1.0).
4. Una disolución acuosa contiene 8.00 % en peso de azúcar y tiene una densidad de 1.03 g/ml. Cuántos gramos de azúcar hay en 400 ml de la disolución?
5. Cuántos gramos de hidróxido de sodio (**NaOH**) y de agua, se necesitan para preparar 100 g de una disolución de **NaOH** al 19.7% en peso?
6. Con qué cantidad de agua deben diluirse 50 g de ácido nítrico (**HNO₃**) al 60% para obtener una disolución de ácido al 20% en peso?
7. ¿Qué peso de cloruro de amonio (**NH₄Cl**) se necesita para preparar una disolución que contenga 35 mg de **NH₄Cl** por ml?
8. ¿Qué cantidad de ácido sulfúrico (**H₂SO₄**) de 98 % en peso debe añadirse a 2.0 Kg de ácido al 80% en peso para obtenerlo al 90% en peso?
9. Cuál será la molaridad de una disolución de 5.30 g de carbonato de sodio (**Na₂CO₃**) disueltos en 250 g de agua?
10. Expresa la composición del ácido clorhídrico (**HCl**) concentrado en una disolución acuosa de **HCl** al 35.4% en peso (densidad = 1.18 g/ml) en términos de las unidades siguientes:
(a) Gramos de **HCl** por litro; (b) mg de ión cloruro (**Cl⁻**) por ml; (c) molaridad.
11. ¿Cuántas moléculas de glucosa (**C₆H₁₂O₆**) hay en 500 ml de una disolución al 10 % en peso (densidad = 1.2 g/ml)?
12. Encuentre el volumen ocupado por 100 g de una disolución de hidróxido de sodio (**NaOH**) de densidad = 1.20 g/mol.
13. ¿En qué volumen de una disolución acuosa de ácido nítrico (**HNO₃**) (densidad = 1.11 g/mol y concentración de 19% en peso) hay 15 g de **HNO₃**?
14. ¿Qué peso de soluto se necesita para producir:
(a) 2.50 litros de disolución 1.20 M de hidróxido de sodio (**NaOH**);
(b) 50 ml de disolución 0.01 M de nitrato de plata (**AgNO₃**)
(c) 400 ml de disolución de hidróxido de zinc (**Zn(OH)₂**)
15. ¿Qué peso de soluto por ml hay, en cada una de las siguientes disoluciones acuosas?: (a) disolución de hidróxido de sodio (**NaOH**), dens. = 1.09 g/ml, concentración 9.00% en peso de **NaOH**; (b) En una disolución 0.10 M de **NaOH**.
16. ¿Cuál es la molaridad de cada una de las siguientes disoluciones acuosas?: (a) 50 g de permanganato de potasio (**KMnO₄**) en 500 ml de disolvente; (b) disolución de ácido nítrico (**HNO₃**), dens. = 1.160 g/mol con 27.0 % en peso de **HNO₃**; (c) 12 g de cloruro de potasio (**KCl**) en 250 ml de disolución; (d) Disolución de ácido sulfúrico (**H₂SO₄**), dens. = 1.45, 55.0 % en peso de **H₂SO₄**.
17. ¿Qué porcentaje en volumen de benceno hay en una solución de 32.0 g de benceno en 300 ml de tolueno a 20 °C? La densidad del benceno es 0.879 g/ml y los volúmenes del benceno y el tolueno son aditivos.

18. Una disolución acuosa de etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) a 15.6°C contiene 3.04% en peso de etanol. ¿Cuál es la concentración centesimal (%) en volumen del etanol? La densidad de la disolución es 0.9954 g/ml y la del etanol = 0.7939 g/ml.
19. ¿Cuál será la normalidad de una solución de 100 g. de hidróxido de sodio (NaOH) en suficiente agua hasta completar un litro de solución?
20. ¿Cuántos pesos-equivalente-gramo de soluto hay en 400 ml de una disolución 6.0 M de ácido sulfúrico (H_2SO_4)?
21. ¿Cuál es la normalidad de cada una de las disoluciones siguientes:
- 0.045 M de ácido fosfórico (H_3PO_4);
 - 2.0 M de ácido nítrico (HNO_3);
 - disolución de hidróxido de amonio (NH_4OH): dens. 0.910 g/ml; 25.0% en peso de HNO_3 .
22. ¿Cuál será la fracción molar de cada componente en cada una de las disoluciones siguientes? Los porcentajes son en peso.
- 30% metanol (CH_3OH), 25 % etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) y 45 % H_2O
 - 30% CH_3OH y 70% $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$.
 - 0.70 M de glicerina ($\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$) en H_2O , densidad - 1.013 g/ml.
23. Calcule: (a) la composición centesimal en peso; (b) la molalidad; (c) la molaridad del tetracloruro de carbono (CCl_4) en una disolución 0.2 mol por ciento de CCl_4 en benceno (C_6H_6). La densidad de la disolución = 0.893 g/ml.
24. ¿Cuál será la normalidad de una disolución obtenida al diluir 100 ml de ácido clorhídrico (HCl) 12.0 N hasta un volumen de un litro?
25. a) ¿Cuál será la molaridad de una disolución de ácido sulfúrico (H_2SO_4) al 98% en peso, cuya densidad es 1.8 g/ml? (b) ¿Cuál será su normalidad?
26. ¿Qué cantidad de hidróxido de potasio (KOH) hay que disolver para obtener 500 ml de una disolución 0.25 N de KOH ?
27. Una disolución de ácido acético ($\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$) se preparó como sigue: 72 g de $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ se disolvieron en un poco de agua y después se añadió agua hasta completar (aforar a) 600 ml. De esta disolución se tomaron 100 ml a los que se les añadieron primero, 200 ml de una disolución 4N de ácido acético y después 200 ml de agua. ¿Cuál es la normalidad de la última disolución obtenida?
28. Se disolvieron 13.5 g de azúcar de caña (sacarosa) ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) en suficiente agua hasta completar 100 ml. La densidad, de esta disolución fue = 1.050 g/ml. Calcule: (a) la molaridad y (b) la molalidad de la disolución.
29. ¿Cuál será la concentración formal (formalidad = F) de una disolución de 1.89 g de sulfato de sodio (Na_2SO_4) en suficiente agua hasta obtener 86 ml de disolución?
30. Calcule la normalidad (N) y formalidad (F) de cada una de las disoluciones siguientes:
- 33.0 g de sulfato de amonio ($(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$) en 200 ml de disolución;
 - 83 g de yoduro de potasio (KI) en un litro de disolución;
 - 6.25 g de sulfato cúprico pentahidratado ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) en 50 ml de disolución;
 - 5 g de nitrato de plata (AgNO_3) en 25 ml de disolución.

Respuestas

1. (a) 1.08×10^4 cal
 (b) El calor desprendido = masa X calor específico X la diferencia de temperatura = $20 \text{ g} \times 1 \text{ cal/g} \times 80 \text{ t} = 1.6 \times 10^3$ cal
 (c) El calor total = $(1.08 + 0.16) \times 10^4 \text{ cal} = 1.24 \times 10^4 \text{ cal}$

2. (a) calor absorbido = masa X calor específico X diferencia de temperatura = 40 g X 1 cal/g X 90 °C = 3600 cal. (b) El calor específico del vapor de agua es 0.5 cal/g; así que el calor absorbido = 40 g X 0.5 cal/g X 20 °C = 400 cal.

$$\frac{2.5 \text{ g} \times 100}{30.0 \text{ g H}_2\text{O} + 2.5 \text{ g subs.}} = 7.69 \text{ g}; \text{ la composición centesimal en peso} = 7.69\%$$

4.) 33.0 g de azúcar

5.) 19.7 g NaOH y 80.3 g H2O

6.) Al añadir x g de agua, el peso de la disolución al 20% será (50 + x) g. La cantidad de HNO3 en ambas disoluciones será igual, por lo que:

$$50 \times 0.6 = (50 + x) 0.2 \therefore x = 100 \text{ g de H}_2\text{O}$$

7.) 7.0 g de NH4Cl

8.) Al añadir x Kg de ácido al 98 % el peso del de 90% será (2 + x) Kg. Al efectuar la mezcla no se modifica el peso del H2SO4, de donde:

$$(x \times 0.98) + (2 \times 0.8) = (x + 2) \times 0.9 \text{ figura } x = 2.5 \text{ Kg de H}_2\text{SO}_4 \text{ al } 98\%.$$

9. Se determina el peso molecular gramo (P.M.g.) del Na2CO3 = 106 g. Y por definición 106 g de Na2CO3 en 1000 g de agua constituyen una disolución 1 molar. Por lo que:

$$\frac{5.30}{106} : 250 : : \text{molaridad} : 1000 \therefore \frac{1000 \text{ g}}{250 \text{ g}} \times \frac{5.30 \text{ g}}{106 \text{ g/mol}} = 0.20 \text{ molaridad}$$

10. (a) 418 g de HCl por litro; (b) 0.406 mg Cl-/ml; (c) 9.7 M

11.) 0.333 moles de glucosa

12.) 83.3 ml

13.) 70.5 ml

14. (a) 120 g de NaOH; (b) 0.085 g de NaOH; (c) 19.88 g de Zn(OH)2

15. (a) 98.1 mg de NaOH; (b) 4 mg

16. (a) 0.63 M; (b) 4.97 M; (c) 0.64 M; (d) 8.14 M

17. volumen total = 300 ml + 32.0/0.879 = 336.4 ml % benceno = 36.4 X 100/336.4 = 10.8 % en volumen

18. El volumen de 3.04 g de etanol = 3.04 X 0.7939 = 3.83 ml. El volumen de 100 g de disolución es 100/0.9954 = 100.5 ml. Por lo que:

$$3.83 \times 100/100.5 = 3.81 \text{ % en volumen de etanol.}$$

19. El peso equivalente gramo = 100/40 = 25 y la normalidad (N) = 25 p.eq.g./1.0 l. normalidad de la disolución (N) = 2.5

20.) 4.8 p.eq. g. de H2SO4

21. (a) 0.135 N; (b) 2.0 N; (c) 12.8 N

22. (a) CH3OH = 0.235; C2H5OH = 0.136; H2O = 0.628

(b) CH3OH = 0.381, C2H5OH = 0.619

(c) C3H8O3 = 0.0131, H2O = 0.987

23. (a) 3.86%; (b) 0.261 molal(m); (c) 0.224 M

24.) 1.2 N

25. (a) 18 M; (b) 36 N

26.) 7 g de KOH

27.) 2 N en ácido acético

28. (a) 0.395 M (b) 5.36 m (molal)

29. El peso-fórmula-gramo del $\text{Na}_2\text{SO}_4 = 1.898/142\text{g/pfg.} - 0.0133 \text{ p.f.g.}$

Como la formalidad (F) = núm. de p.f.g. en un litro = $0.133 \text{ p. f.g./}0.086 \text{ l.} = 0.15 \text{ F}$

30. (a) 2.50 N y 1.25 F; (b) 0.5 N y 0.5 F; (c) 1.0 N y 0.5F; (d) 1.86 N y 1.86 F

Experimentos con gelatina-I:

¿Cómo diferenciar un coloide de una disolución?

En los coloides, las partículas que los forman son mucho mayores que el tamaño de los átomos o de las moléculas, pero demasiado pequeñas para ser visibles. Su tamaño está comprendido entre 10^{-7} cm y 10^{-3} cm y existen débiles fuerzas de unión entre ellas. Los **soles** y los **geles** son coloides.

A mediados del siglo XIX, el inglés John Tyndall demostró que la dispersión de la luz en la atmósfera era causada por las partículas en suspensión en el aire. Este efecto lo utilizaremos para diferenciar, en el laboratorio una disolución de una dispersión coloidal. Cuando un rayo de luz que atraviesa un líquido con partículas en suspensión invisibles al ojo, es dispersado, estamos en presencia de un coloide. Si el rayo de luz no experimenta ninguna dispersión, el líquido es una disolución o una sustancia pura.

Material que vas a necesitar:

- Unas láminas de gelatina
- Un puntero laser

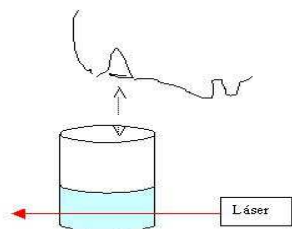
PRECAUCIÓN: Los punteros laser pueden ser peligrosos y no deben enfocar nunca hacia los ojos

¿Qué vamos a hacer?

Toma un par de láminas de gelatina, córtalas a trozos pequeños y ponlas en un vaso lleno hasta la mitad con agua caliente. Agita suavemente con una cucharilla hasta que veas que queda un líquido de aspecto homogéneo y transparente.

Deja el vaso en la nevera durante más o menos una hora. Cuando lo saques, el líquido se habrá solidificado en un gel coloidal.

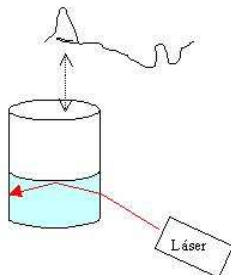
Dirige la luz de un puntero láser de manera que atraviese el coloide: podrás ver perfectamente el rayo de luz



Sigue experimentando

Puedes aprovechar para comprobar el fenómeno de la reflexión total.

Cuando diriges la luz del láser de manera que incide con un cierto ángulo por la parte inferior de la superficie gelatina-aire la luz, en lugar de emerger rebota otra vez dentro de la capa de gelatina.



Experimentos con gelatina-II: Fabrica una crema hidratante para las manos

En este experimento vamos a ver cómo se puede fabricar una crema hidratante para las manos a base de gelatina.

Puedes aprender más cosas sobre la gelatina en: ¿Qué es la gelatina?

Una de las causas de que la piel de las manos se reseque es el uso de detergentes que disuelven los componentes hidrófilos segregados por la dermis. Este hecho y la consiguiente pérdida de flexibilidad de la piel no pueden solucionarse añadiendo materiales grasos, pero pueden prevenirse y aliviarse los efectos con cremas que disminuyan la evaporación del agua a través de la piel.

Material que vas a necesitar:

- 100 mL de glicerina
- 4 gramos de gelatina
- 10 mL de agua de rosas
- unas gotas de perfume

¿Qué vamos a hacer?

Corta a trozos las láminas, dejándolas en remojo con el agua de rosas en un cazo pequeño durante una hora para que se ablanden. Pon el cazo en un baño de agua a calentar y añade la glicerina, poco a poco hasta que se haya disuelto. Si tienes un perfume (¡no hace falta que sea muy caro!) echa ahora unas gotas.

Vierte el líquido en botes de boca ancha y deja que al enfriar se forme el gel coloidal.

Usa esta crema para hidratar la piel de las manos.

NOTA DEL AUTOR: Con la receta que se presenta en esta experiencia queda una masa bastante dura, cuyo aspecto no es el que ofrecen las habituales cremas hidratantes. Para una crema más fluida hay que reducir la cantidad de gelatina (se empieza por usar la mitad) pero no es posible dar un valor definido, pues depende del gusto de quien la deba usar.

Experimento de química



Este **experimento de química** es uno de los más sorprendentes y mágicos que he visto. Explica como apagar unas velas sin tocarlas.

Materiales:

Bicarbonato de Sodio

Vinagre

Jarra

Velas

Procedimiento:

Lo que tienes que hacer es colocar media cucharada de bicarbonato de sodio en la jarra. Luego, agregas un poco de vinagre hasta que veas que ha quedado un líquido efervescente.

Por último, enciendes las velas, y haces como que le vuelcas “un gas mágico” que esta dentro de la jarra. Sorprendentemente, las velas se apagarán.

Cómo funciona el experimento?

La **mezcla entre bicarbonato de sodio y vinagre produce dióxido de carbono**. Es éste el “gas mágico” que hay dentro de la jarra. El CO_2 no es un gas muy liviano (respecto al aire atmosférico) por eso puedes “volcarlo”.

Lo que hace el CO_2 es prácticamente “ahogar” el fuego, ya que ocupa lugar que debería ocupar el oxígeno necesario para la combustión.

El CO_2 es el gas que se utiliza para recargar los extintores o matafuegos, y también es el gas que se utiliza para gasificar refrescos y sodas.

La presencia de cloro en el agua de la canilla

El objetivo de este experimento es mostrar a los alumnos de la escuela primaria, la presencia de cloro en el agua de la canilla.

El agua que usamos en nuestras casas, no debe contener microbios que puedan ser la causa de enfermedades muy peligrosas como por ejemplo diarreas, cólera, fiebre tifoidea. Para destruirlos, los químicos adicionan al agua pequeñas cantidades de gas cloro (que ellos mismos preparan en el laboratorio).

Para demostrar la presencia de cloro en el agua de la canilla, se utiliza una sustancia química, llamada reactivo del cloro u orto-tolidina. Cuando esa sustancia se mezcla con el cloro, aparece una coloración amarilla o marrón dependiendo de la cantidad de esta última sustancia.

Si el agua de la canilla no da color con el reactivo del cloro, no deberá ser consumida porque podría contener microbios nocivos para la salud.

Material

- 1 gradilla para tubos de ensayo.
- Tubos de ensayo de 15 ml.
- Solución de orto-tolidina en frasco gotero (que se puede conseguir en las casas que venden artículos para piscinas).
- " Agua de la canilla.
- Agua Jane bien diluida (sabemos que contiene cloro).

Procedimiento

Poner en un tubo de ensayo, 3 c.c. de agua que sabemos que contiene cloro (p. ej. agua Jane bien diluida) y le agregamos 3 gotas del reactivo del cloro.

Poner en un tubo de ensayo 3 c.c. de agua de la canilla de la escuela y agregar 3 gotas del reactivo del cloro.

Los alumnos deberán ver la aparición de un color amarillo, que muestra la presencia del cloro, en el paso 1 y en el paso 2.

Se puede completar el experimento haciéndolo con agua de diferente procedencia (p. ej. agua destilada, agua mineral, agua de aljibe).

Este experimento puede llevar a los niños a hacer muchísimas preguntas, lo que confirmaría la teoría de que las clases experimentales, ya mismo en la escuela primaria, llevan al entusiasmo y pueden ser catalizadoras de futuras vocaciones.

Conclusiones

- Los microbios pueden causar enfermedades.
- El agua que tomamos no debe estar contaminada con microbios nocivos para la salud.
- Para evitar enfermedades es necesario agregar al agua de la canilla, después de purificada, cantidades pequeñas de una sustancia capaz de matarlos: el cloro.

Algunos conceptos introducidos

- REACTIVO QUÍMICO (reactivo de una sustancia, es otra sustancia que en contacto con ella, produce un cambio. Este cambio puede ser de color, liberación de un gas, aparición de un precipitado, etc.). En nuestro caso el reactivo del cloro es la orto-tolidina con la que da una coloración amarilla o marrón.
- MICROBIOS.
- UNIDADES DE PURIFICACIÓN DEL AGUA PARA CONSUMO HUMANO.
- SUSTANCIA CAPAZ DE MATAR MICROBIOS: EL CLORO.
- IMPORTANCIA DE LA QUÍMICA EN LA SALUD PÚBLICA.

V UNIDAD QUÍMICA DE LOS COMPUESTOS DEL CARBONO

El carbono es un elemento notable por varias razones. Sus formas alotrópicas incluyen, sorprendentemente, una de las sustancias más blandas (el grafito) y la más dura (el diamante) y, desde el punto de vista económico, uno de los materiales más baratos (carbón) y uno de los más caros (diamante). Más aún, presenta una gran afinidad para enlazarse químicamente con otros átomos pequeños, incluyendo otros átomos de carbono con los que puede formar largas cadenas, y su pequeño radio atómico le permite formar enlaces múltiples. Así, con el oxígeno forma el óxido de carbono (IV), vital para el crecimiento de las plantas (ver ciclo del carbono); con el hidrógeno forma numerosos compuestos denominados genéricamente hidrocarburos, esenciales para la industria y el transporte en la forma de combustibles fósiles; y combinado con oxígeno e hidrógeno forma gran variedad de compuestos como, por ejemplo, los ácidos grasos, esenciales para la vida, y los ésteres que dan sabor a las frutas; además es vector, a través del ciclo carbono-nitrógeno, de parte de la energía producida por el Sol.¹

Estados alotrópicos

Se conocen cinco formas alotrópicas del carbono, además del amorfo: grafito, diamante, fulerenos, nanotubos y carbinos.²

Una de las formas en que se encuentra el carbono es el grafito, que es el material del cual está hecha la parte interior de los lápices de madera. El grafito tiene exactamente los mismos átomos del diamante, pero por estar dispuestos en diferente forma, su textura fuerza y color son diferentes. Los diamantes naturales se forman en lugares donde el carbono ha sido sometido a grandes presiones y altas temperaturas. Los diamantes se pueden crear artificialmente, sometiendo el grafito a temperaturas y presiones muy altas. Su precio es menor al de los diamantes naturales, pero si se han elaborado adecuadamente tienen la misma fuerza, color y transparencia.

El 22 de marzo de 2004 se anunció el descubrimiento de una sexta forma alotrópica: las nanoespumas.³

La forma amorfa es esencialmente grafito, pero no llega a adoptar una estructura cristalina macroscópica. Esta es la forma presente en la mayoría de los carbones y en el hollín.

La teoría de enlace de valencia

La teoría del enlace de valencia complementa a la teoría de orbitales moleculares. La teoría de orbitales moleculares puede predecir propiedades magnéticas (diamagnetismo y paramagnetismo) de una forma más directa, aunque la teoría de enlace de valencia en una forma complicada genera los mismos resultados. La teoría del enlace de valencia ve las propiedades de aromaticidad en las moléculas que la presentan como debidas a la resonancia entre las estructuras de Kekulé, Dewar y posiblemente iónicas, mientras que la teoría de orbitales moleculares las ve como la deslocalización de los electrones π . Las matemáticas subyacentes también son algo más complicadas, limitando el tratamiento por medio de la teoría de enlace de valencia a moléculas relativamente pequeñas. Por otra parte, la teoría del enlace de valencia provee una descripción más fácil de visualizar de la reorganización de la carga electrónica que tiene lugar cuando se rompen y se forman enlaces durante el curso de una reacción química. En particular, la teoría del enlace de valencia predice correctamente la disociación de moléculas diatómicas homonucleares en átomos separados, mientras que la teoría de orbitales moleculares en su forma simple predice la disociación en una mezcla de átomos y iones.

Más recientemente, algunos grupos han desarrollado lo que frecuentemente se llamada teoría moderna del enlace de valencia. Esta teoría reemplaza el traslape de orbitales atómicos con el traslape de orbitales

de enlace de valencia que se expande por toda la molécula. Las energías resultantes son más competitivas cuando se introduce correlación electrónica basada en las funciones de onda de referencia de Hartree-Fock

Aplicaciones de la teoría del enlace de valencia

Un aspecto importante de la teoría del enlace de valencia es la condición de máximo traslape que conduce a la formación de los enlaces posibles más fuertes. Esta teoría se usa para explicar la formación de enlaces covalentes en muchas moléculas.

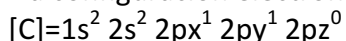
Por ejemplo en el caso de la molécula F_2 , el enlace F-F está formado por el traslape de orbitales p de dos átomos de flúor diferentes, cada uno conteniendo un electrón desapareado. Dado que la naturaleza de los orbitales es diferente en las moléculas de H_2 y F_2 , la fuerza de enlace y la longitud de enlace diferirán en ambas moléculas.

En una molécula de HF, el enlace covalente está formado por el traslape del orbital 1s del H y 2p del F, cada uno conteniendo un electrón desapareado. La compartición mutua de los electrones entre H y F resulta en la formación de un enlace covalente entre ambos.

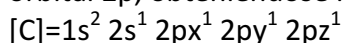
La **Química Orgánica** es la **Química del Carbono**. Por compuestos orgánicos entendemos los compuestos del carbono, excepto los óxidos CO y CO_2 y los carbonatos que se estudian como compuestos inorgánicos desde siempre. La Química Orgánica no es sólo la química de los compuestos de los seres vivos, son también los compuestos derivados del petróleo, del carbón, y los preparados sintéticamente en el laboratorio.

El número de compuestos orgánicos conocidos (varios millones en la actualidad) es muy superior al de compuestos inorgánicos, a pesar de ser tan pocos los elementos que entran en su composición. La razón de este hecho hay que buscarla en la capacidad que presenta el carbono para combinarse fácilmente consigo mismo y con otros elementos mediante enlaces covalentes.

La configuración electrónica del carbono es:



Dada la poca diferencia de energía entre los orbitales 2s y los 2p es fácil promocionar un electrón 2s a un orbital 2p, obteniéndose la configuración:



que permite la formación de cuatro enlaces covalentes por compartición de electrones, ya sea consigo mismo o con otros elementos, se gana así con creces la energía antes invertida en promocionar el electrón a un orbital superior.

El gran número de compuestos orgánicos y la tremenda variedad de sus tamaños y estructuras hace necesaria una mínima sistematización en su nomenclatura. La IUPAC (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada) diseñó unas normas que se basan fundamentalmente en la utilización de prefijos que indican el número de átomos de carbono de las cadenas carbonadas y sufijos para informar sobre la presencia de los diversos grupos funcionales, que se convierten en prefijos específicos cuando no actúan como grupo principal en los compuestos polifuncionales.

Veremos más despacio las normas básicas de formulación de las funciones orgánicas más representativas.

Fórmulas químicas

La fórmula química es la forma escrita de una molécula. Debe proporcionar, como mínimo, dos informaciones importantes: qué elementos forman el compuesto y en qué proporción se encuentran dichos elementos en el mismo.

La fórmula puede ser:

Empírica:

Es la fórmula más simple posible. Indica qué elementos forman la molécula y en qué proporción están. Es la fórmula que se obtiene a partir de la composición centesimal de un compuesto. Por ejemplo, si tenemos un hidrocarburo (formado por H y C) podemos combustionarlo en presencia de oxígeno, y a partir del CO₂ y H₂O que se forman determinar la cantidad de C e H que contiene. Bastará calcular los moles de C e H, y dividir estas dos cantidades por el valor más pequeño determinando la proporción de los átomos en el compuesto, es decir, su fórmula empírica.

Ejemplo: CH, compuesto formado por carbono e hidrógeno, en la proporción: 1 a 1.

Molecular:


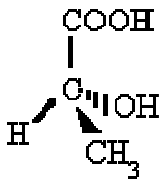
Indica el número total de átomos de cada elemento en la molécula. Para conocer la fórmula molecular a partir de la empírica es preciso conocer la masa molecular del compuesto. A partir de las propiedades coligativas, como presión osmótica, descenso crioscópico o aumento ebulloscópico, podemos determinar la masa molecular, y a partir de ésta la fórmula molecular con una simple proporción.

Hay tres formas distintas de escribir una fórmula molecular:

Condensada	Expresa el tipo y número de átomos de la molécula. Pero no informa de los enlaces que presenta la misma.	Ejemplo: C ₆ H ₆ compuesto formado por seis átomos de carbono y seis átomos de hidrógeno.
Semidesarrollada	En ella se representa sólo los enlaces carbono-carbono.	Ejemplo: HC ≡ CH presenta un enlace triple carbono-carbono.
Desarrollada Estructural	Se representan todos los enlaces de la molécula.	Ejemplo: H - C ≡ C - H En la mayor parte de los casos bastará con la fórmula semidesarrollada.

Geométricas:

Abrevian la escritura e indican la distribución de los átomos en el plano o en el espacio.

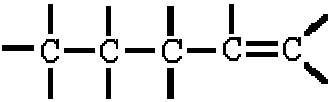
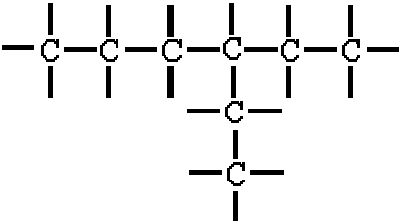
Planas	 en lugar de CH ₃ - CH ₂ - CH ₂ - CH ₂ - CH ₂ - CH ₂ - CH ₂ - CH ₃
Tridimensionales	 Las cuñas y líneas discontinuas pretenden ayudar a dar perspectiva a la molécula. COOH y H están en el plano. OH está detrás del plano. CH ₃ está delante del plano.

Cadena carbonada

Es la secuencia de átomos de carbono, unidos entre sí, que forman el esqueleto de la molécula orgánica.

Hay diferentes tipos de cadena, según sea a su forma:

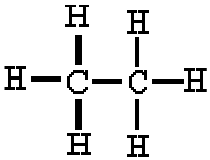
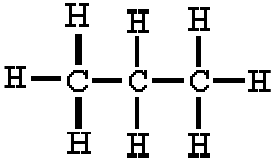
Abierta o acíclica: Los átomos de carbono extremos no están unidos entre sí. No forman anillos o ciclos.
Puede ser:

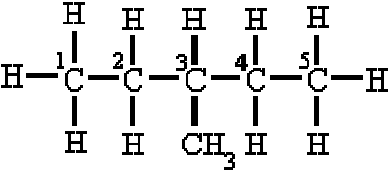
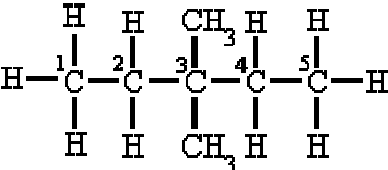
Lineal	No llevan ningún tipo de sustitución. Los átomos de carbono pueden escribirse en línea recta. Aunque también se pueden escribir retorcidas para ocupar menor espacio. Es importante saber ver que aunque esté torcida es una cadena lineal.	
Ramificada	De alguno de los carbonos de la cadena lineal sale otra o otras cadenas secundarias o ramas.	

Cerrada o cíclica: El último carbono de la cadena se une al primero, formando un ciclo o anillo.
Hay varios tipos:

Homocíclica	Los átomos del ciclo son átomos de carbono.
Heterocíclica	Algún átomo de carbono del ciclo fue sustituido por otro átomo, por ejemplo N, S, O, etc.
Monocíclica	Sólo hay un ciclo.
Policíclica	Hay varios ciclos unidos.

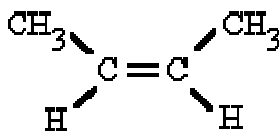
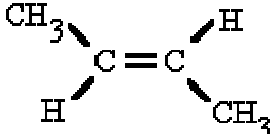
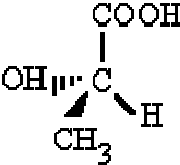
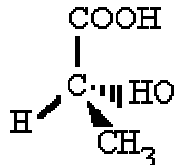
Clases de átomos de carbono

Primario	Un carbono es primario si está unido sólo a un átomo de carbono.	 <p>Los dos átomos de carbono son primarios</p>
Secundario	Si está unido a dos átomos de carbono.	 <p>El átomo de carbono central es secundario.</p>

<p>Terciario</p>	<p>Si está unido a tres átomos de carbono.</p>	 <p>El átomo de carbono (3) es terciario.</p>
<p>Cuaternario</p>	<p>Si está unido a cuatro átomos de carbono.</p>	 <p>El átomo de carbono (3) es cuaternario.</p>

Isómeros

Se llaman **isómeros** a dos o más compuestos diferentes que tienen la misma **fórmula molecular**, pero **diferente fórmula estructural**, y diferentes propiedades físicas o químicas.

<p>Estructural: Los isómeros se diferencian por el orden en que están enlazados los átomos en la molécula.</p>		
<p>Isomería de cadena: Distinta colocación de algunos átomos en la cadena.</p>	$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$
<p>Isomería de posición: Distinta posición del grupo funcional.</p>	$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2\text{OH}$	$\text{CH}_3 - \text{CHOH} - \text{CH}_3$
<p>Isomería de función: Distinto grupo funcional.</p>	$\text{CH}_3 - \text{CH}_2\text{OH}$	$\text{CH}_3 - \text{O} - \text{CH}_3$
<p>Estereoisomería: Los isómeros se diferencian por la disposición tridimensional de los átomos en la molécula.</p>		
<p>Isomería geométrica o cis-trans: propia de los compuestos con dobles enlaces.</p>		
<p>Isomería óptica: propia de compuestos con carbonos asimétricos, es decir, con los cuatro sustituyentes diferentes.</p>		

Función química y grupo funcional

Se llama **función química** a cada grupo de compuestos con propiedades y comportamientos químicos

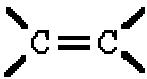



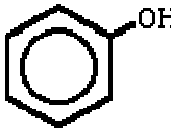
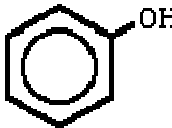
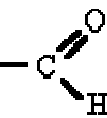
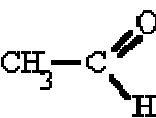
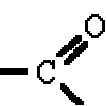
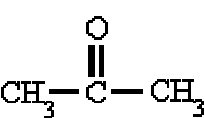
característicos.

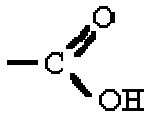
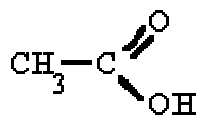
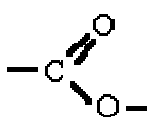
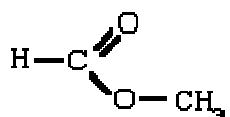

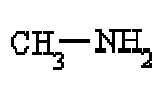
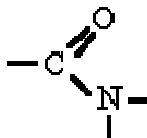
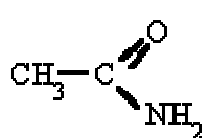
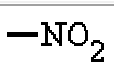
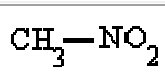
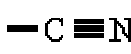
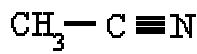
Cada función se caracteriza por poseer un agregado, de uno o varios átomos, al que se denomina **grupo funcional**.

Las funciones químicas que vamos a formular, con sus grupos funcionales, están en la siguiente **tabla**.

Tipos de funciones

Ahí tienes los 17 tipos de funciones que vamos a tratar. Así mismo muchos compuestos comparten varias funciones en su molécula, para nombrarlos tienes que tener en cuenta el orden de preferencia de los grupos funcionales.

FUNCIÓN	GRUPO FUNCIONAL	EJEMPLO
Alcanos	No tiene	$\text{CH}_3 - \text{CH}_3$
Alquenos		$\text{CH}_2 = \text{CH}_2$
Alquinos	$-\text{C} \equiv \text{C}-$	$\text{CH} \equiv \text{CH}$
Hidrocarburos cíclicos	No tiene	
Hidrocarburos aromáticos		
Halogenuros de alquilo	$-\text{X}$	$\text{Cl} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$
Alcoholes	$-\text{OH}$	$\text{CH}_3 - \text{CH}_2\text{OH}$
Fenoles		
Éteres	$-\text{O}-$	$\text{CH}_3 - \text{O} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$
Aldehidos		
Cetonas		

Ácidos carboxílicos		
Ésteres		
Aminas		
Amidas		
Nitrocompuestos		
Nitrilos		

Nomenclatura

Es el conjunto de reglas que permiten asignar, unívocamente, un nombre a cada compuesto químico.

Nomenclatura sistemática

Es la que se ajusta a un sistema prefijado.


Se deben seguir los convenios establecidos por la I.U.P.A.C. (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada).

Nomenclatura tradicional

Arraigada en el lenguaje químico convencional, aún que no sigue unas normas prefijadas.

Muchos de estos nombres tradicionales están aceptados por la IUPAC.

Ejemplos	Nombre sistemático	Nombre tradicional
$\text{CH}_2=\text{CH}_2$	eteno	etileno
$\text{CH}\equiv\text{CH}$	etino	acetileno
Cl_3CH	triclorometano	cloroformo
$\text{HOOC}-\text{COOH}$	ácido etanodioico	ácido oxálico

	metilbenceno	tolueno
---	--------------	---------

VI UNIDAD HIDROCARBUROS ALIFÁTICOS Y ALICÍCLICOS

Hidrocarburos

Son compuestos formados exclusivamente por **carbono e hidrógeno**.

A continuación se muestra la clasificación de los hidrocarburos.

3.1 Alcanos

Los alcanos **son hidrocarburos saturados**, están formados exclusivamente por carbono e hidrógeno y únicamente hay enlaces sencillos en su estructura.

Fórmula general: C_nH_{2n+2} donde "n" represente el número de carbonos del alcano.

Esta fórmula nos permite calcular la fórmula molecular de un alcano. Por ejemplo para el alcano de 5 carbonos: $C_5H_{(2 \times 5) + 2} = C_5H_{12}$

Serie homóloga.- Es un conjunto de compuestos en los cuales cada uno difiere del siguiente en un grupo metileno (-CH₂-), excepto en los dos primeros.

Fórmula molecular	Nombre	Fórmula semidesarrollada
CH_4	<i>Metano</i>	CH_4
C_2H_6	<i>Etano</i>	CH_3-CH_3
C_3H_8	<i>Propano</i>	$CH_3-CH_2-CH_2-CH_3$
C_4H_{10}	<i>Butano</i>	$CH_3-CH_2-CH_2-CH_3$
C_5H_{12}	<i>Pentano</i>	$CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$
C_6H_{14}	<i>Hexano</i>	$CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$
C_7H_{16}	<i>Heptano</i>	$CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$
C_9H_{20}	<i>Nonano</i>	$CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$
$C_{10}H_{22}$	<i>Decano</i>	$CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$

Serie homóloga de los alcanos

La terminación sistémica de los alcanos es **ANO**. Un compuestos con esta terminación en el nombre no siempre es un alcano, pero la terminación indica que es un compuesto saturado y por lo tanto no tiene enlaces múltiples en su estructura.

b) Nomenclatura de alcanos

Las reglas de nomenclatura para compuestos orgánicos e inorgánicos son establecidas por la Unión Internacional de Química pura y aplicada, IUPAC (de sus siglas en inglés).

A continuación se señalan las reglas para la nomenclatura de alcanos. Estas reglas constituyen la base de la nomenclatura de los compuestos orgánicos.

- 1.- La base del nombre fundamental, es la cadena continua más larga de átomos de carbono.
- 2.- La numeración se inicia por el extremo más cercano a una ramificación. En caso de encontrar dos ramificaciones a la misma distancia, se empieza a numerar por el extremo más cercano a la ramificación de menor orden alfabético. Si se encuentran dos ramificaciones del mismo nombre a la misma distancia de cada uno de los extremos, se busca una tercera ramificación y se numera la cadena por el extremo más cercano a ella.
- 3.- Si se encuentran dos o más cadenas con el mismo número de átomos de carbono, se selecciona la que deje fuera los radicales alquilo más sencillos. En los isómeros se toma los lineales como más simples. El n-propil es menos complejo que el isopropil. El ter-butil es el más complejo de los radicales alquilo de 4 carbonos.
- 4.- Cuando en un compuesto hay dos o más ramificaciones iguales, no se repite el nombre, se le añade un prefijo numeral. Los prefijos numerales son:

Número	Prefijo
2	di ó bi
3	tri
4	tetra
5	penta
6	hexa
7	hepta

6.- Se escriben las ramificaciones en orden alfabético y el nombre del alcano que corresponda a la cadena principal, como una sola palabra junto con el último radical. Al ordenar alfabéticamente, los prefijos numerales y los prefijos n-, sec- y ter- no se toman en cuenta.

7.- Por convención, los números y las palabras se separan mediante un guión, y los números entre sí, se separan por comas.

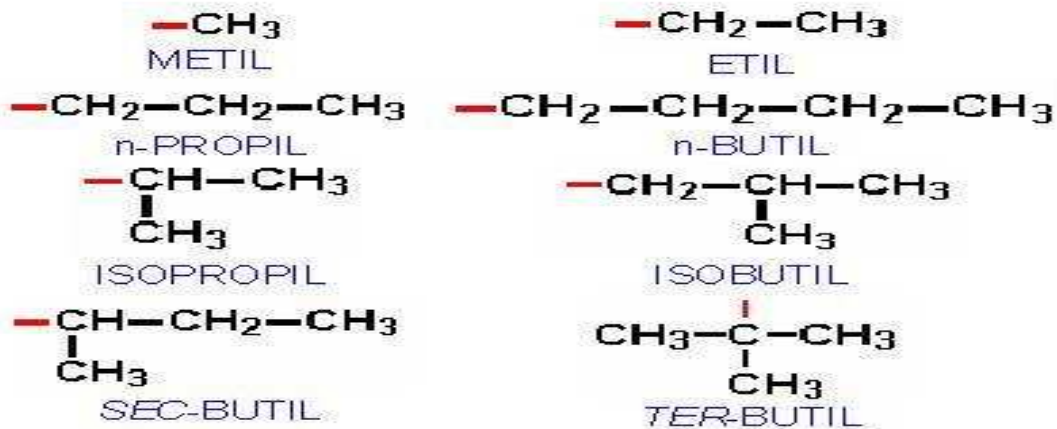
La comprensión y el uso adecuado de las reglas señaladas facilitan la escritura de nombres y fórmulas de compuestos orgánicos.

Radicales alquilo

Cuando alguno de los alcanos pierde un átomo de hidrógeno se forma un **radical alquilo**. Estos radicales aparecen como ramificaciones sustituyendo átomos de hidrógeno en las cadenas.

Los radicales alquilo de uso más común son:

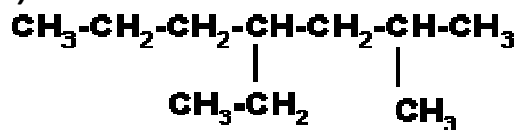
RADICALES ALQUILO



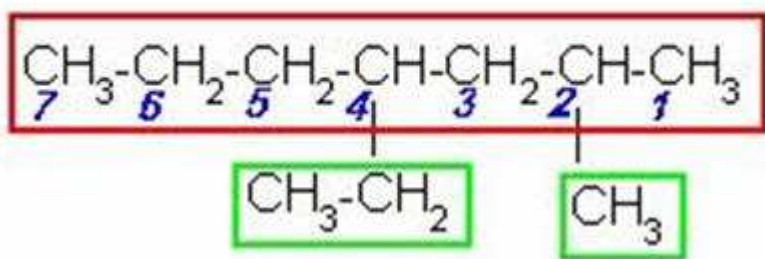
Las líneas rojas indican el enlace con el cual el radical se une a la cadena principal. Esto es muy importante, el radical no puede unirse por cualquiera de sus carbonos, sólo por el que tiene el enlace libre.

Ejemplos de nomenclatura de alcanos

1)



Buscamos la cadena de carbonos continua más larga y numeramos por el extremo más cercano a un radical, e identificamos los que están presentes.



La cadena continua más larga tiene 7 carbonos y se empezó la numeración por el extremo derecho porque es el más cercano a un radical. . Identificamos los radicales y el número del carbono al que están unidos, los acomodamos en orden alfabético y unido el último radical al nombre de la cadena.

4-ETIL-2-METILHEPTANO

Evaluemos

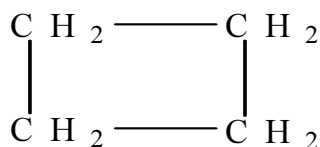
1. Escriba en una hoja blanca tamaño carta, la estructura correcta para cada uno de los siguientes nombres.

- 1) 3-ETIL-2,3-DIMETILPENTANO
- 2) 2-METILBUTANO
- 3) 4-ETIL-2,2,5,6-TETRAMETILHEPTANO
- 4) 5-TER-BUTIL-3-ETIL-5-ISOPROPILOCTANO
- 5) 5-SEC-BUTIL-4-n-PROPILNONANO

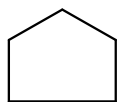
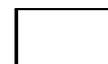
PROPIEDADES QUÍMICAS DE LOS ALCANOS

Combustión u oxidación

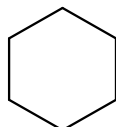
La reacción de los alcanos con el oxígeno para formar dióxido de carbono, agua y lo más importante *calor*, es la principal reacción que se desarrolla en una máquina de combustión interna: su tremenda importancia práctica es evidente. $\text{CH}_3 + \text{CH}_2 + \text{CH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{calor}$



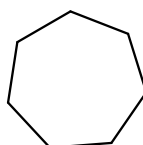
ciclobutano



ciclopentano

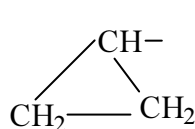


ciclohexano

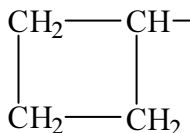


cicloheptano

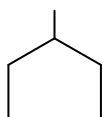
Los sustituyentes cíclicos que se derivan de ciclo alcanos no sustituidos se nombran al igual que los sustituyentes de alcanos abiertos, reemplazando la terminación ANO por il o ilo. Así por ejemplo:



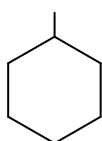
ciclopropil



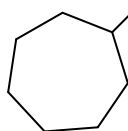
ciclobutil



ciclopentil

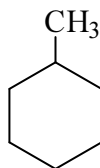


ciclohexil

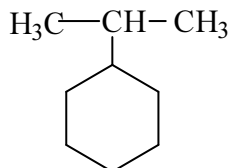


cicloheptil

.- Si un ciclo alcano posee **un** sustituyente, este debe ser nombrado en primer lugar sin indicar su número de posición.

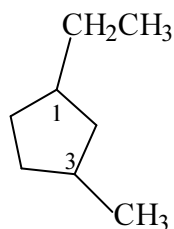


metilciclohexano

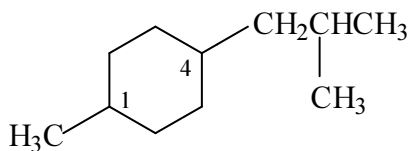


(1-metiletil)ciclohexano

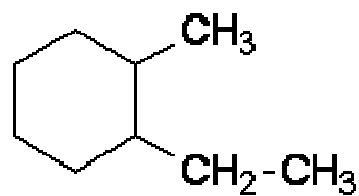
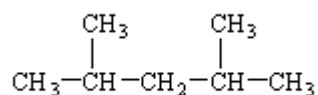
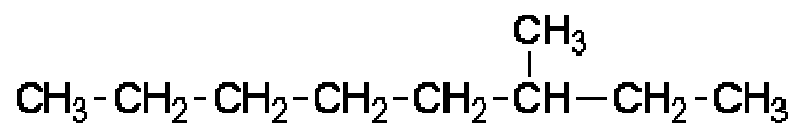
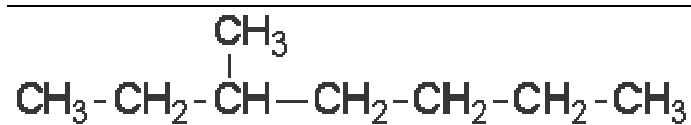
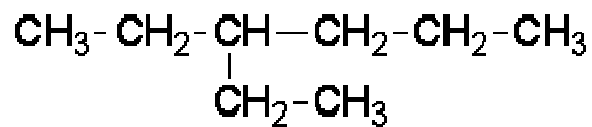
Si en el anillo hay más de un sustituyente, entonces se les ordena alfabéticamente, asignándole al primero la posición número uno en el anillo. La numeración en el anillo continúa en el sentido de darle la más baja posible al resto de los sustituyentes.



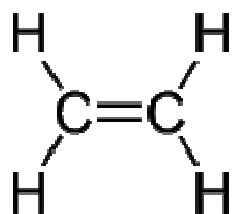
1-etil-3-metilciclopentano



1-metil-4-(2-metilpropil)ciclohexano



Alquenos



El alqueno más simple de todos es el eteno o etileno.

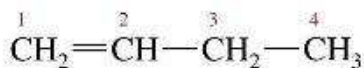
Los **alquenos** u **olefinas** son hidrocarburos insaturados que tienen uno o varios dobles enlaces carbono-carbono en su molécula. Se puede decir que un alqueno no es más que un alcano que ha perdido dos átomos de hidrógeno produciendo como resultado un enlace doble entre dos carbonos. Los alquenos cíclicos reciben el nombre de cicloalquenos.

Nomenclatura sistemática (IUPAC)

Artículo principal: Nomenclatura química de los compuestos orgánicos

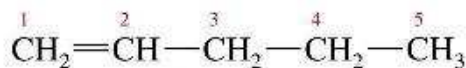
1. Nombrar al hidrocarburo principal: Se ha de encontrar la cadena carbonada más larga que contenga el enlace doble, no necesariamente la de mayor tamaño, colocando los localizadores que tengan el menor número en los enlaces dobles, numerando los átomos de carbono en la cadena comenzando en el extremo más cercano al enlace doble. **NOTA:** Si al enumerar de izquierda a derecha como de derecha a izquierda, los localizadores de las insaturaciones son iguales, se busca que los dobles enlaces tenga menor posición o localizador más bajo.
2. Si la cadena principal tiene sustituyentes iguales en el mismo átomo de carbono separando por comas los números localizadores que se repiten en el átomo, estos se separan por un guión de los prefijos: Di, Tri, Tetra, etc. Respectivamente al número de veces que se repita el sustituyente.
3. Los sustituyentes se escriben de acuerdo al orden alfabético con su respectivo localizador.
4. Si en la cadena principal existen varios sustituyentes ramificados iguales se coloca el número localizador en la cadena principal separando por un guión, y se escribe el prefijo correspondiente al número de veces que se repita con los prefijos: Bis, Tris, Tetraquis, Pentaquis, etc. Seguido de un paréntesis dentro de cual se nombra al sustituyente complejo con la terminación -IL
5. Realizado todo lo anterior con relación a los sustituyentes, se coloca el número de localizador del doble enlace en la cadena principal separada de un guión, seguido del nombre de acuerdo al número de átomos de carbono reemplazando la terminación -ano por el sufijo -eno.
6. Si se presentan más de un enlace doble, se nombra indicando la posición de cada uno de los dobles enlaces con su respectivo número localizador, se escribe la raíz del nombre del alqueno del cual proviene, seguido de un prefijo de cantidad: di, tri, tetra, etc. y utilizando el sufijo -eno. Ej:-dieno, -trieno y así sucesivamente.

Fórmula	Recomendaciones IUPAC-1979	Recomendaciones IUPAC-1993
	localizador - prefijo de número átomos (acabado en -eno)	C prefijo de número átomos C - localizador -eno
CH ₃ -CH ₂ - CH=CH ₂	1-buteno	but-1-eno

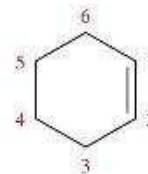


Nombres IUPAC
Nuevos nombres IUPAC

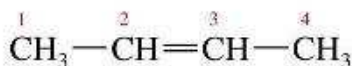
1-buteno
but-1-eno



1-penteno
pent-1-eno

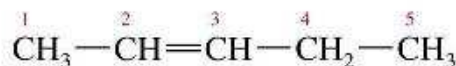


ciclohexeno

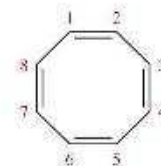


Nombres IUPAC
Nuevos nombres IUPAC

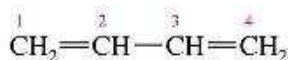
2-buteno
but-2-eno



2-penteno
pent-2-eno



1,3,5,7-ciclooctatetraeno
cicloocta-1,3,5,7-tetraeno



Nombres IUPAC
Nuevos nombres IUPAC

1,3-butadieno
buta-1,3-dieno



1,3,5-heptatrieno
hepta-1,3,5-trieno

Reacciones químicas de alquenos

Síntesis o como se obtienen los alquenos

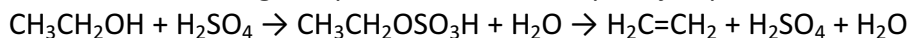
Los alquenos se pueden sintetizar de una de cuatro reacciones:

Deshidrohalogenación



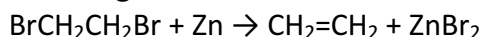
Deshidratación

La eliminación de agua a partir de alcoholes, por ejemplo:

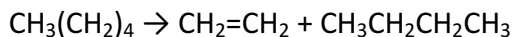


También por la reacción de Chugaev y la reacción de Grieco.

Deshalogenación



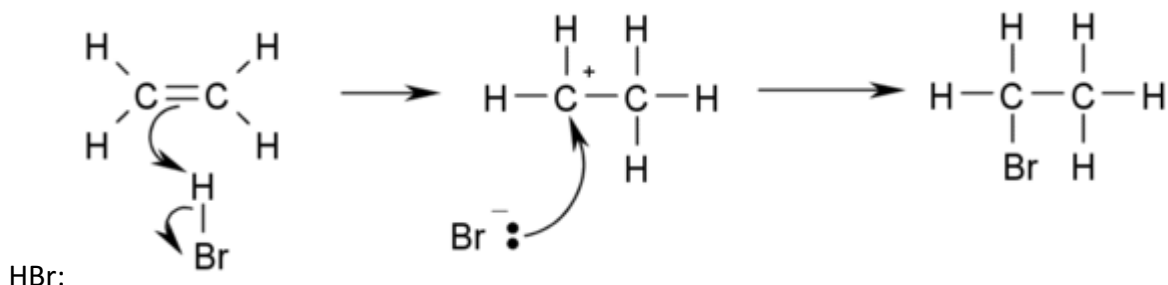
Pirólisis (con calor)



Reacciones Químicas de alquenos

Los alquenos son más reactivos que los alcanos. Sus reacciones características son las de adición de otras moléculas, como haluros de hidrógeno, hidrógeno y halógenos. También sufren reacciones de polimerización, muy importantes industrialmente.

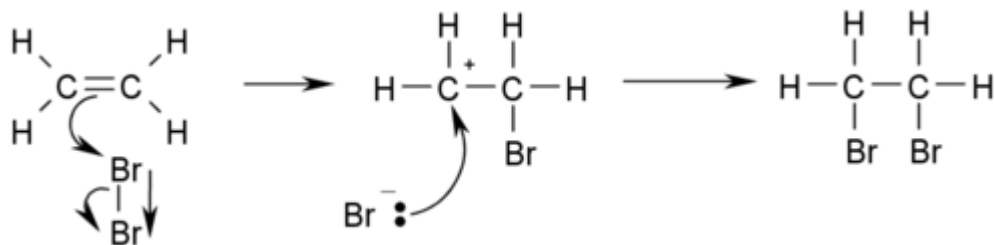
1. Hidrohalogenación: se refiere a la reacción con haluros de hidrógeno formando alcanos halogenados del modo $\text{CH}_3\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{HX} \rightarrow \text{CH}_3\text{CHXCH}_3$. Por ejemplo, halogenación con el ácido



Estas reacciones deben seguir la Regla de Markownikoff de enlaces dobles.

1. Hidrogenación: se refiere a la hidrogenación catalítica (usando Pt, Pd, o Ni) formando alcanos del modo $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_3$.

2. Halogenación: se refiere a la reacción con halógenos (representados por la X) del modo $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{X}_2 \rightarrow \text{XCH}_2\text{CH}_2\text{X}$. Por ejemplo, halogenación con bromo:



Formulación de alquenos

¿Fórmula funcional de los siguientes alquenos?

- 3 propil 3 hepteno
- 2,4 dietil 3 penteno
- 2,2 dimetil, 3 etil 5 octeno

Cicloalqueno

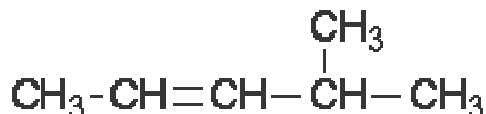
Los **cicloalquenos** son hidrocarburos cuyas cadenas se encuentran cerradas y cuentan con al menos un doble enlace covalente, como es el caso del ciclopropeno. Al ser cadenas cerradas, se presenta la insaturación de dos átomos de hidrógeno, además, por presentar enlaces covalentes dobles, cada enlace de estos supone dos insaturaciones menos. Los enlaces de los cicloalquenos tienen cierta elasticidad comparándolos con otros enlaces. A medida que el número de carbonos en el Cicloalqueno va aumentando, la elasticidad del compuesto también aumenta. Su fórmula es $(\text{C}_n\text{H}_{2n})$.

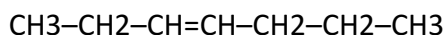
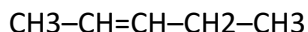
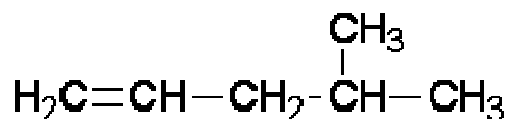
ciclo buteno ciclo penteno ciclo hexeno ciclo octeno ciclo hepteno ciclo buteno

Empareje los nombres de la izquierda con las fórmulas de la derecha

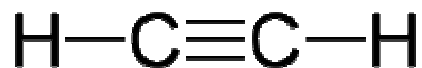
- 3-Hepteno
- 4-metil-2-penteno
- 2-Penteno

4-metilpent-1-eno





Alquinos



El alquino más simple es el acetileno.

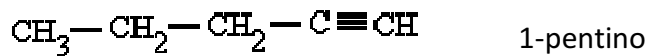
Los **alquinos** son hidrocarburos alifáticos con al menos un triple enlace entre dos átomos de carbono. Se trata de compuestos meta estables debido a la alta energía del triple enlace carbono-carbono. Su fórmula general es $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$

Nomenclatura

1. Se toma como cadena principal la cadena continua más larga que contenga el o los triples enlaces.
2. La cadena se numera de forma que los átomos de carbono del triple enlace tengan los números más bajos posibles.
3. Dicha cadena principal se nombra con la terminación -ino, especificando el número de átomos de carbono de dicha cadena con un prefijo (et- dos, prop- tres, but- cuatro; pent-; hex-; etc). Ej.: propino, $\text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{CH}$.
4. En caso necesario, la posición del triple enlace se indica mediante el menor número que le corresponde a uno de los átomos de carbono del enlace triple. Dicho número se sitúa antes de la terminación -ino. Ej.: $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{C}\equiv\text{C}-\text{CH}_3$, hept-2-ino.
5. Si hay varios triples enlaces, se indica con los prefijos di, tri, tetra... Ej.: octa-1,3,5,7-tetraino, $\text{HC}\equiv\text{C}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{CH}_3$.
 1. Si existen dobles y triples enlaces, se da el número más bajo al doble enlace. Ej.: pent-2-en-4-ino, $\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}-\text{C}\equiv\text{CH}$
 2. Los sustituyentes tales como átomos de halógeno o grupos alquilo se indican mediante su nombre y un número, de la misma forma que para el caso de los alcanos. Ej.: 3-cloropropino, $\text{HC}\equiv\text{C}-\text{CH}_2\text{Cl}$; 2,5-dimetilhex-3-ino, $\text{CH}_3-\text{C}(\text{CH}_3)-\text{C}\equiv\text{C}-\text{C}(\text{CH}_3)-\text{CH}_3$.

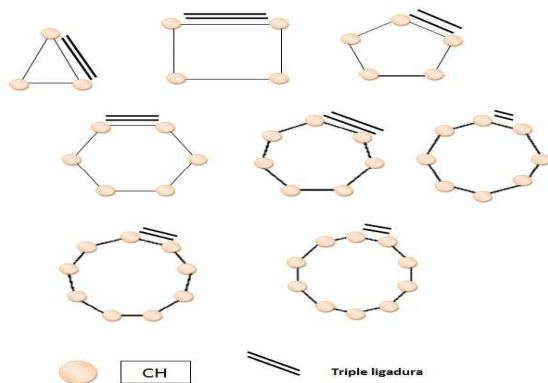
Ejemplos





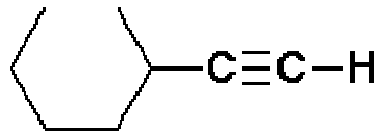
Los cicloalquinos son los alquinos cíclicos, es decir, cadenas hidrocarbonadas cíclicas con enlaces triples entre carbonos. Se les clasifica dentro de los hidrocarburos alicíclicos.

- 1.-ciclopropino
- 2.-ciclobutino
- 3.-ciclopentino
- 4.-ciclohexino
- 5.-cicloheptino
- 6.-ciclooctino
- 7.-ciclonoñino
- 8.-ciclodécino

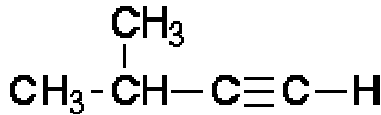


EVALUAMOS

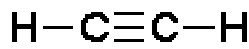
Empareje los nombres de la derecha con las fórmulas de la izquierda. OBSERVE SI ES CORRECTO



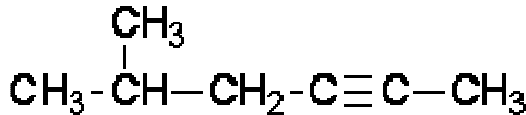
ciclohexiletino



3-metil-1-butino



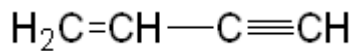
acetileno



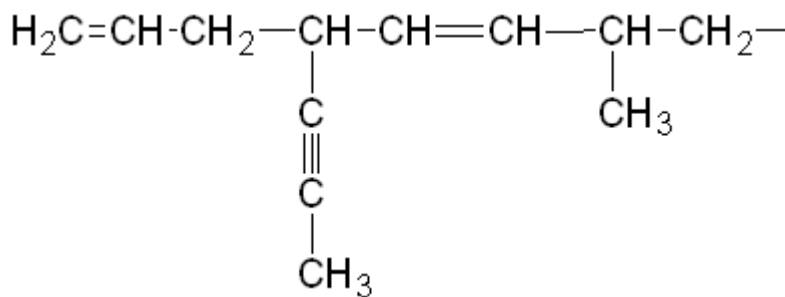
5-metilhex-2-ino

Empareje los nombres de la derecha con las fórmulas de la izquierda

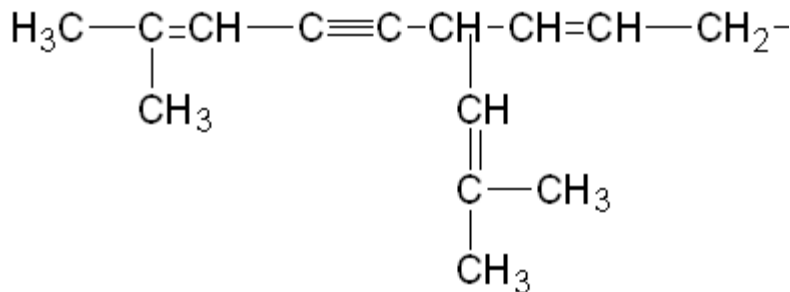
Comprobar



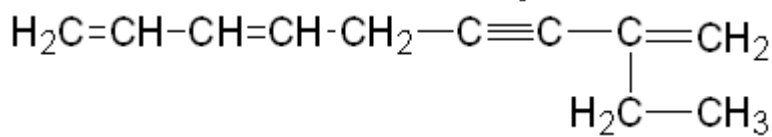
1-buten-3-ino



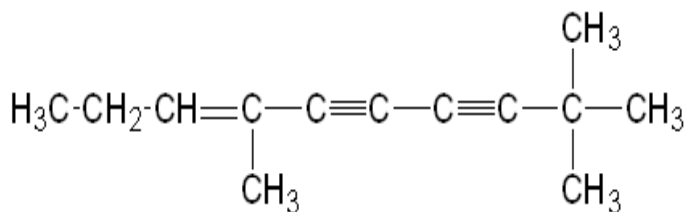
2-metil-6-(2-metil-1-propenil)-2,7-decadien-4-ino



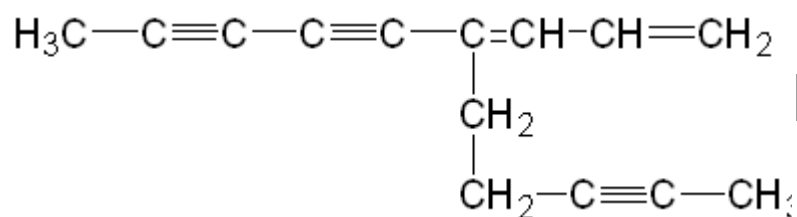
2-metil-6-(2-metil-1-propenil)-2,7-decadien-4-ino



8-etil-1,3,8-nonatrien-6-ino

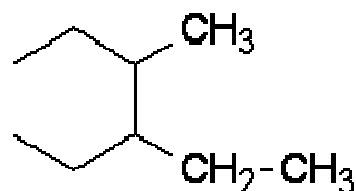
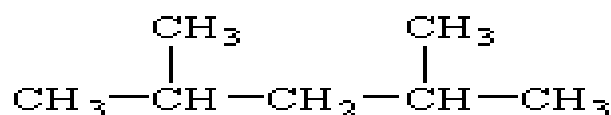
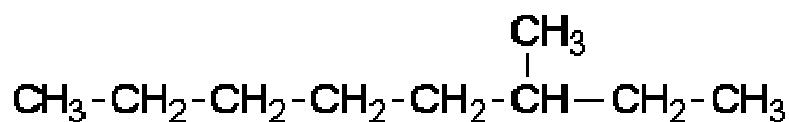
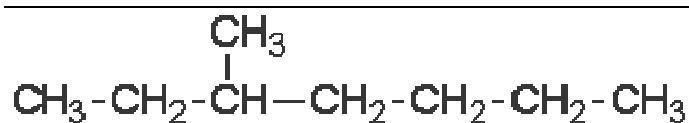
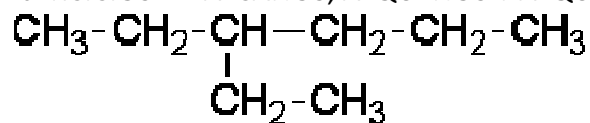


4-(3-pentil)-1,3-nonadieno-5,7-diino



2-metil-6-(2-metil-1-propenil)-2,7-decadien-4-ino

EJERCICIOS DE ALCANOS, ALQUENOS Y ALQUINOS ¿Cuál es el nombre del siguiente alcano ramificado?



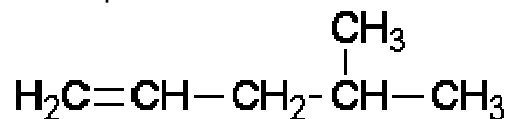
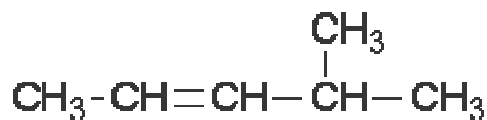
Empareje los nombres de la izquierda con las fórmulas de la derecha

3-Hepteno

4-metil-2-penteno

2-Penteno

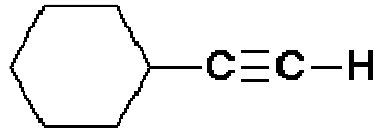
4-metilpent-1-eno



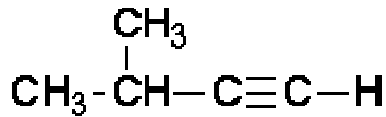
CH₃-CH=CH-CH₂-CH₃

CH₃-CH₂-CH=CH-CH₂-CH₂-CH₃

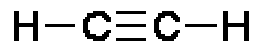
Empareje los nombres de la derecha con las fórmulas de la izquierda



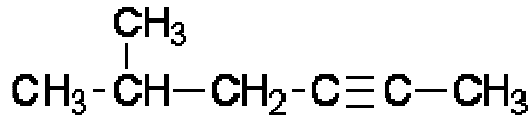
ciclohexiletino



3-metil-1-butino



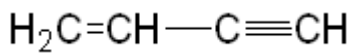
acetileno



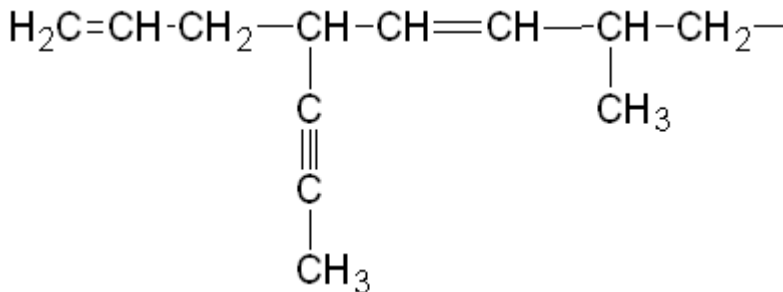
5-metilhex-2-ino

Empareje los nombres de la derecha con las fórmulas de la izquierda

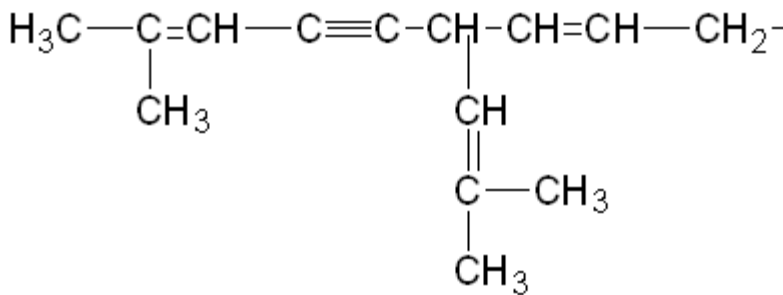
Comprobar



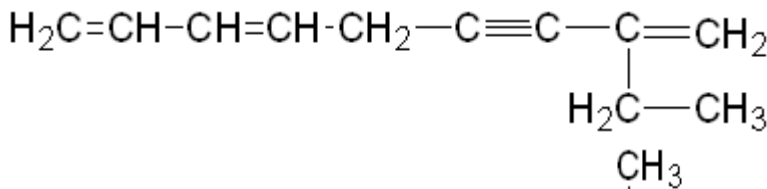
1-buten-3-ino



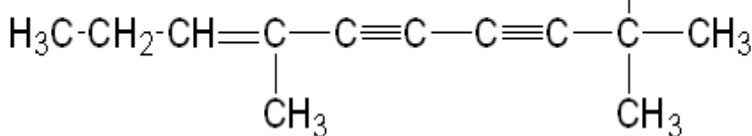
7-metil-4-(1-propinil)-1,5-nonadieno



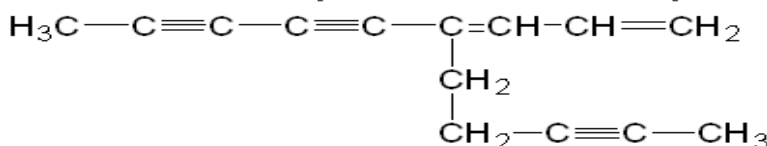
2-metil-6-(2-metil-1-propenil)-2,7-decadien-4-ino



8-etil-1,3,8-nonatrien-6-ino



4,9,9-trimetil-3-deceno-5,7-diino



4-(3-pentini)-1,3-nonadieno-5,7-diino

VII UNIDAD HIDROCARBUROS AROMÁTICOS

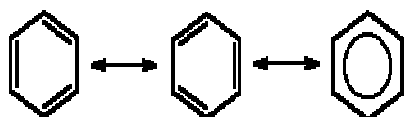
Hidrocarburo aromático

¿Qué son?

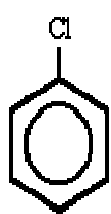
Son hidrocarburos derivados del benceno. El benceno se caracteriza por una inusual estabilidad, que le viene dada por la particular disposición de los dobles enlaces conjugados.

¿Cómo se nombran?

Reciben este nombre debido a los olores intensos, normalmente agradables, que presentan en su mayoría. El nombre genérico de los hidrocarburos aromáticos mono y policíclicos es "**areno**" y los radicales derivados de ellos se llaman radicales "**arilo**". Todos ellos se pueden considerar **derivados del benceno**, que es una molécula cíclica, de forma hexagonal y con un orden de enlace intermedio entre un enlace sencillo y un doble enlace. Experimentalmente se comprueba que los seis enlaces son equivalentes, de ahí que la molécula de benceno se represente como una estructura resonante entre las dos fórmulas propuestas por Kekulé, en 1865, según el siguiente esquema:



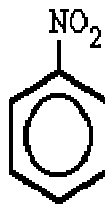
Cuando el benceno lleva un radical se nombra primero dicho radical seguido de la palabra "**-benceno**".



clorobenceno,



metilbenceno

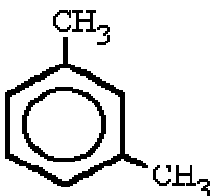
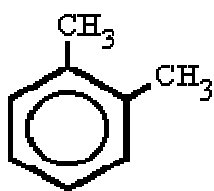


(tolueno)

y

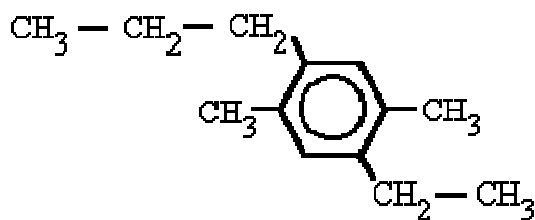
nitrobenceno

Si son dos los radicales se indica su posición relativa dentro del anillo bencénico mediante los números 1,2; 1,3 ó 1,4, teniendo el número 1 el sustituyente más importante. Sin embargo, en estos casos se sigue utilizando los prefijos "**orto**", "**meta**" y "**para**" para indicar esas mismas posiciones del segundo sustituyente.



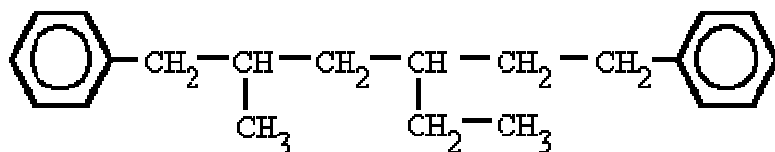
1. 1,2-dimetilbenceno, (o-dimetilbenceno) o (oxileno)
2. 1,3-dimetilbenceno, (m-dimetilbenceno) o (xileno)
3. 1,4-dimetilbenceno, (p-dimetilbenceno) o (pxileno)

En el caso de haber más de dos sustituyentes, se numeran de forma que reciban los localizadores más bajos, y se ordenan por orden alfabético. En caso de que halla varias opciones decidirá el orden de preferencia alfabético de los radicales.



1-etil-2,5-dimetil-4-propilbenceno

Cuando el benceno actúa como radical de otra cadena se utiliza con el nombre de "fenilo".



4-etil-1,6-difenil-2-metil-hexano

Nomenclatura

Monosustituídos

1. Se conoce muchos derivados de sustitución del benceno cuando se trata del compuesto monosustituídos, las posiciones en el anillo bencénico son equivalentes, los sustituyentes pueden ser alquénilos, alquilos, arilos.

2. Nombrar el sustituyente antes de la palabra benceno

Nota: Algunos compuestos tienen nombres tradicionales aceptados



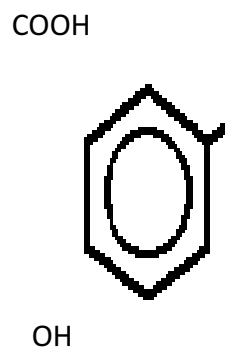
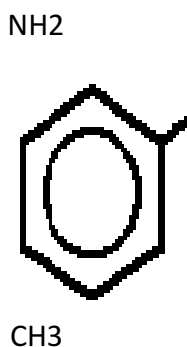
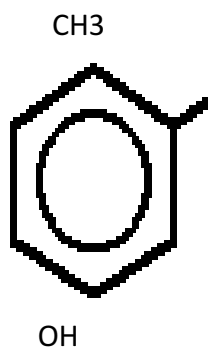
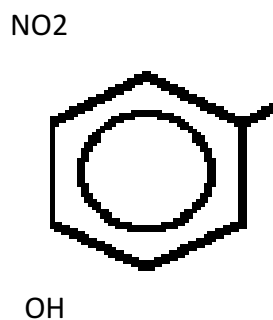
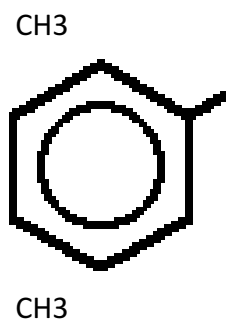
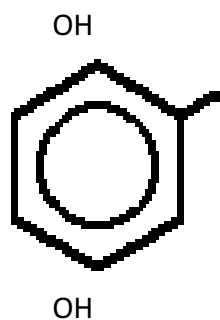
Nombre de un compuesto monosustituído del benceno atendiendo su nomenclatura.

Disustituídos

Cuando hay dos sustituyentes en el anillo bencénico sus posiciones relativas se indican mediante números o prefijos, los prefijos utilizados son ORTO, META y PARA, de acuerdo a la forma:

- ORTO (o-): Se utilizan en carbonos adyacentes. Posiciones 1,2.
- META (m-): Se utiliza cuando la posición de los carbonos son alternados. Posiciones 1,3.
- PARA (p-): Se utiliza cuando la posición de los sustituyentes están en carbonos opuestos.

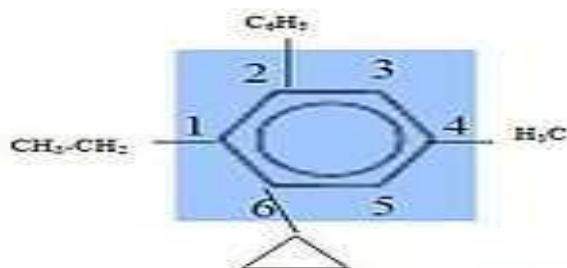
Posiciones 1,4.



Nombre de algunos compuestos di sustituidos del benceno atendiendo su nomenclatura.

Poli sustituidos

- Si hay más de dos grupos en el anillo benceno sus posiciones se deben indicar mediante el uso de números, la numeración del anillo debe ser de modo que los sustituyentes tengan el menor número de posición; cuando hay varios sustituyentes se nombran en orden alfabético.
- Cuando algunos de los sustituyentes genera un nuevo nombre con el anillo, se considera a dicho sustituyente en la posición uno y se nombra con el básico



1-ETIL-2-FENIL-4-METIL-6-CICLOPROPIL-BENCENO

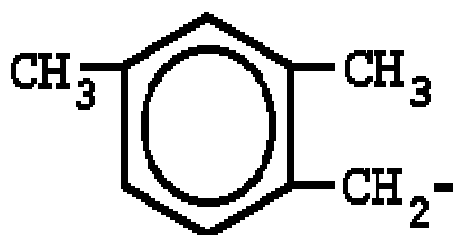
Benceno como radical

- El anillo benceno como sustituyente se nombra fenilo
- Pero cuando esta unido a una cadena principal es fenil

Aromáticos Policíclicos

- Para nombrar a este tipo de compuestos se indica el número de posición de los sustituyentes, seguido del nombre del sustituyente y seguido del nombre del compuesto
- El orden de numeración de estos compuestos es estricta, no se puede alterar y por ende tienen nombres específicos

Si nos dan la fórmula



Carlos Alonso

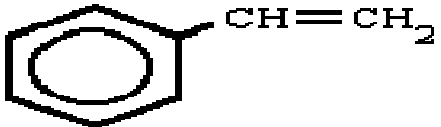
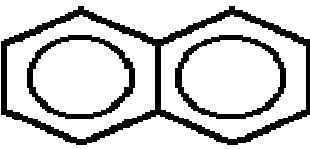

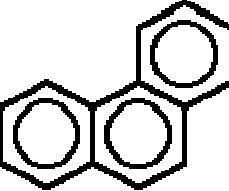

Sitúa los localizadores sobre los carbonos del benceno consiguiendo que los localizadores de los radicales sean los más bajos posibles. Ordena los radicales por orden alfabético y luego escribe benceno.

Si nos dan el nombre Cómo formulamos

1 etil, 2, 4 ,5 trimetil benceno

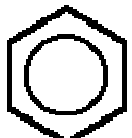
Ejemplos

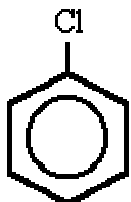
	fenilo
	bencilo
	cumeno

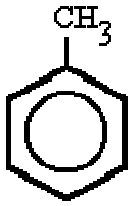
	<p>estireno</p>
	<p>naftaleno</p>
	<p>antraceno</p>
	<p>fenantreno</p>
	<p>bifenilo</p>

EVALUAMOS

Señala el nombre correcto para estos compuestos:

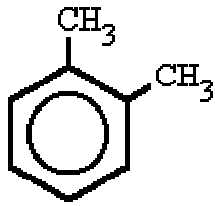
- 1.
- 
- a) ciclohexano
 - b) bencina
 - c) benceno

- 2.
- 
- a) clorobenceno
 - b) clorociclohexano
 - c) cloroformo



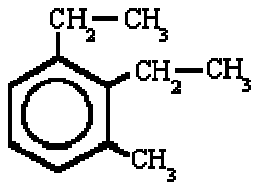
3.

- a) fenilmetano
- b) metilbenceno
- c) teleno



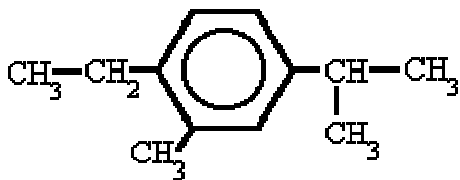
5.

- a) m-dimetilbenceno
- b) 1,2-dimetilbenceno
- c) p-xileno



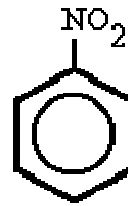
7.

- a) 2,3-dietil-1-metilbenceno
- b) 1,2-dietil-3-metilbenceno
- c) 3-metil-1,2-dietilbenceno



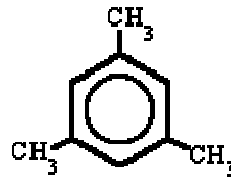
9.

- a) 4-etil-1-isopropil-3-metilbenceno
- b) 1-etil-5-isopropil-1-metilbenceno
- c) 1-etil-4-isopropil-2-metilbenceno



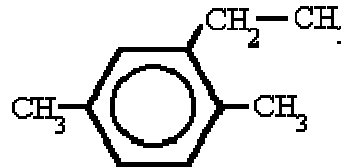
4.

- a) nitrobenceno
- b) aminobenceno
- c) nitrotolueno



6.

- a) m-trimetilbenceno
- b) trimetilbenceno
- c) 1,3,5-trimetilbenceno



8.

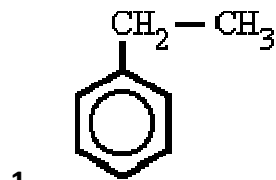
- a) 2-etil-1,4-dimetilbenceno
- b) 1,4-dimetil-2-etilbenceno
- c) 1,4-dimetil-3-etilbenceno



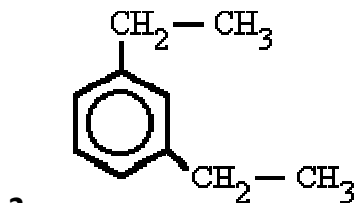
10.

- a) antraceno
- b) naftaleno
- c) fenantreno

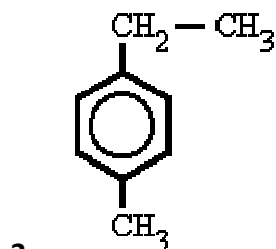
Señala el nombre correcto para estos compuestos:



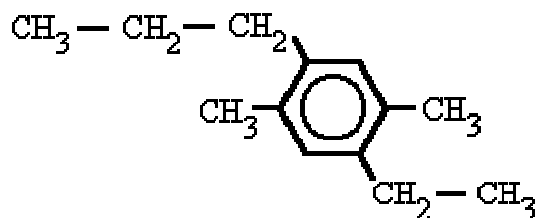
- a) tolueno
- b) etilbenceno
- c) etenilbenceno



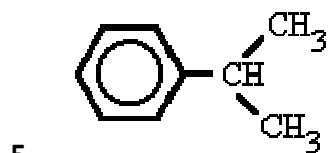
- a) o-diethylbenceno
- b) p-diethylbenceno
- c) m-diethylbenceno



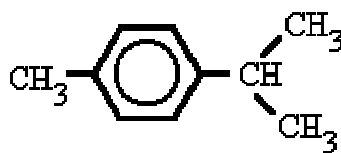
- a) 1-etil-4-metilbenceno
- b) 1-metil-4-etilbenceno
- c) 4-etil-1-metilbenceno



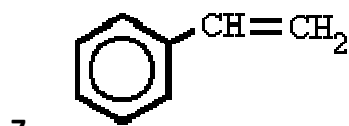
- a) 4-etil-2,5-dimetil-1-propilbenceno
- b) 2,5-dimetil-4-etil-1-propilbenceno
- c) 1-etil-2,5-dimetil-4-propilbenceno



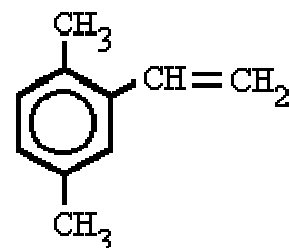
- a) propilbencenoocumeno
- b) isopropilbencenoocumeno
- c) neopropilbenceno ou cumeno



- a) 1-isopropil-4-metilbenceno
- b) 4-metil-1-isopropilbenceno
- c) 1-metil-4-isopropilbenceno



- a) etenilbencenoestireno
- b) etenilbencenoestireno
- c) etenilbenceno ou poliestireno

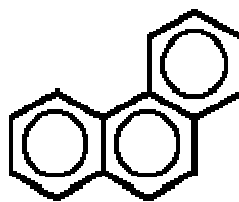


- a) 1,4-dimetil-2-etilbenceno
- b) 1,4-dimetil-2-etenilbenceno
- c) 1,4-dimetil-2-vinilbenceno



9.

- a) antracita
 b) antraceno
 c) antrolleno



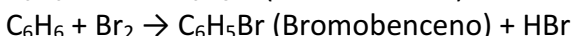
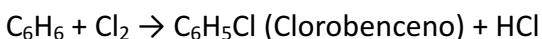
10.

- a) fenantreno
 b) naftaleno
 c) naftalina

PROPIEDADES QUÍMICAS DEL BENCENO

Halogenación

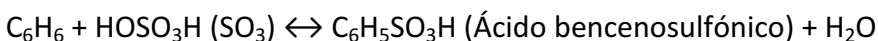
El cloro y el bromo dan derivados por sustitución de uno o más hidrógenos del benceno, que reciben el nombre de haluros de arilo.



La halogenación está favorecida por las bajas temperaturas y algún catalizador, como el hierro, el tricloruro de aluminio u otro ácido de Lewis, que polariza al halógeno para que se produzca la reacción. En el caso del bromobenceno se utiliza FeBr_3 como catalizador.¹

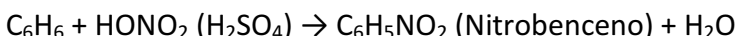
Sulfonación

Cuando los hidrocarburos bencénicos se tratan con , que es una mezcla de [] (H_2SO_4) y [] (SO_3), se forman compuestos característicos que reciben el nombre . El electrófilo que reacciona puede ser H_2SO_3^+ o SO_3 .² Es una reacción reversible.³



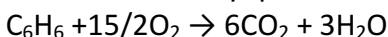
Nitración

El ácido nítrico fumante o una mezcla de ácidos nítrico y sulfúrico, denominada mezcla sulfonítrica, (una parte de ácido nítrico y tres de sulfúrico), produce derivados nitrados, por sustitución. El ácido sulfúrico absorbe el agua producida en la nitración, ya que es un deshidratante muy potente, y así se evita la reacción inversa:



Combustión

El benceno es inflamable y arde con llama fuliginosa, propiedad característica de la mayoría de los compuestos aromáticos y que se debe a su alto contenido en carbono.

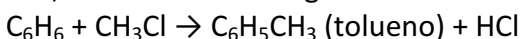


Hidrogenación

El núcleo Bencénico, por catálisis, fija seis átomos de hidrógeno, formando el ciclohexano, manteniendo así la estructura de la cadena cerrada.

Síntesis de Friedel y Crafts (Alquilación)

El benceno reacciona con los haluros de alquilo, en presencia de cloruro de aluminio anhidro (AlCl_3) como catalizador, formando homólogos.



El ataque sobre el anillo bencénico por el ion CH_3 electrofilico es semejante al realizado por el ion Cl en la halogenación.

Toxicidad

Respirar niveles de benceno muy altos puede causar la muerte, mientras que niveles bajos pueden causar somnolencia, mareo y aceleración del latido del corazón o taquicardia. Comer o tomar altos niveles de benceno puede causar vómitos, irritación del estómago, mareo, somnolencia o convulsiones, y en último extremo la muerte.

La exposición de larga duración al benceno se manifiesta en la sangre. El benceno produce efectos nocivos en la médula de los huesos y puede causar una disminución en el número de glóbulos rojos, lo que conduce a padecer anemia. El benceno también puede producir hemorragias y daños en el sistema inmunitario, aumentando así las posibilidades de contraer infecciones por inmunodepresión.

Los efectos nocivos del benceno aumentan con el consumo de bebidas alcohólicas

Algunos estudios sobre una muestra de mujeres que respiraron altos niveles de benceno durante varios meses han revelado que presentaron menstruaciones irregulares, así como disminución en el tamaño de sus ovarios. No se sabe si la exposición al benceno afecta al feto durante el embarazo. Varios estudios en animales han descrito bajo peso de nacimiento y problemas en la formación de hueso.

El Departamento de Salud y Servicios Humanos (DHHS) ha determinado que el benceno es un reconocido carcinógeno en seres humanos y otros mamíferos lactantes. La exposición de larga duración a altos niveles de benceno en el aire puede producir leucemia, un cáncer a los tejidos que fabrican las células de la sangre como también un cáncer de colon.

En el organismo, el benceno es transformado en productos llamados metabolitos. Ciertos metabolitos pueden medirse en la orina o en las heces. Sin embargo, este examen debe hacerse con celeridad después de la exposición y el resultado del análisis no indica a que concentración de benceno se estuvo expuesto, ya que los metabolitos en la orina pueden originarse a partir de otras fuentes.

Usos y Aplicaciones del Benceno:

Durante muchos años, la principal salida para el benceno fue como combustible de motores de automóviles, sobre todo mezclado con gasolina. Ese uso se extendió principalmente en Europa, donde se hicieron minuciosas investigaciones sobre las mezclas de benceno y gasolina y sus efectos en el funcionamiento del motor. Antes de la segunda Guerra mundial, el orden de importancia de los usos del benceno era como sigue:

- Combustible para motores.
- Disolventes
- Materia prima para la industria química.

Durante la guerra, aumentaron muchísimo los usos químicos y llegaron a superar a todos los demás usos juntos.

Hay varias razones para el uso del benceno como combustible coadyuvante en los motores de compresión elevada.

El benceno tiene un valor antidetonante mayor que el de la gasolina. La volatilidad total relativamente elevada (vaporización rápida en el carburador) de las mezclas de benceno disminuye las dificultades para el arranque de los motores en tiempo frío observados con la gasolina ordinaria, y por la ausencia de componentes muy volátiles, el benceno es menos propenso a producir obstrucciones por formación de bolas de vapores en los conductos de combustible. Todos los combustibles para motores forman carbón al quemarse. El carbón formado por el benceno es blando y no adherente, y no se acumula en las paredes de

los cilindros. El benceno sigue siendo empleado en el método de la ASTM para determinar el carácter detonante de los combustibles para motores.

La cloración del benceno da monoclorobenceno, que por hidrólisis se convierte en fenol. Así se fabrica gran cantidad de fenol en los E.U. La cloración puede prolongarse para dar diclorobencenos, de los cuales el más conocido es el para por su uso como insecticida y como preventivo de la polilla.

El Benceno se utiliza como constituyente de combustibles para motores, disolventes de grasas, aceites, pinturas y nueces en el grabado fotográfico de impresiones. También se utiliza como intermediario químico.

El Benceno también se usa en la manufactura de detergentes, explosivos, productos farmacéuticos y tinturas.

- Una lista parcial de ocupaciones con riesgo de exposiciones incluye:
- Fabricantes de ácido carbólico. Fabricantes de ácido maleico. . Fabricantes de baterías secas.
- Fabricantes de caucho. Fabricantes de colorantes. Fabricantes de detergentes.
- Fabricantes de estireno. Fabricantes de hexacloruro de benceno. Fabricantes de linóleo.
- Fabricantes de masilla. Fabricantes de nitrobenceno. Fabricantes de pegamentos.
- Impregnadores de productos de asbestos. Químicos. Soldadores. Terminadores de muebles. Trabajadores con clorobenceno. trabajadores de la industria petroquímica

Entre los usos del Benceno se encuentra la fabricación de medicamentos, tintes, detergentes, plásticos, explosivos, aplicaciones como disolventes, y en la síntesis de otros compuestos aromáticos. También como parasiticida en las heridas (veterinaria), como disolvente de lacas, ceras y aceites. En las Gasolina se emplea como antidetonante

DESCRIPCIÓN

A temperatura ambiente, el Benceno es un líquido incoloro o amarillo claro con olor dulce y aromático. Es altamente inflamable. Se volatiliza muy rápido en el aire y se disuelve poco en agua por sus características no polares, aunque es muy soluble en la mayoría de solventes orgánicos. Debido a su volatilidad, puede esparcirse por el aire hasta cualquier fuente de ignición distante.

El Benceno está presente en el aire, agua y suelo, y como su densidad es menor a la del agua, en medio acuático, permanece en la superficie de ésta. El Benceno que se encuentra en el ambiente proviene tanto de procesos naturales como de actividades humanas. Las fuentes naturales incluyen volcanes e incendios forestales; el Benceno también es componente natural del petróleo crudo y la gasolina además del humo de cigarrillos. La mayoría de las personas pueden percibir el olor del Benceno en el aire a concentraciones de 1.5 – 4.7 ppm y percibir su sabor en el agua a 0.5 – 4.5 ppm.

COMPOSICIÓN / INFORMACIÓN DE LOS INGREDIENTES

El Benceno comercial 535 refinado es libre de sulfuro de hidrógeno y dióxido de azufre, pero contiene un máximo de 1 ppm de tiofeno y un máximo de 0.15% de no aromáticos. El Benceno de grado de nitración es libre de sulfuro de hidrógeno y dióxido de azufre. También se encuentra disponible comercialmente libre de tiofeno, 99% molar, 99.94% molar y de calidad de nanogrado

PROPIEDADES QUÍMICAS

El Benceno es una sustancia altamente inflamable, y sus vapores forman mezclas explosivas con gran facilidad.

Cuando se quema Benceno, se liberan vapores y gases tóxicos como Monóxido de Carbono, entre otros. La sustancia ataca algunas formas de plástico, cauchos y recubrimientos

Incompatibilidades

El Benceno reacciona de forma explosiva con oxidantes fuertes como percloratos, Acido Nítrico, Cloro, Bromo con Hierro, Oxígeno y muchos fluoruros (

EFFECTOS SISTÉMICOS**Cardiovasculares**

No se encontraron estudios relacionados con los efectos Cardiovasculares después de inhalación, ingestión o contacto con la piel con Benceno, sin embargo, se ha propuesto la fibrilación ventricular como la causa de la muerte en algunos envenenamientos en humanos

Hematológicos

El Benceno causa problemas en la sangre. Las personas que estén expuestas a Benceno durante períodos largos de tiempo pueden experimentar efectos perjudiciales en los tejidos que producen las células sanguíneas, especialmente la médula ósea. Estos efectos pueden trastornar la producción normal de sangre y provocar un decrecimiento en los componentes importantes de la sangre. La reducción en otros componentes puede causar sangrado excesivo. La producción de sangre puede volver a la normalidad después de detener la exposición a Benceno

Musculares

Se han reportado casos de trabajadores afectados por mielofibrosis y neutropenia a consecuencia de exposiciones bajas durante períodos largos de tiempo

Hepáticos

No se encontraron reportes de efectos adversos específicos referidos a la inhalación, contacto con la piel o ingestión de Benceno, sin embargo, se han reportado casos de crecimiento del hígado en trabajadores expuestos de forma crónica

Renales

Se encuentra disponible muy poca información acerca de los efectos renales en humanos después de la inhalación de Benceno. En un caso de dosis letal consultado se encontró congestión aguda de los riñones

Endocrinos

Estudios de laboratorio realizados en animales permitieron determinar que no se producen lesiones en las glándulas salivares, la tiroides, paratiroides, páncreas y glándula pituitaria después de inhalación o ingestión de Benceno No se encontraron estudios referidos a los efectos endocrinológicos debidos al contacto de Benceno con la piel.

Inmunológicos

La exposición excesiva a Benceno puede ser perjudicial para el sistema inmunológico, generando un incremento en las posibilidades de contraer cualquier enfermedad y quizás aumenta las probabilidades de generación de cáncer

Neurológicos

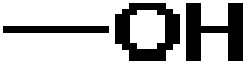
Se han reportado casos en los cuales se presentaron síntomas que indicaron efectos adversos en el sistema nervioso central después de una exposición aguda. Estos síntomas se presentaron a niveles de Benceno de 300 a 3000 ppm, e incluyeron somnolencia, mareo, dolor de cabeza, vértigo, temblor, delirio y pérdida de la conciencia. La exposición aguda que produce la muerte está asociada con daños en los vasos sanguíneos en el cerebro

VIII UNIDAD COMPUESTOS ORGÁNICOS OXIGENADOS Y NITROGENADOS COMPUESTOS OXIGENADOS

COMPUESTOS OXIGENADOS		
Nombre de la función	Grupo funcional y fórmula general	Ejemplo
Alcoholes	R-CH ₂ OH	CH ₃ -CH ₂ -OH Etanol
Fenoles	Ar-OH	Fenol
Éteres	R-O-R'	CH ₃ -O-CH ₂ -CH ₃ Metoxietano
Aldehídos	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{R}-\text{C}-\text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{C}-\text{H} \end{array}$ Propanal
Cetonas	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{R}-\text{C}-\text{R}' \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{CH}_3-\text{C}-\text{CH}_3 \end{array}$ Propanona
Ácidos carboxílico	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{R}-\text{C}-\text{OH} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{C}-\text{OH} \end{array}$ Ácido propanoico
Ésteres (y sales)	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{R}-\text{C}-\text{O}-\text{R}' \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{CH}_3-\text{C}-\text{O}-\text{CH}_3 \end{array}$ Etanoato de metilo

COMPUESTOS NITROGENADOS.		
Nombre de la función	Grupo funcional y fórmula general	Ejemplo
Aminas	R-NH ₂	CH ₃ -CH ₂ -NH ₂ Etilamina
Amidas	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{R}-\text{C}-\text{NH}_2 \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{C}-\text{NH}_2 \end{array}$ Propanamida
Nitrilos	R-C≡N	CH ₃ -CH ₂ -C≡N Propanonitrilo
Nitrocompuestos	R-NO ₂	CH ₃ -CH ₂ -NO ₂ Nitroetano

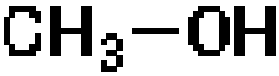


Grupos Funcionales. Alcoholes

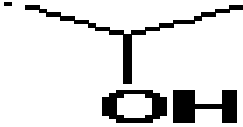
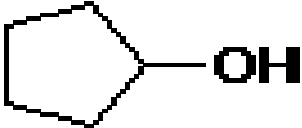
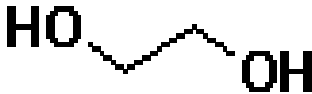
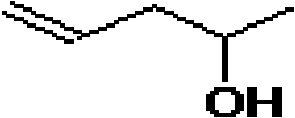

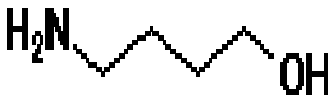
Tipo de átomos	
Sufijo	-ol
Prefijo	hidroxi
Posición en la cadena	Cualquier lugar
Fórmula General	$C_nH_{2n+2}O$
Nombre de la familia	alcoholes

Para nombrarlos se cambia la terminación **o** de los alcanos por **ol** de los alcoholes.

En el caso de las aminas el cambio de uno de los hidrógenos para darnos aminas secundarias o terciarias no afectaba mucho la química del grupo por lo que se consideraron como un conjunto. En el caso de los alcoholes la situación es diferente el H del OH es ligeramente ácido lo que le da una serie de propiedades a este grupo funcional, cuando es sustituido por un alquilo se pierde este hidrógeno con sus características por lo que el comportamiento químico y físico del grupo cambia, por eso en el caso de disustitución se considera como otro grupo funcional el de los éteres.

Ejemplos

Estructura	Nombre de la IUPAC	Modelo
	metanol	
	etanol	
	1-propanol	

	2-propanol	
	ciclopentanol	
	1,2-etanodiol (Cuando se usa el prefijo di, tri etc, se conserva la terminación o del alcano inicial)	
	4-penten-2-ol	
	3-Pentin-1-ol	
	4-amino-1-butanol	

Formulación Alcoholes

Son compuestos que presentan la agrupación -OH

Cuando actúa como función principal

a) Nomenclatura sustitutiva:

Se nombra con el prefijo indicativo del número de carbonos seguido de la terminación -ol Para situar la función en una cadena se utilizará el localizador más bajo

b) Nomenclatura radical-función

Consiste en citar en primer lugar el nombre de la función (alcohol) y a continuación el nombre del radical como si fuese un adjetivo

En moléculas complejas se utiliza únicamente el primer sistema de nomenclatura

Cuando actúa como sustituyente

Se utiliza el prefijo hidroxí

Ejemplos

CH ₃ OH	Metanol	Alcohol metílico
CH ₃ CH ₂ OH	Etanol	Alohol etílico
CH ₃ CH ₂ CH ₂ OH	1-Propanol	Alcohol propílico
CH ₃ -CHOH-CH ₃	2-propanol	Alcohol isopropílico
CH ₃ CH ₂ CHOHCH ₃	2-butanol	Alcohol <i>sec</i> -butílico
CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ OH	1-pentanol	Alcohol pentílico
C ₆ H ₅ CH ₂ OH		Alcohol bencílico

Los radicales derivados de los alcoholes del tipo R-O- se nombran añadiendo la terminación -oxi al nombre del radical

Ej: CH₃CH₂CH₂CH₂CH₂O- pentiloxi

En los radicales más sencillos como CH₃O-, CH₃CH₂O-, CH₃CH₂CH₂O- se permite la contracción metoxi, etoxi o propoxi, respectivamente.

Clasificación de alcoholes

Fórmula

Nombre

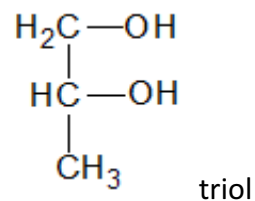
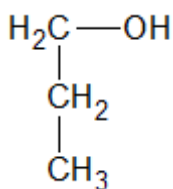
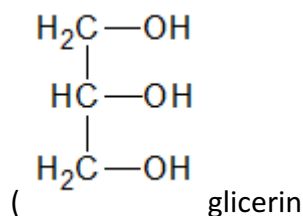
Clasificación

1-propanol monol

1,2-propanodiol

(propilen glicol) diol

1,2,3-propanotriol



Según el tipo de carbono al cual está pegado o unido el grupo hidroxilo en la cadena, los alcoholes se clasifican en primarios, secundarios y terciarios.

Un alcohol es primario si el grupo -OH está unido a un carbono primario, como en el etanol:



Fórmula	Nombre sistemático	Nombre común
$\text{CH}_3 - \text{OH}$	Metanol	Alcohol metílico
$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{OH}$	Etanol	Alcohol etílico
$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{OH}$	1-propanol	Alcohol n-propílico
$\text{CH}_3 - \text{CHOH} - \text{CH}_3$	2-propanol	Alcohol isopropílico

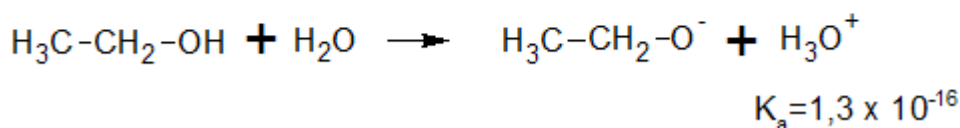
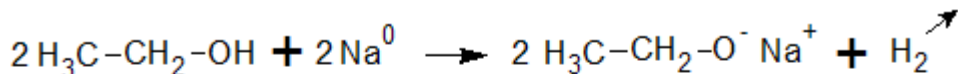
$CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - OH$	1-butanol	Alcohol n-butílico
$CH_3 - CH_2 - CHOH - CH_3$	2-butanol	Alcohol sec-butílico

Es secundario si el grupo -OH está unido a un carbono secundario. Es el caso de 2-propanol:



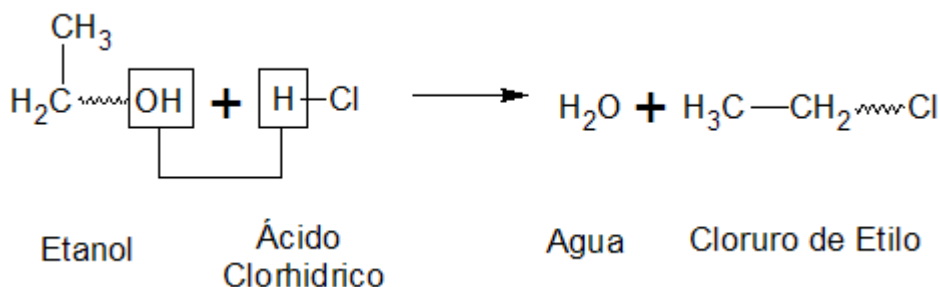
PROPIEDADES QUÍMICA DE ALCOHOLES

Reaccionan con los metales alcalinos como como el Li, Na, K ... y aún con los alcalino-térreos como el Ca. El hidrógeno del hidroxilo es reemplazado por el metal desprendiéndose en estado gaseoso.

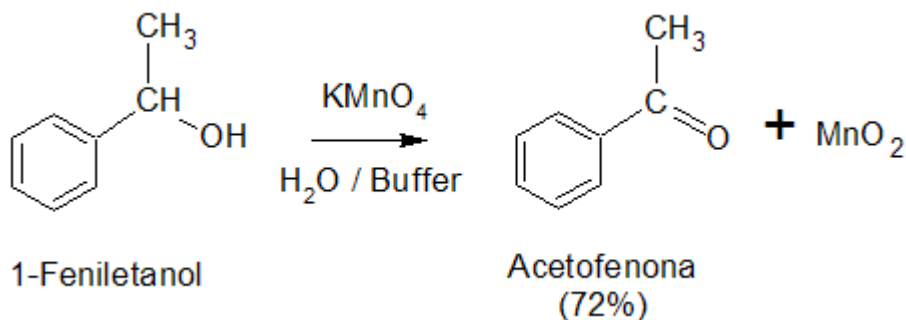


CUANDO SE EFECTÚA LA REACCIÓN ENTRE UN ALCOHOL Y UN ÁCIDO INORGÁNICO SE PRODUCE UN ÉSTER INORGÁNICO.

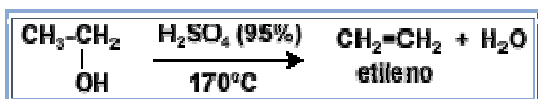
En estos casos el agua se forma entre el -OH del alcohol y el protón del ácido



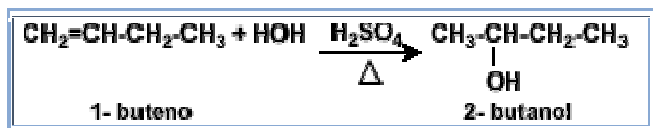
Las oxidaciones con permanganato se deben controlar con cuidado, porque de otra manera el oxidante fuerte romperá los enlaces carbono-carbono.



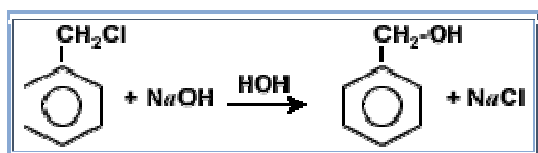
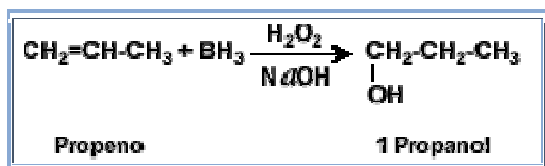
Deshidratación: la deshidratación de los alcoholes se considera una reacción de eliminación, donde el alcohol pierde su grupo -OH para dar origen a un alqueno. Aquí se pone de manifiesto el carácter básico de los alcoholes. La reacción ocurre en presencia de ácido sulfúrico (H₂SO₄) en presencia de calor.



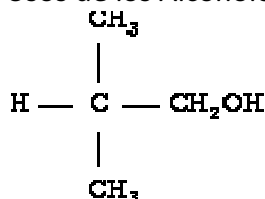
Obtención de alcoholes: al igual que a partir de los alcoholes se pueden obtener otros compuestos, los alcoholes pueden ser obtenidos a partir de hidratación o hidroboración – oxidación de alquenos, o mediante hidrólisis de halogenuros de alquilo. Para la obtención de alcoholes por hidratación de alquenos se utiliza el ácido sulfúrico y el calor.



La hidroboración: (adición de borano R₃B) de alqueno en presencia de peróxido de hidrógeno (H₂O₂) en medio alcalino da origen a un alcohol.



Usos de los Alcoholes - isobutanol

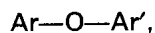
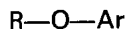
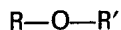


El isobutanol, un disolvente para revestimientos de superficie y adhesivos, se emplea en lacas, decapantes de pinturas, perfumes, productos de limpieza y líquidos hidráulicos. El tercbutanol se utiliza para la eliminación del agua de los productos, como disolvente en la fabricación de fármacos, perfumes y aromas, y como producto químico intermedio. También es un ingrediente de productos industriales de alcohol, un desnaturante de alcoholes y un cebador de octano en gasolinas. Los alcoholes amílicos actúan como espumígenos en la flotación de minerales. Muchos alcoholes, entre ellos el alcohol metilamílico, 2-etilbutanol, 2-etilhexanol, ciclohexanol, 2-octanol y metilciclohexanol, se utilizan en la fabricación de lacas. Además de sus numerosas aplicaciones como disolventes, el ciclohexanol y el metilciclohexanol son también útiles en la industria textil. El ciclohexanol se utiliza en el acabado de tejidos, el procesado del cuero y como homogeneizador de jabones y emulsiones detergentes sintéticas. El metilciclohexanol es un componente de productos quitamanchas a base de jabón y un agente de mezcla en jabones y detergentes para tejidos especiales. El alcohol bencílico se utiliza en la preparación de perfumes, productos farmacéuticos, cosméticos, colorantes, tintas y ésteres bencílicos. Sirve también como disolvente de lacas,

plastificante y desengrasante en productos para la limpieza de alfombras. El 2-cloroetanol se emplea como agente de limpieza y disolvente de éteres de celulosa

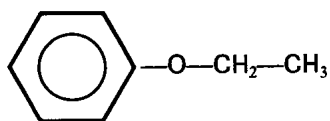
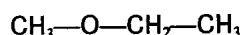
2.3- ÉTERES

Los éteres están formados por un átomo de oxígeno unido a dos radicales procedentes de los hidrocarburos. Las posibles fórmulas generales son:



Siendo R y Ar radicales **alquilo** y **arilo**, respectivamente.

Ejemplos:

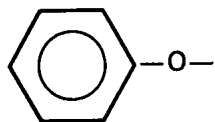


Los radicales R-O" y Ar "O" se nombran añadiendo la terminación oxi al nombre del radical R o Ar; con las excepciones siguientes: metoxi, etoxi, propoxi, butoxi y fenoxi (en lugar de metiloxi, etiloxi, etc.).

Ejemplos:



radical *etoxi*

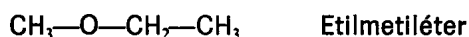


radical *fenoxi*

Existen varios tipos de nomenclaturas para nombrar los éteres:

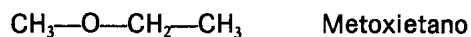
- **Nomenclatura radicofuncional:** Se nombran, en orden alfabético, los radicales unidos al oxígeno y se anteponen a la palabra **éter**.

Ejemplo:




- **Nomenclatura sustitutiva:** Se nombra el radical más sencillo seguido, sin separación, del nombre del hidrocarburo del que deriva el radical más complejo.

Ejemplo:



Según lo indicado, no debe decirse etoximetano.

Ejemplos:

Fórmula	Nomenclat. radicofuncional	Nomenclat. sustitutiva
$\text{CH}_3\text{—O—CH}_2\text{—CH}_3$	Etilmetiléter	Metoxietano
$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—O—CH}_2\text{—CH}_3$	Dietiléter	Etoxietano
$\text{CH}_3\text{—O—C}_6\text{H}_5$	Fenilmetiléter	Metoxibenceno
 $\text{—O—CH}_2\text{—CH}_3$	Etilfeniléter	Etoxibenceno

• Para los éteres más complejos se utilizan otros sistemas de nomenclatura. En uno de ellos, un poliéter se considera derivado de un hidrocarburo al sustituir grupos "CH₂" por átomos de oxígeno. Los grupos éter se nombran mediante la palabra oxa, significando que un átomo de oxígeno ha reemplazado a un grupo "CH₂".

Ejemplos:

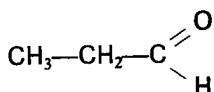
$\text{CH}_3\text{—O—CH}_2\text{—O—CH}_3$	2,4-dioxapentano
$\text{CH}_3\text{—O—CH}_2\text{—CH}_2\text{—O—CH}_2\text{—O—CH}_3$	2,4,7-trioxaoctano
$\text{CH}_3\text{—O—CH(CH}_3\text{)—CH=CH—CH}_3$	Metoxi-1-metil-2-buteno 3-metil-2-oxa-4-hexeno

Observemos que en la cadena principal se numeran tanto los átomos de carbono como los de oxígeno.

2.4- ALDEHÍDOS

Teóricamente se puede considerar a los aldehídos como derivados de los hidrocarburos al sustituir dos átomos de hidrógeno de un carbono terminal por un átomo de oxígeno. Su fórmula general es **C_nH_{2n}O**.

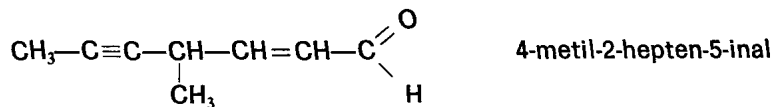
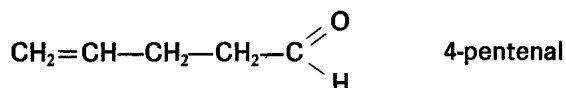
Ejemplo:



Los **aldehídos*** se nombran añadiendo al nombre del hidrocarburo del que derivan el sufijo **al** o el sufijo **dial**, según que el grupo carbonilo, "C=O, ocupe uno o los dos extremos de la cadena. ∅

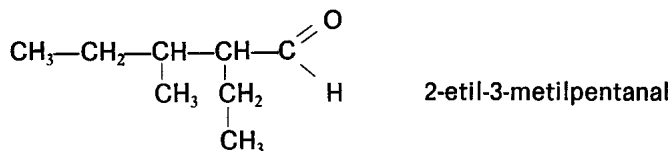
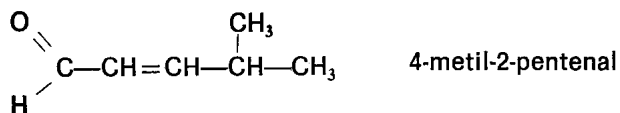
Ejemplos:

$\text{CH}_3\text{—C} \begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{—H} \end{array}$	Etanal
$\text{O} \quad \text{O}$ $\text{=C—CH}_2\text{—C} \begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{—H} \end{array}$ H	Propanodial
$\text{CH}_2\text{=CH—C} \begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{—H} \end{array}$	Propenal

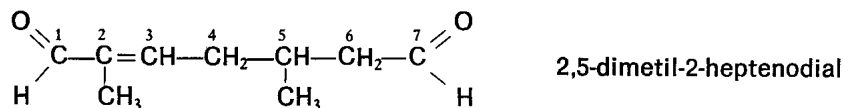
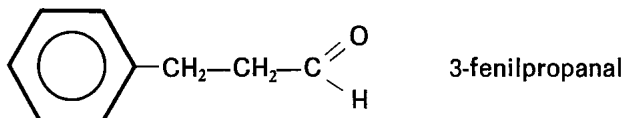
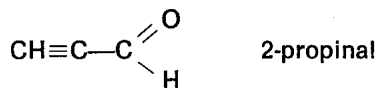


El grupo carbonilo, "C=O, tiene preferencia sobre los radicales, las insaturaciones y los alcoholes, debiéndose empezar a numerar el compuesto por el extremo donde se encuentra dicho grupo carbonilo. Solo cuando existen grupos carbonilo en los dos extremos se tienen en cuenta los criterios sobre alcoholes, insaturaciones y radicales para decidir por donde se comienza a numerar la cadena.

Ejemplos:

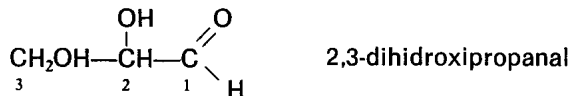


* La palabra **aldehído** proviene de la expresión "alcohol **deshidrogenado**". Los aldehídos son compuestos intermedios obtenidos en la oxidación de alcoholes primarios a ácidos.



El grupo -OH como sustituyente:

Supongamos el siguiente compuesto:



Al tener preferencia el grupo carbonilo, "C=O, sobre el grupo hidroxilo, "OH, el compuesto se nombra como **aldehído** y el grupo hidroxilo como un sustituyente.

Cuando el grupo -OH interviene en un compuesto como sustituyente, se nombra con el prefijo **hidroxi**.

Ejemplos:

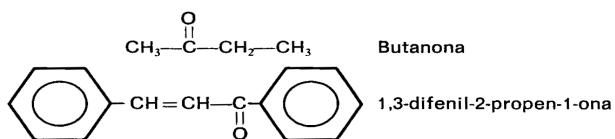
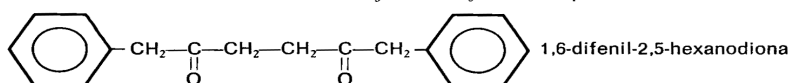
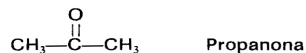
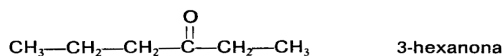
• **Nomenclatura tradicional:** Consiste en nombrar, uno a continuación de otro y en orden alfabético, los radicales a que está unido el grupo carbonilo y agregando al final la palabra **cetona**.

Ejemplo:



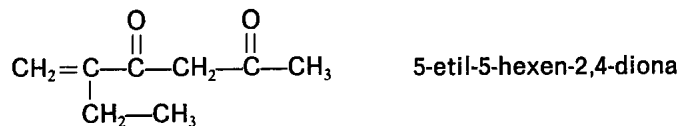
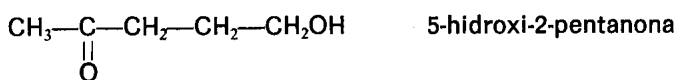
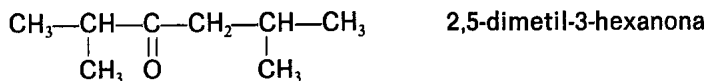
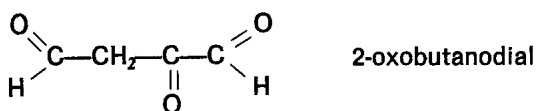
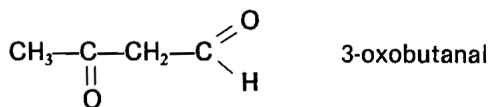
Recomendamos la nomenclatura sustitutiva.

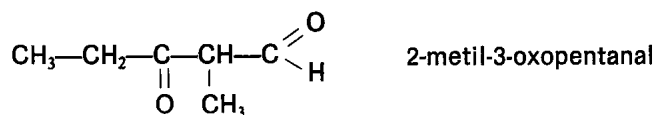
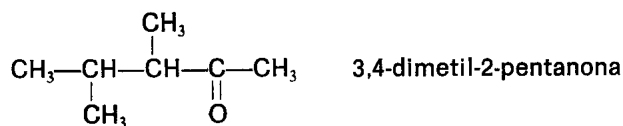
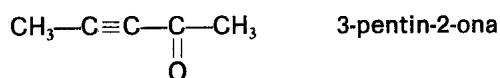
Ejemplos:



La función cetona tiene prioridad sobre los alcoholes, fenoles, radicales e insaturaciones, pero no la tiene sobre los aldehídos. Cuando se encuentra en una cadena con un aldehído, se considera la cetona como sustituyente, y para indicar el átomo de oxígeno del grupo carbonilo de la cetona se emplea el prefijo **oxo**.

Ejemplos:

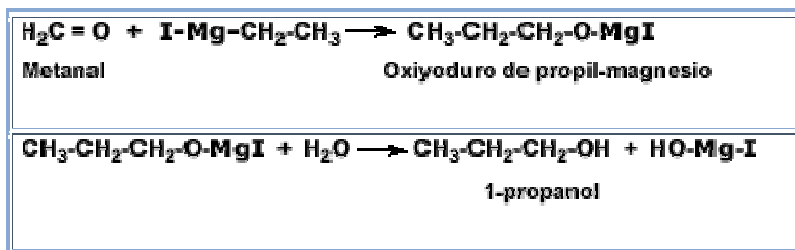




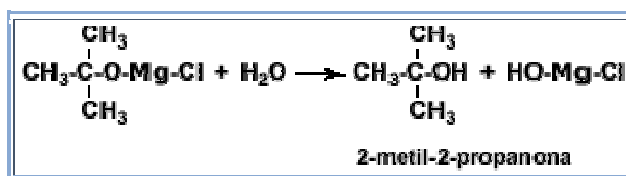
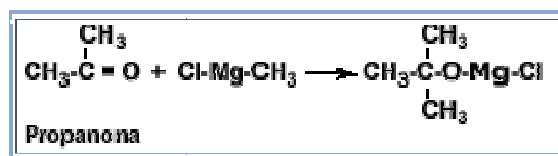
Propiedades Químicas:

Los aldehídos y cetonas se comportan como ácidos debido a la presencia del grupo carbonilo, esto hace que presenten reacciones típicas de adición nucleofílica.

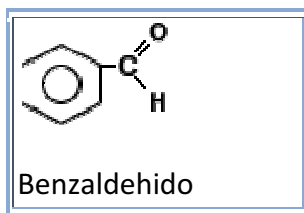
Reacciones de adición nucleofílica: Estas reacciones se producen frente al (reactivo de Grignard), para dar origen a un oxihaluro de alquil-magnesio que al ser tratado con agua da origen a un alcohol. El metanal forma alcoholes primarios y los demás aldehídos forman alcoholes secundarios.



La reacción de adición nucleofílica en las cetonas dan origen a alcoholes terciarios.

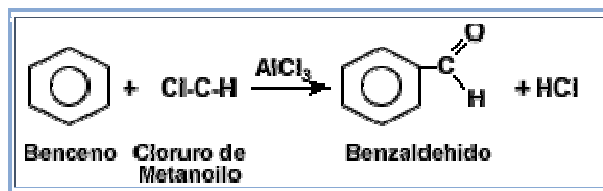
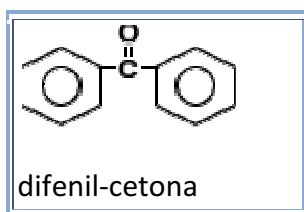
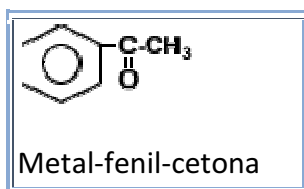


Otras reacciones de adición nucleofílica pueden producirse con el ácido cianhídrico, el sulfito ácido de sodio, la hidroxilamina, hidracina, semicarbacida, fenilhidracina y con el 2,4 dinitrofenilhidracina, para dar origen a diferentes compuestos químicos.



Síntesis de cetonas aromáticas

Las cetonas aromáticas (fenonas) presentan uno o dos anillos aromáticos unidos al grupo carbonilo.



La mayoría de las cetonas aromáticas se preparan por acilación de Friedel-Crafts, donde el benceno reacciona con los cloruros de ácido en presencia de cloruro de aluminio. Así el grupo acilo entra al anillo para producir las fenonas.

Uso de los aldehídos y cetonas:

Aldehídos:

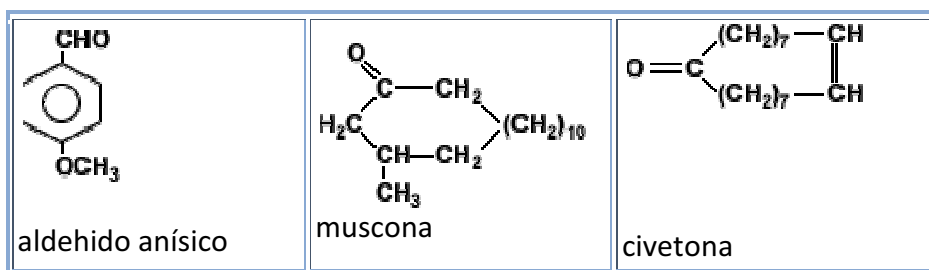
El metanal o aldehído fórmico es el aldehído con mayor uso en la industria, se utiliza fundamentalmente para la obtención de resinas fenólicas y en la elaboración de explosivos (pentaeritrol y el tetranitrato de pentaeritrol, TNPE) así como en la elaboración de resinas alquídicas y poliuretano expandido. También se utiliza en la elaboración de uno de los llamados plásticos técnicos que se utilizan fundamentalmente en la sustitución de piezas metálicas en automóviles y maquinaria, así como para cubiertas resistentes a los choques en la manufactura de aparatos eléctricos. Estos plásticos reciben el nombre de polioximetileno (POM)

Cetonas:

La cetona que mayor aplicación industrial tiene es la acetona (propanona) la cual se utiliza como disolvente

para lacas y resinas, aunque su mayor consumo es en la producción del plexiglás, empleándose también en la elaboración de resinas epoxi y poliuretanos. Otras cetonas industriales son la metil etil cetona (MEK, siglas en inglés) y la ciclohexanona que además de utilizarse como disolvente se utiliza en gran medida para la obtención de la caprolactama, que es un monómero en la fabricación del Nylon 6 y también por oxidación del ácido adípico que se emplea para fabricar el Nylon 66.

Muchos aldehídos y cetonas forman parte de los aromas naturales de flores y frutas, por lo cual se emplean en la perfumería para la elaboración de aromas como es el caso del benzaldehído (olor de almendras amargas), el aldehído anísico (esencia de anís), la vainillina, el piperonal (esencia de safrán), el aldehído cinámico (esencia de canela). De origen animal existe la muscona y la civetona que son utilizados como fijadores porque evitan la evaporación de los aromas además de potenciarlos por lo cual se utilizan en la industria de la perfumería.



El **formaldehído** o **metanal** es un compuesto químico, más específicamente un aldehído (el más simple de ellos) es altamente volátil y muy inflamable, de fórmula $\text{H}_2\text{C}=\text{O}$. Fue descubierto en 1867 por el químico alemán August Wilhelm von Hofmann. Se obtiene por oxidación catalítica del alcohol metílico. A temperatura normal es un gas (en C.N.P.T.) incoloro de un olor penetrante, muy soluble en agua y en ésteres. Las disoluciones acuosas al $\approx 40\%$ se conocen con el nombre de formol, que es un líquido incoloro de olor penetrante y sofocante; estas disoluciones pueden contener alcohol metílico como estabilizante. Puede ser comprimido hasta el estado líquido; su punto de ebullición es $-21\text{ }^\circ\text{C}$.

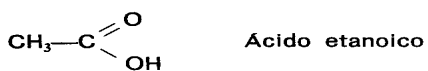
Tiene muchos nombres (ver tabla principal); su nombre tradicional proviene de *formica*, el nombre latín de hormiga; su nombre según la nomenclatura sistemática de la IUPAC es **metanal**.

2.6- ÁCIDOS CARBOXÍLICOS

Estos compuestos ternarios se caracterizan por tener el grupo carboxilo, " COOH ", que tiene carácter ácido y sólo puede estar en carbonos primarios.

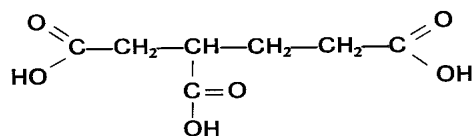
Los ácidos carboxílicos se nombran con el nombre genérico de ácido y la terminación **oico** que se pospone al nombre del hidrocarburo del que proceden.

Ejemplos:

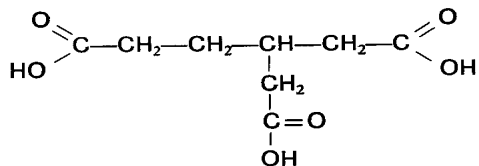


Hay ácidos que tienen dos grupos carboxilo y se llaman ácidos **dicarboxílicos**.

Ejemplos:



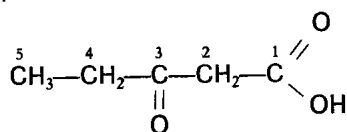
Ácido 3-carboxihexanodioico



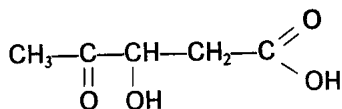
Ácido 3-(1-carboximetil)-hexanodioico

La función ácido prevalece en la nomenclatura sobre todas las estudiadas anteriormente; por tanto, si en un compuesto se halla la función ácido, las demás se consideran como sustituyentes y la **función principal será la del ácido**.

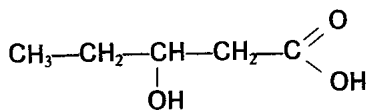
Ejemplos:



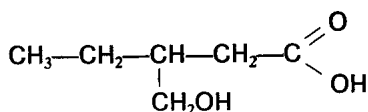
Ácido 3-oxopentanoico



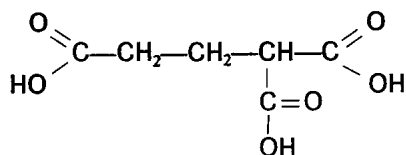
Ácido 3-hidroxi-4-oxopentanoico



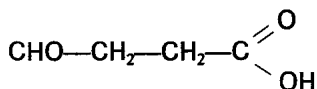
Ácido 3-hidroxipentanoico



Ácido 3-hidroximetilpentanoico



Ácido 2-carboxipentanodioico



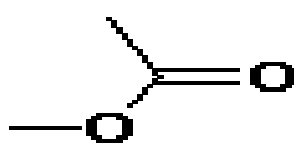
Ácido formilpropanoico

La IUPAC acepta los nombres vulgares de muchos ácidos carboxílicos y dicarboxílicos, nombres que son de uso muy frecuente en el lenguaje químico, oral y escrito.

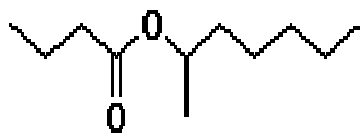
Formulamos a continuación los ácidos carboxílicos y dicarboxílicos más sencillos e indicamos sus nombres sistemáticos y vulgares.

Fórmula	Nombre sistemático	Nombre vulgar aceptado
H—COOH	ácido metanoico	ácido fórmico
CH ₃ —COOH	ácido etanoico	ácido acético
CH ₃ —CH ₂ —COOH	ácido propanoico	ácido propiónico
CH ₃ —CH ₂ —CH ₂ —COOH	ácido butanoico	ácido butírico
CH ₃ —(CH ₂) ₃ —COOH	ácido pentanoico	ácido valeriánico
HOOC—COOH	ácido etanodioico	ácido oxálico
HOOC—CH ₂ —COOH	ácido propanodioico	ácido malónico
HOOC—CH ₂ —CH ₂ —COOH	ácido butanodioico	ácido succínico
HOOC—(CH ₂) ₃ —COOH	ácido pentanodioico	ácido glutárico

Grupos Funcionales. Ésteres.

Átomos Involucrados	
Sufijos	-oato
Prefijos	-
Posición en la cadena	Solo al final
Fórmula General	C _n H _{2n} O ₂
Nombre de la familia	éster



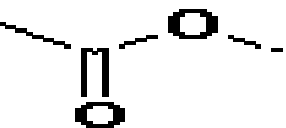
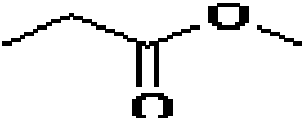


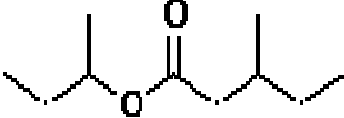
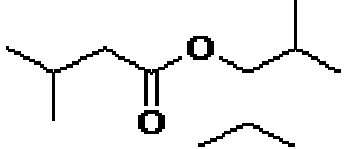
- Se cambia la terminación **o** de los alcanos por la terminación **-oato** de los ésteres..
- El caso de los ésteres consiste en dos cadenas separadas por un oxígeno. Cada una de estas cadenas debe de nombrarse por separado y el nombre de los ésteres siempre consiste en dos palabras separadas del tipo **alcanoato de alquilo**. La parte alquílica del nombre se da a la cadena que no contiene el grupo carbonilo. La parte del alcanoato se da a la cadena que tiene el grupo carbonilo. Este procedimiento se utiliza sin importar el tamaño de la cadena. La posición del grupo carbonilo es la que determina cual es la cadena del alcanoato.
- Debido a que el grupo carbonilo en los ésteres debe de estar al final de la cadena del alcanoato no se utiliza número localizador
- La cadena que se encuentra del lado del oxígeno puede estar unida por cualquiera de sus átomos de carbono por lo que en este caso si no está unida por el carbono terminal se debe de usar el número localizador.

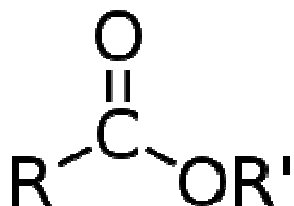
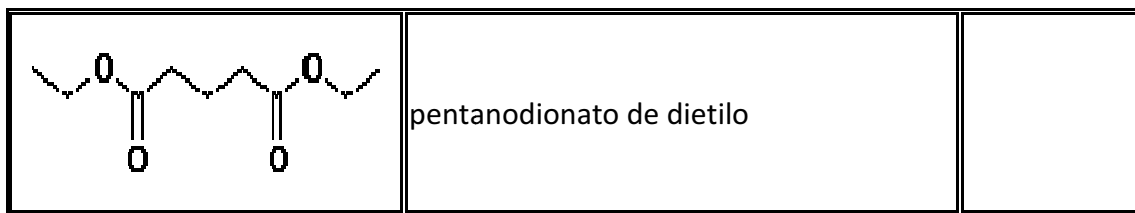


butanoato de 2- heptilo.

Ejemplos:

Estructura	Nombre de la IUPAC	Modelo
------------	--------------------	--------

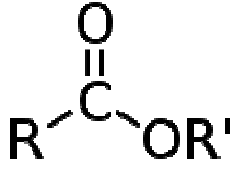
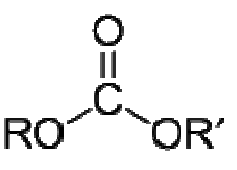
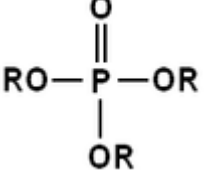

	Metanoato de metilo	
	Metanoato de etilo	
	Etanoato de metilo	
	Propanoato de metilo	
	hexanoato de etilo	
	etanoato de ciclohexilo	
	3-metilpentanoato de 2-butilo	
	3-metilbutanoato de 2,4-dimetil-3-pentilo	



Fórmula general de un éster.

En la química, los **ésteres** son compuestos orgánicos en los cuales un grupo orgánico (simbolizado por R' en este artículo) reemplaza a un átomo de hidrógeno (o más de uno) en un ácido oxigenado. Un oxoácido es un ácido inorgánico cuyas moléculas poseen un grupo hidroxilo (-OH) desde el cual el hidrógeno (H) puede disociarse como un ión hidrógeno, hidrón o comúnmente protón, (H⁺). Etimológicamente, la palabra "éster" proviene del alemán **Essig-Äther** (*éter de vinagre*), como se llamaba antiguamente al acetato de etilo.

En los ésteres más comunes el ácido en cuestión es un ácido carboxílico. Por ejemplo, si el ácido es el ácido acético, el éster es denominado como acetato. Los ésteres también se pueden formar con ácidos inorgánicos, como el ácido carbónico (origina ésteres carbónicos), el ácido fosfórico (ésteres fosfóricos) o el ácido sulfúrico. Por ejemplo, el sulfato de dimetilo es un éster, a veces llamado "éster dimetílico del ácido sulfúrico".

Éster (éster de ácido carboxílico)	Éster carbónico (éster de ácido carbónico)	Éster fosfórico (triéster de ácido fosfórico)	Éster sulfúrico (diéster de ácido sulfúrico)
			

Un ensayo recomendable para detectar ésteres es la formación de hidroxamatos férricos, fáciles de reconocer ya que son muy coloreados:

Ensayo del ácido hidroxámico: la primera etapa de la reacción es la conversión del éster en un ácido hidroxámico (catalizado por base). En el siguiente paso éste reacciona con cloruro férrico produciendo un hidroxamato de intenso color rojo-violeta.

En bioquímica son el producto de la reacción entre los ácidos grasos y los alcoholes.

En la formación de ésteres, cada radical OH (grupo hidroxilo) del radical del alcohol se sustituye por la cadena -COO del ácido graso. El H sobrante del grupo carboxilo, se combina con el OH sustituido, formando agua.

En química orgánica y bioquímica los **ésteres** son un grupo funcional compuesto de un radical orgánico unido al residuo de cualquier ácido oxigenado, orgánico o inorgánico.

Los ésteres más comúnmente encontrados en la naturaleza son las grasas, que son ésteres de glicerina y ácidos grasos (ácido oleico, ácido esteárico, etc.)

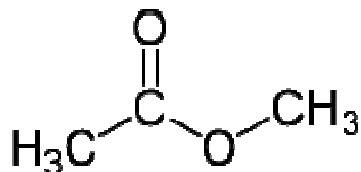
Principalmente resultante de la condensación de un ácido carboxílico y un alcohol. El proceso se denomina esterificación:

Un éster cíclico es una lactona.



Reacción de esterificación

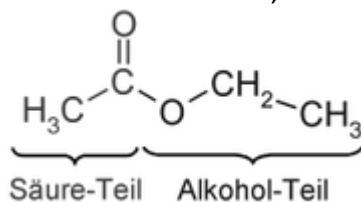
Nomenclatura de éster



Etanoato de metilo.

La nomenclatura de los ésteres deriva del ácido carboxílico y el alcohol de los que procede. Así, en el etanoato (acetato) de metilo encontramos dos partes en su nombre:

- La primera parte del nombre, *etanoato (acetato)*, proviene del ácido etanoico (acético)
- La otra mitad, *de metilo*, proviene del alcohol metílico (metanol).



Etanoato de etilo.

En el dibujo de la derecha se observa la parte que procede del ácido (en rojo; *etanoato*) y la parte que procede del alcohol (en azul, *de etilo*).

Luego el nombre general de un éster de ácido carboxílico será "alcanoato de alquilo" donde:

- **alcan-**= raíz de la cadena carbonada principal (si es un alcano), que se nombra a partir del número de átomos de carbono. Ej.: *Propan-* significa cadena de 3 átomos de carbono unidos por enlaces sencillos.
- **oato** = sufijo que indica que es derivado de un ácido carboxílico. Ej: propanoato: $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CO-}$ significa "derivado del ácido propanoico".
- **de alquilo**: Indica el alcohol de procedencia. Por ejemplo: $-\text{O-CH}_2\text{-CH}_3$ es "de etilo"

En conjunto $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CO-O-CH}_2\text{-CH}_3$ se nombra *propanoato de etilo*

Compuestos Nitrogenados

COMPUESTOS NITROGENADOS

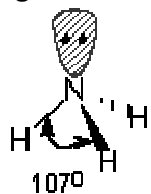
Aminas

Generadores de Nitrógeno, Hidrógeno Oxígeno y Ozono.

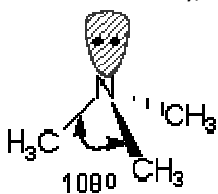
Estructura y propiedades físicas de las aminas:

El átomo de nitrógeno de la molécula de amoníaco contiene un par de electrones libres, de manera que la forma de esta molécula, considerando en ella al par de electrones no enlazantes, es tetraédrica ligeramente distorsionada (piramidal). El par aislado de electrones no enlazantes ocupa una de los vértices del tetraedro. El ángulo del enlace H-N-H del amoníaco es de 107° , y tanto la forma de la molécula como el valor anterior se pueden explicar admitiendo una hibridación sp^3 en el átomo de nitrógeno. El par electrónico libre provoca una compresión del ángulo que forman entre sí los orbitales híbridos sp^3 , reduciéndolo de 109° a 107° grados.

En las aminas, como la trimetilamina ($(CH_3)_3N:$), el ángulo del enlace C-N-C no está tan comprimido como en el amoníaco porque los grupos alquilo, más voluminosos que los átomos de hidrógeno, abren ligeramente el ángulo (efecto estérico), como se muestra a continuación.

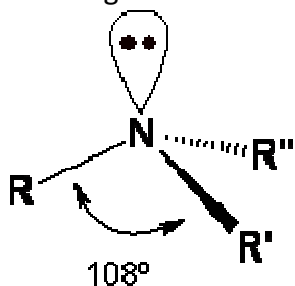


amoníaco

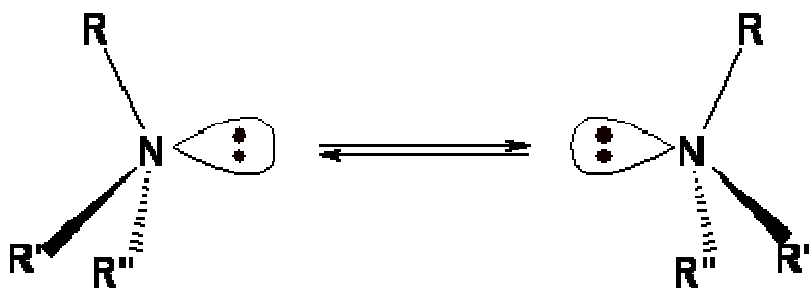


trimetilamina

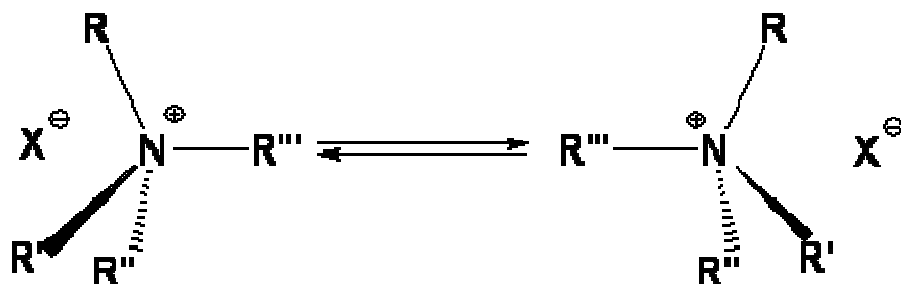
Las aminas alifáticas al presentar una estructura piramidal con una hibridación sp^3 en el átomo de nitrógeno y ángulos de enlace de 108° , ocupando el par de electrones sin compartir uno de los orbitales sp^3 y pudiendo tener los tres grupos alquílicos diferentes daría lugar a una configuración donde el átomo de nitrógeno se convierte en centro de asimetría (quiral).



Esta configuración está en equilibrio con la invertida a temperatura ambiente con una pequeña barrera energética (6Kcal/mol o $25,14\text{kJ/mol}$) por lo que su interconversión es muy rápida y no permite el aislamiento de los enantiómeros.

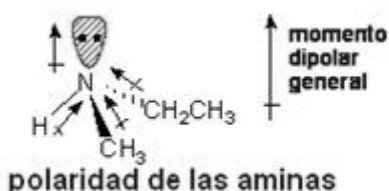


Sin embargo, las sales de amonio cuaternarias con un 4to sustituyente ayudan a mantener la configuración y con cuatro sustituyentes diferentes se pueden aislar los estereoisómeros.



Las sales de amonio cuaternarias pueden ser resueltas

Las aminas, al igual que el amoníaco, **son polares** porque el momento dipolar del par aislado de electrones se suma a los momentos dipolares de los enlaces C-N y H-N. Además, **las aminas primarias y secundarias** tienen enlaces N-H que les permiten **formar puentes de hidrógeno** entre sus moléculas. Las aminas terciarias, como no tienen enlace N-H, no pueden formar este tipo de enlaces intermoleculares.



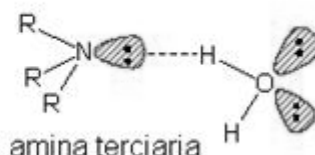
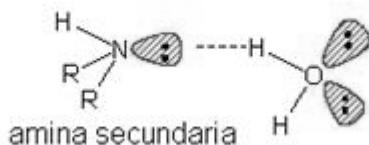
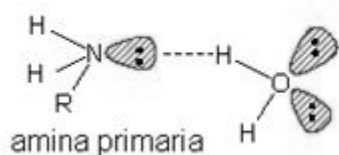
Como el **nitrógeno es menos electronegativo que el oxígeno**, el enlace N-H está menos polarizado que el enlace O-H. Por lo tanto, **las aminas forman puentes de hidrógeno más débiles que los alcoholes de masas molares semejantes y por tanto tienen puntos de ebullición menores que los de los alcoholes análogos**. Las aminas terciarias, que no pueden formar puentes de hidrógeno, tienen temperaturas de ebullición más bajas que los de las aminas primarias o secundarias de masas molares semejantes. No obstante las aminas poseen temperaturas de ebullición mayores que las de los hidrocarburos de masa molar semejante ya que estos últimos son apolares y las fuerzas de interacción intermoleculares son muy débiles.

En la siguiente tabla se comparan los puntos de ebullición de aminas, alcoholes y éteres de masas molares semejantes.

Compuesto	Tipo	Masa molar g/mol	Temp. eb. ((C)
(CH ₃) ₃ N:	amina terciaria	59	3
CH ₃ -O-CH ₂ CH ₃	éter	60	8
CH ₃ -NH-CH ₂ CH ₃	amina secundaria	59	37
CH ₃ CH ₂ CH ₂ -NH ₂	amina primaria	59	48
CH ₃ CH ₂ CH ₂ -OH	alcohol	60	97

Todas las aminas, incluso la terciario, forman puentes de hidrógeno con el agua y los alcoholes. Por esta razón, las aminas de baja masa molar (hasta 6 átomos de carbono) son relativamente solubles en agua y en alcoholes.

Solubilidad en agua



La propiedad más característica de las aminas es su olor a pescado descompuesto. Algunas diaminas son especialmente pestilentes y sus nombres comunes describen correctamente sus olores.



putrescina

(1,4- diaminobutano)



cadaverina


(1,5- diaminopentano)

¿Cómo se nombran?

Se nombran añadiendo al nombre del radical hidrocarbonado el sufijo "**-amina**".

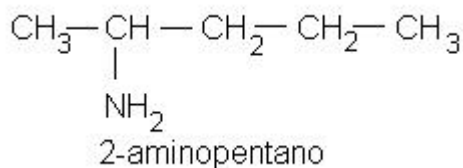
En las aminas secundarias y terciarias, si un radical se repite se utilizan los prefijos "**di-**" o "**tri-**", si los radicales son diferentes se nombran en orden alfabético.

Ejemplos:

$\text{CH}_3-\ddot{\text{N}}\text{H}_2$	metilamina
$\begin{array}{c} \text{CH}_3-\ddot{\text{N}}-\text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	trimetilamina
$\text{CH}_3-\ddot{\text{N}}\text{H}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	etilmetilamina
$\begin{array}{c} \text{CH}_3-\ddot{\text{N}}-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	etildimetilamina
	fenilamina

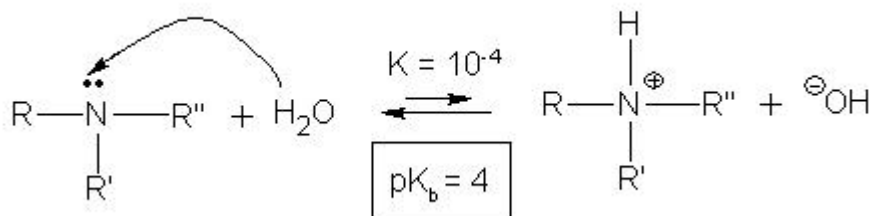
Cuando en las aminas primarias el grupo amino no forma parte de la cadena principal se nombra como sustituyente de la cadena carbonada con su correspondiente número localizador y el prefijo "**amino**".

Ejemplo:



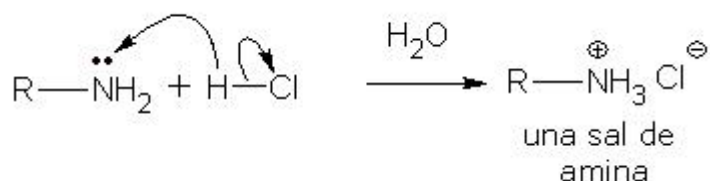
Propiedades químicas:

Al igual que el amoníaco, las aminas actúan como bases débiles (pKb 3-4) y los pKb de las aminas alifáticas indican que son bases más fuertes que el amoníaco.



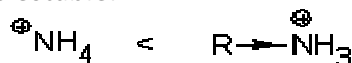
Un menor valor de pKb indica una mayor basicidad

Esto ocurre debido al par de electrones libres que presenta el átomo de nitrógeno en su estructura por lo que reaccionan frente a los ácidos produciendo sales.



La basicidad relativa de las aminas en solución acuosa está relacionada con factores estructurales, electrónicos y de solvatación. Si la amina libre está estabilizada con respecto al catión (ácido conjugado), la amina será menos básica y viceversa.

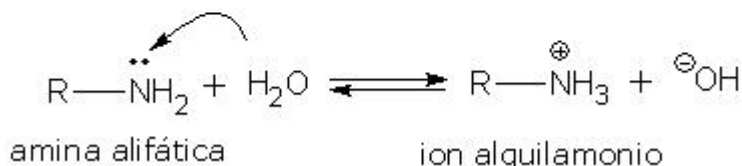
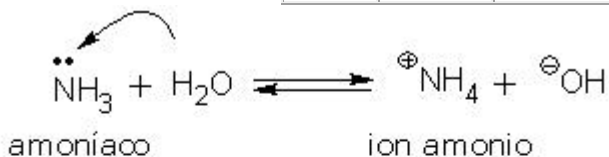
La estabilidad de dicho catión depende de los efectos inductivos +I que se ponen de manifiesto del grupo radical el cual induce electrones hacia el nitrógeno, dispersando la deficiencia electrónica y haciendo a éste más estable.



ion amonio ion alquilamonio
 más estable por el efecto +I del grupo metilo

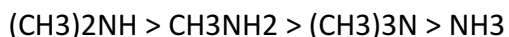
Según este razonamiento, al pasar a la dimetilamina y a la trimetilamina la basicidad debería aumentar progresiva y regularmente:

Amina	NH3	CH3NH2	(CH3)2NH	(CH3)3N
pKb	4,8	3,4	3,3	4,2

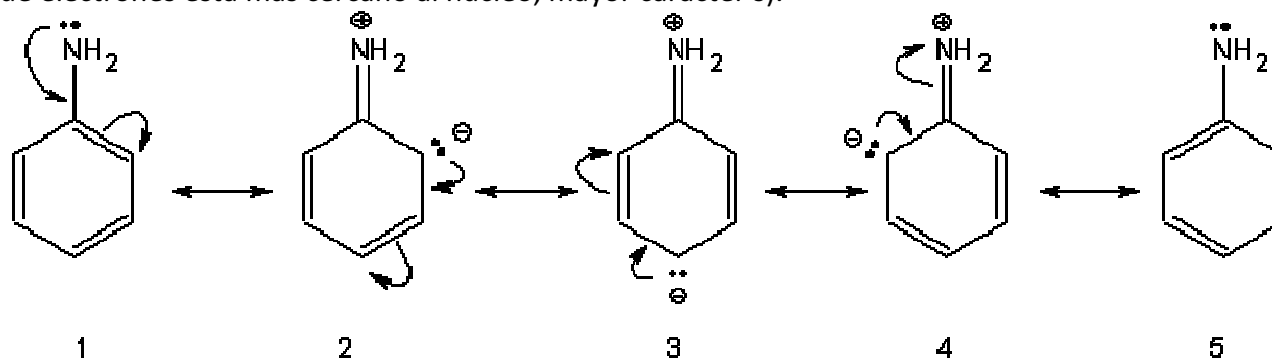


Sin embargo, esto no es cierto. La dimetilamina es sólo muy ligeramente más básica que la metilamina. El incremento de basicidad de la metil a la dimetilamina es muy inferior al observado entre el amoníaco y la

metilamina, a pesar de que en ambos casos se añade un grupo metilo. Lo que es más, al llegar a la trimetilamina desde la dimetil se observa una disminución de la basicidad. ¿Es que falla la teoría de que los grupos alquilo estabilizan las cargas positivas adyacentes? La respuesta es no, porque hay un factor que no se ha considerado sobre la estabilidad del catión amonio: la solvatación. La medida de los valores de pK se hace en agua. El desplazamiento de los equilibrios depende de la estabilidad relativa de los componentes de ese equilibrio y en esto, el agua juega un importante papel. A medida que el número de metilos se incrementa, la hidrofobicidad del catión amonio también aumenta. Así que tenemos dos fenómenos en contraposición. El aumento de la estabilidad del catión y la dificultad de ser solvatado por el agua al aumentar el número de restos alquilo alrededor del catión. El balance de estos dos factores marca la basicidad de la serie estudiada.

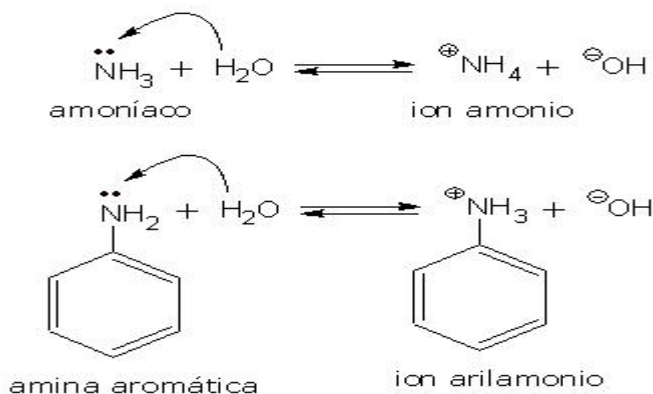


En las aminas aromáticas, el átomo de nitrógeno posee hibridación sp^2 (geometría plana en la cual el par de electrones está más cercano al núcleo, mayor carácter s).

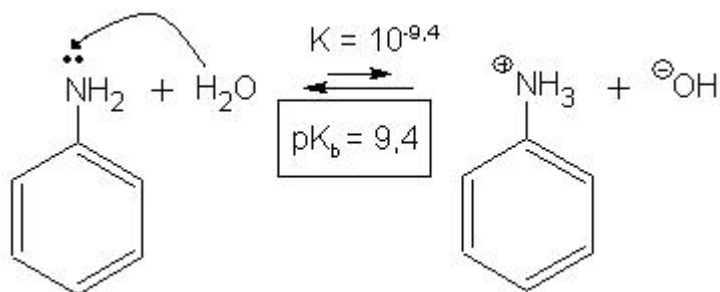


Las estructuras 1 y 5 son contribuyentes en cualquier derivado del benceno. Las estructuras 2, 3, y 4, sin embargo, deslocalizan el par de electrones sin compartir del nitrógeno en las posiciones orto y para del anillo. Esta deslocalización del par de electrones (efecto +M) lo hace menos asequible al protón, y lo que es más importante, dicha deslocalización de electrones estabiliza a la amina aromática.

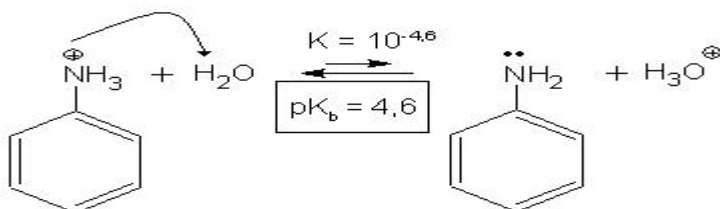
Las aminas aromáticas son apreciablemente menos básicas que las alifáticas (pKb 9-10) debido al efecto explicado anteriormente y por consiguiente las sales de anilinio son más ácidas que las de amonio. El equilibrio de la amina aromática está poco favorecido debido a que el ion arilamonio está menos estabilizado por resonancia que la amina aromática y por tanto en comparación con el equilibrio del amoníaco, este se favorece. Además se conoce que en la amina aromática el átomo de nitrógeno posee hibridación sp^2 (33% de carácter s) y en las alifáticas hay una hibridación sp^3 (25% de carácter s) por lo que los electrones están mas retenidos en las primeras, no dándole la posibilidad de ceder con más facilidad sus pares de electrones liberes haciéndolo menos básico.



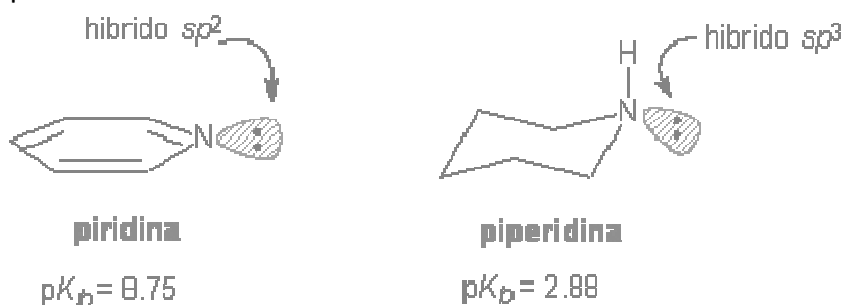
Veamos las constantes de disociación de la anilina en las siguientes reacciones.



La carga positiva del amonio no puede deslocalizarse por resonancia por el anillo bencénico. La reacción está desplazada hacia la izquierda y la anilina no es tan básica como las aminas alifáticas.



El par de electrones no compartido del nitrógeno sí puede deslocalizarse por el anillo bencénico. Los efectos de hibridación también juegan un papel en la basicidad de las aminas. Por ejemplo, la piridina es una base más débil que las aminas alifáticas, como la piperidina. En la piridina, el par de electrones no enlazantes ocupan un orbital con hibridación sp^2 y en la piperidina ocupan un orbital con hibridación sp^3 . Cuanto mayor es el carácter s de un orbital mayor es la atracción que ejerce el núcleo sobre los electrones. En la piridina, el par electrónico solitario está en un orbital con más carácter s que el orbital que ocupa el par de electrones solitarios de la piperidina y por tanto los electrones están menos disponibles para unirse al protón.



Las aminas, por su conjunto de propiedades, físicas y químicas, así como por su interacción con el organismo humano, ocupan un lugar importante en las ciencias básicas de las carreras de ciencias médicas, su conocimiento permite una mejor comprensión de las transformaciones químicas que a nivel celular tienen lugar y por otra parte su conocimiento es básico para el estudio de los aminoácidos y proteínas en particular y de la bioquímica en general.

Aminas

El grupo funcional amina consiste en una molécula de amoníaco a la que se le ha quitado un átomo de nitrógeno, $-NH_2$, por lo que ese enlace sobrante puede unirse con un radical de hidrocarburo. Esto da lugar a un grupo genérico de compuestos denominados aminas y que tienen gran importancia en los seres vivos. El ejemplo más simple es el de la metilamina, CH_3-NH_2 . El átomo de nitrógeno se representa de color azul.

se conocen con el nombre de imidas; las amidas derivadas de tres sustituciones de hidrógeno del amoniaco por grupos acilos son las amidas terciarias.

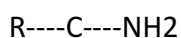
Las amidas son sólidos a temperatura ambiente y poseen un punto de ebullición muy alto. Fundamentalmente ello se debe a la posibilidad de asociación por puentes de hidrogeno entre el grupo carbonilo de la amida y los hidrógenos del grupo amino, que dan lugar a una estructura del siguiente tipo entre moléculas, lo que hace que presenten formas cristalinas estables: $C=O \cdots H-N$

La polarización del grupo carbonilo hace que posean un momento bipolar elevado por tanto presentan simultáneamente una capacidad de asociación al margen de los puentes de hidrógeno, debida a los momentos bipolares permanentes, que producen atracciones electroestáticas adicionales. La sustitución de los hidrógenos por grupos alquílicos en el grupo amino hacen que disminuya su capacidad de formación de puentes de hidrogeno, por la que las amidas de estas características poseen puntos de fusión y ebullición más bajos.

CLASIFICACION DE AMIDAS

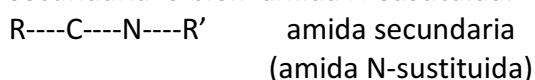
Una amida se forma por la reacción de un ácido carboxílico con amoniaco o una amina, se considera que el grupo funcional de la amida es neutro. Las amidas se clasifican en *primarias*, *secundarias* y *terciarias*.

A una amida de la forma $R-CO-NH_2$ se le llama amida primaria porque solo tiene un átomo de carbono unido al átomo de nitrógeno

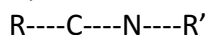


Amida primaria

A una amida que tenga un grupo alquilo en el nitrógeno $R-CO-NHR'$ se le conoce como amida secundaria o bien amida N-sustituida.



A las amidas con dos grupos alquilo en el nitrógeno ($R-CO-NR'_2$) se le llama amidas terciarias o amidas N,N-di sustituidas.



Amida terciaria.

(Amida N,N-disustituida)

NOMENCLATURA DE AMIDAS.

Para dar nombre a una amida primaria, se menciona primero el ácido correspondiente. Se eliminan la palabra ácido y el sufijo ico, o el sufijo oico del nombre del ácido carboxílico, y se le agrega el sufijo amida. Las amidas secundarias y terciarias se nombran tratando a los grupos alquilo en el nitrógeno como sustituyentes, especificando su posición mediante el prefijo N-.

Nombre IUPAC: N-etiletanamida N, N-dimetilmetamida N-etil-N,2-dimetilpropanamida.

Nombre común: N-etilacetamida N,N-dimetilformamida N-etil-N-metilisobutiramida.

Para los ácidos llamados alcanocarboxílicos, las amidas correspondientes se designan empleando el sufijo carboxamida. Algunas amidas, como la acetanilida, tienen nombres históricos que todavía se emplean.

Ciclopentanocarboxamida N,N-dimetilciclopropanocarboxamida Acetanilida.

Lactamas A las amidas cíclicas se les llama lactamas. Estas se forman a partir de los aminoácidos, donde el grupo amino y el grupo carboxilo se han unido para formar la amida. Las lactamas se nombran como a las lactonas, y se emplean con mayor frecuencia los nombres comunes que los nombres IUPAC.

Nombre IUPAC: ácido 4-aminobutanoico lactama del ácido 4-aminobutanoico

Nombre común: ácido γ -aminobutírico y- butirolactama.

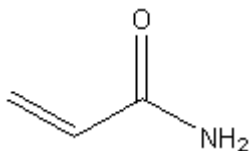
REACCIONES DE LAS AMIDAS

Como las amidas son los derivados de ácido más estables, no se convierten fácilmente en otros derivados por sustitución nucleofílica de acilo. Desde el punto de vista de la síntesis, su reacción más importante es la reducción para formar una amina; este es uno de los mejores métodos para sintetizar este grupo funcional. El rearrreglo de Hoffman convierte también las amidas en aminas, con pérdida de un átomo de carbono. Aunque se considera que una amida es un grupo funcional neutro, es débilmente básico y débilmente ácido, y se hidroliza mediante ácidos o bases fuertes.

Deshidratación de amidas a nitrilos. Los agentes deshidratantes fuertes pueden eliminar una molécula de agua de una amida primaria para formar un nitrilo. La deshidratación de las amidas es uno de los métodos más comunes para síntesis de nitrilos. El pentóxido de fósforo (P_2O_5) es el reactivo tradicional para esta deshidratación, pero a veces el oxiclورو de fósforo ($POCl_3$) da mejores rendimientos.

USOS INDUSTRIALES

ACRILAMIDA



La acrilamida es un compuesto orgánico de tipo amida. Es blanca, inodora y cristalina, soluble en agua, etanol y éter. Se emplea en la fabricación de papel, extracción de metales, industria textil y obtención de colorantes. También se emplea en la síntesis de poliacrilamidas.

La acrilamida se puede formar al calentar comida (especialmente compuestos que contienen almidón), friéndola o asándola a más de 120 °C, se podría formar a través de diferentes mecanismos a partir de diferentes compuestos presentes en la comida, como aminoácidos, proteínas, carbohidratos, lípidos, etc. esto puede suponer un problema pues según estudios en animales la acrilamida es un probable carcinógeno en humanos.

El ácido sulfanílico también se usa en la industria de colorantes azoicos y se obtiene calentando el sulfato de anina. Las sulfanilamida y sus derivados tienen un alto poder bacteriostático; constituyen el arma poderosa contra las enfermedades infecciosas antes del descubrimiento de la penicilina y todavía hoy se consumen extensamente.

La primera sulfamida utilizada fue el prontosil, un colorante azoico de sulfanilamida, que es el agente activo. Se han sintetizado varios miles de derivados de los que unos 40 se han comercializado, por ejemplo: Sulfapiridina, sulfapirimidina, sulfameacina, sulfatiazol, sulfametoxazol, acilsulfatiazoles, sulfaguanidina.

La actividad antibacteriana de las sulfamidas se debe a que son antagonistas (antimetabolitos) del ácido p-aminobenzoico (pab), que es un metabolito esencial para el crecimiento de las bacterias. La semejanza entre el pabA y las sulfas hace que estas ocupen el lugar de aquel en la síntesis de ácido fólico dando un compuesto análogo sin actividad vitamínica.

Algunos medicamentos antidiabéticos son sulfonamidas más complejas como: carbutamida, tolbutamida y sulfonamidas

Las sulfonamidas fueron las primeras drogas eficaces empleadas para el tratamiento sistémico de infecciones bacterianas en el ser humano. Les caracteriza compartir una estructura química similar al ácido para-amino-benzoico (paba).

GLÚCIDOS O CARBOHIDRATOS

Glúcido

Los **glúcidos, carbohidratos, hidratos de carbono** o **sacáridos** (del griego σάκχαρον que significa "azúcar") son moléculas orgánicas compuestas por carbono, hidrógeno y oxígeno. Son solubles en agua y se clasifican de acuerdo a la cantidad de carbonos o por el grupo funcional aldehído. Son la forma biológica primaria de almacenamiento y consumo de energía. Otras biomoléculas energéticas son las grasas y, en menor medida, las proteínas.

El término "hidrato de carbono" o "carbohidrato" es poco apropiado, ya que estas moléculas no son átomos de carbono hidratados, es decir, enlazados a moléculas de agua, sino que constan de átomos de carbono unidos a otros grupos funcionales. Este nombre proviene de la nomenclatura química del siglo XIX, ya que las primeras sustancias aisladas respondían a la fórmula elemental $C_n(H_2O)_n$ (donde "n" es un entero=1,2,3... según el número de átomos). De aquí que el término "carbohidratado" se haya mantenido, si bien posteriormente se vio que otras moléculas con las

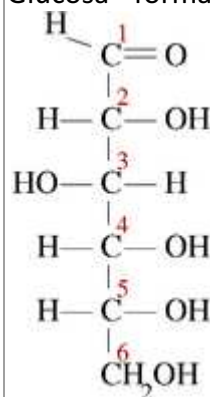
mismas características químicas no se corresponden con esta fórmula. Además, los textos científicos anglosajones aún insisten en denominarlos *carbohydrates* lo que induce a pensar que este es su nombre correcto. Del mismo modo, en dietética, se usa con más frecuencia la denominación de *carbohidratos*.

Los glúcidos pueden sufrir reacciones de esterificación, aminación, reducción, oxidación, lo cual otorga a cada una de las estructuras una propiedad específica, como puede ser de solubilidad.

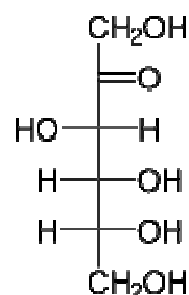
Sinónimos

- **Carbohidratos** o **hidratos de carbono**: ha habido intentos para sustituir el término de *hidratos de carbono*. Desde 1996 el Comité Conjunto de la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (International Union of Pure and Applied Chemistry) y de la Unión Internacional de Bioquímica y Biología Molecular (International Union of Biochemistry and Molecular Biology) recomienda el término *carbohidrato* y desaconseja el de *hidratos de carbono*.
- **Glúcidos**: este nombre proviene de que pueden considerarse derivados de la glucosa por polimerización y pérdida de agua. El vocablo procede del griego "glycýs", que significa dulce.
- **Azúcares**: este término sólo puede usarse para los monosacáridos (aldosas y cetosas) y los oligosacáridos inferiores (disacáridos). En singular (azúcar) se utiliza para referirse a la *sacarosa* o azúcar de mesa.
- **Sacáridos**: proveniente del griego σάκχαρον que significa "azúcar". Es la raíz principal de los tipos principales de glúcidos (monosacáridos, disacáridos, polisacáridos y oligosacáridos).

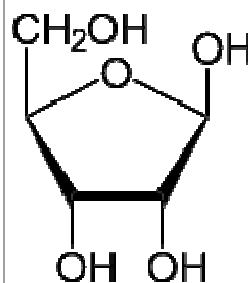
Glucosa - forma dextrógira



Fructosa - forma dextrógira



Ribosa - forma furanosa



Estructura química

Los glúcidos son compuestos formados en su mayor parte por átomos de carbono e hidrógeno y en una menor cantidad de oxígeno. Los glúcidos tienen enlaces químicos difíciles de romper llamados covalentes, mismos que poseen gran cantidad de energía, que es liberada al romperse estos enlaces. Una parte de esta energía es aprovechada por el organismo consumidor, y otra parte es almacenada en el organismo.

En la naturaleza se encuentran en los seres vivos, formando parte de biomoléculas aisladas o asociadas a otras como las proteínas y los lípidos.

Tipos de glúcidos

Los glúcidos se dividen en monosacáridos, disacáridos, oligosacáridos y polisacáridos.

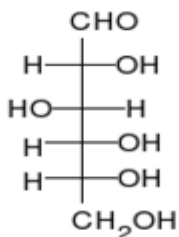
Monosacáridos

Los glúcidos más simples, los monosacáridos, están formados por una sola molécula; no pueden ser hidrolizados a glúcidos más pequeños. La fórmula química general de un monosacárido no modificado es $(\text{CH}_2\text{O})_n$, donde n es cualquier número igual o mayor a tres, su límite es de 7 carbonos. Los monosacáridos poseen siempre un grupo carbonilo en uno de sus átomos de carbono y grupos hidroxilo en el resto, por lo que pueden considerarse polialcoholes.

Los monosacáridos se clasifican de acuerdo a tres características diferentes: la posición del grupo carbonilo, el número de átomos de carbono que contiene y su quiralidad. Si el grupo carbonilo es un aldehído, el monosacárido es una aldosa; si el grupo carbonilo es una cetona, el monosacárido es una cetosa. Los monosacáridos más pequeños son los que poseen tres átomos de carbono, y son llamados triosas; aquéllos con cuatro son llamados tetrasas, los que poseen cinco son llamados pentosas, seis son llamados hexosas y así sucesivamente. Los sistemas de clasificación son frecuentemente combinados; por ejemplo, la glucosa es una aldohexosa (un aldehído de seis átomos de carbono), la ribosa es una aldopentosa (un aldehído de cinco átomos de carbono) y la fructosa es una cetohexosa (una cetona de seis átomos de carbono).

Cada átomo de carbono posee un grupo de hidroxilo (-OH), con la excepción del primero y el último carbono, todos son asimétricos, haciéndolos centros estéricos con dos posibles configuraciones cada uno (el -H y -OH pueden estar a cualquier lado del átomo de carbono). Debido a esta asimetría, cada monosacárido posee un cierto número de isómeros. Por ejemplo la aldohexosa D-glucosa, tienen la fórmula $(\text{CH}_2\text{O})_6$, de la cual, exceptuando dos de sus seis átomos de carbono, todos son centros quirales, haciendo que la D-glucosa sea uno de los estereoisómeros posibles. En el caso del gliceraldehído, una aldotriosa, existe un par de posibles estereoisómeros, los cuales son enantiómeros y epímeros (1,3-dihidroxiacetona, la cetosa correspondiente, es una molécula simétrica que no posee centros quirales). La designación D o L es realizada de acuerdo a la orientación del carbono asimétrico más alejados del grupo carbonilo: si el grupo hidroxilo está a la derecha de la molécula es un azúcar D, si está a la izquierda es un azúcar L. Como los D azúcares son los más comunes, usualmente la letra D es omitida.

Ciclación



Ciclación de la glucosa.

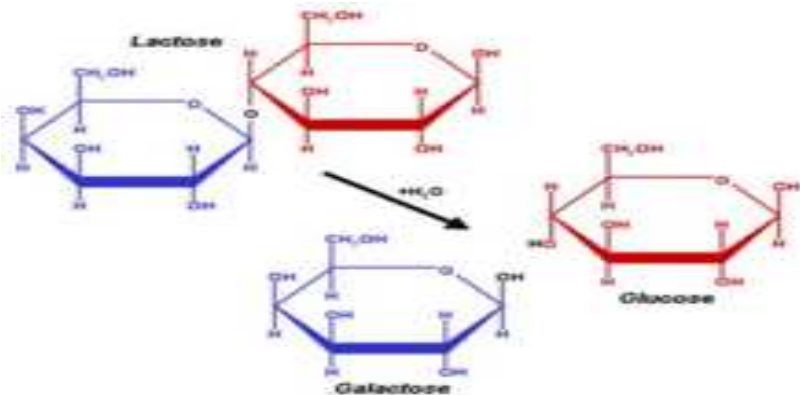
El grupo aldehído o cetona en una cadena lineal abierta de un monosacárido reaccionará reversiblemente con el grupo hidroxilo sobre un átomo de carbono diferente en la misma molécula para formar un hemiacetal o hemicetal, formando un anillo heterocíclico, con un puente de oxígeno entre los dos átomos de carbono. Los anillos con cinco y seis átomos son llamados formas furanosa y piranosa respectivamente y existen en equilibrio con la cadena lineal abierta.

Durante la conversión de la forma lineal abierta a la forma cíclica, el átomo de carbono conteniendo el oxígeno carbonilo, llamado el carbono anomérico, se transforma en un centro quiral con dos posibles configuraciones: el átomo de oxígeno puede tomar una posición arriba o abajo del plano del anillo. El par de estereoisómeros resultantes son llamados anómeros. En el α -anómero, el -OH sustituyente sobre el carbono anomérico se encuentra en el lado opuesto del anillo (posición trans) a la cadena CH_2OH . La forma alternativa, en la cual el sustituyente CH_2OH y el grupo hidroxilo sobre el carbono anomérico están en el mismo lado (posición cis) del plano del anillo, es llamado β -anómero. Como el anillo y la forma abierta se interconvierten, ambos anómeros existen en equilibrio.

Uso en células

Los monosacáridos son la principal fuente de combustible para el metabolismo, siendo usado tanto como una fuente de energía (la glucosa es la más importante en la naturaleza) y en biosíntesis. Cuando los monosacáridos no son necesitados para las células son rápidamente convertidos en otra forma, tales como los polisacáridos. Cuando son metabolizados por la microflora residente oral, conocida como biopelícula, los monosacáridos, particularmente la sacarosa es la principal responsable de la caries dental.

Disacáridos



Lactosa.

Los disacáridos son glúcidos formados por dos moléculas de monosacáridos y, por tanto, al hidrolizarse producen dos monosacáridos libres. Los dos monosacáridos se unen mediante un enlace covalente conocido como enlace glucosídico, tras una reacción de deshidratación que implica la pérdida de un átomo de hidrógeno de un monosacárido y un grupo hidroxilo del otro monosacárido, con la consecuente formación de una molécula de H_2O , de manera que la fórmula de los disacáridos no modificados es $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$.

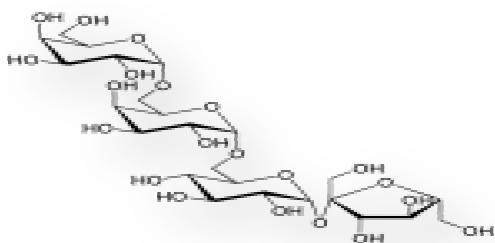
La sacarosa es el disacárido más abundante y la principal forma en la cual los glúcidos son transportados en las plantas. Está compuesto de una molécula de glucosa y una molécula de fructosa. El nombre sistemático de la sacarosa, O- α -D-glucopiranosil-(1 \rightarrow 2)- β -D-fructofuranósido, indica cuatro cosas:

- Sus monosacáridos: Glucosa y fructosa.

- Disposición de las moléculas en el espacio: La glucosa adopta la forma piranosa y la fructosa una furanosa.
- Unión de los monosacáridos: El carbono anomérico uno (C1) de α -glucosa está enlazado en alfa al C₂ de la fructosa formando 2-O-(alfa-D-glucopiranosil)-beta-D-fructofuranosido y liberando una molécula de agua.
- El sufijo -ósido indica que el carbono anomérico de ambos monosacáridos participan en el enlace glicosídico.

La lactosa, un disacárido compuesto por una molécula de galactosa y una molécula de glucosa, estará presente naturalmente sólo en la leche. El nombre sistemático para la lactosa es O- β -D-galactopiranosil-(1 \rightarrow 4)-D-glucopiranososa. Otro disacárido notable incluyen la maltosa (dos glucosa enlazadas α -1,4) y la celobiosa (dos glucosa enlazadas β -1,4).

Oligosacáridos



Estaquirosa, tetrasacárido formado por una glucosa, dos galactosas y una fructosa.

Los oligosacáridos están compuestos por entre tres y nueve moléculas de monosacáridos que al hidrolizarse se liberan. No obstante, la definición de cuan largo debe ser un glúcido para ser considerado oligo o polisacárido varía según los autores. Según el número de monosacáridos de la cadena se tienen los trisacáridos (como la rafinosa), tetrasacárido (estaquirosa), pentasacáridos, etc.

Los oligosacáridos se encuentran con frecuencia unidos a proteínas, formando las glucoproteínas, como una forma común de modificación tras la síntesis proteica. Estas modificaciones post traduccionales incluyen los oligosacáridos de Lewis, responsables por las incompatibilidades de los grupos sanguíneos, el epítipo alfa-Gal responsable del rechazo hiperagudo en xenotrasplante y O-GlcNAc modificaciones.

Polisacáridos

Amilopectina.

Los polisacáridos son cadenas, ramificadas o no, de más de diez monosacáridos. Los polisacáridos representan una clase importante de polímeros biológicos. Su función en los organismos vivos está relacionada usualmente con estructura o almacenamiento. El almidón es usado como una forma de almacenar monosacáridos en las plantas, siendo encontrado en la forma de amilosa y la amilopectina (ramificada). En animales, se usa el glucógeno en vez de almidón el cual es estructuralmente similar pero más densamente ramificado. Las propiedades del glucógeno le permiten ser metabolizado más rápidamente, lo cual se ajusta a la vida activa de los animales con locomoción.

La celulosa y la quitina son ejemplos de polisacáridos estructurales. La celulosa es usada en la pared celular de plantas y otros organismos y es la molécula más abundante sobre la tierra. La quitina tiene una estructura similar a la celulosa, pero tiene nitrógeno en sus ramas incrementando así su fuerza. Se encuentra en los exoesqueletos de los artrópodos y en las paredes celulares de muchos hongos. Tiene

diversos de usos, por ejemplo en hilos para sutura quirúrgica. Otros polisacáridos incluyen la callosa, la lamiña, la rina, el xilano y la galactomanosa.

Los polisacáridos resultan de la condensación de muchas moléculas de monosacáridos con la pérdida de varias moléculas de agua. Su fórmula empírica es: $(C_6 H_{10} O_5)_n$.

Función de los glúcidos

Los glúcidos desempeñan diversas funciones, entre las que destacan la energética y la estructural.

Glúcidos energéticos

Los mono y disacáridos, como la glucosa, actúan como combustibles biológico, aportando energía inmediata a las células; es la responsable de mantener la actividad de los músculos, la temperatura corporal, la tensión arterial, el correcto funcionamiento del intestino y la actividad de las neuronas.

Glúcidos estructurales

Algunos polisacáridos forman estructuras esqueléticas muy resistentes, como las celulosa de las paredes de células vegetales y la quitina de la cutícula de los artrópodos.

Otras funciones

La ribosa y la desoxirribosa son constituyentes básicos de los nucleótidos, monómeros del ARN y del ADN. Los oligosacáridos del glicocáliz tienen un papel fundamental en el reconocimiento celular.

Nutrición

Los glúcidos en una persona de 8,3 y 14,5 g/kg de su peso corporal. Se propone que el 55-60% de la energía diaria que necesita el organismo humano debe provenir de los glúcidos, ya sea obtenidos de alimentos ricos en almidón como las pastas o de las reservas del cuerpo (glucógeno). Se desaconseja, en cambio, el consumo abusivo de glúcidos tipo azúcar por su actividad altamente oxidante (las dietas con muchas calorías o con mucha glucosa aceleran el envejecimiento celular. Se sobreentiende que sí pueden ser necesarias dietas hipercalóricas en climas gélidos o en momentos de gran desgaste energético muscular). Nótese que el sedentarismo o la falta de los suficientes movimientos cotidianos del cuerpo humano provocan una mala metabolización de las grasas y de los glúcidos.

Los glúcidos por su fuerte carácter hidrofílico se rodean de partículas de agua ocupando más espacio en las células pero así son atacados más fácilmente por las enzimas hidrolíticas que las proteínas o las grasas y por eso son la fuente de obtención rápida de energía. Las proteínas y grasas son componentes vitales para la construcción de tejido corporal y células, y por lo tanto debería ser recomendado no malgastar tales recursos usándolos para la producción de energía.

Los glúcidos no son nutrientes esenciales: el cuerpo puede tener toda su energía a partir de las proteínas y grasas. El cerebro no puede quemar grasas y necesita glucosa para energía, del organismo puede sintetizar esta glucosa a partir de proteínas. La metabolización de las proteínas aporta 4 kcal por gramo mientras que las grasas contienen 9 kilocalorías y el alcohol contiene 7 kcal por gramo.

Alimentos con altos contenidos en glúcidos son pastas, patatas, fibra, cereales y legumbres.

Basado en la evidencia del riesgo a la cardiopatía y obesidad, el Instituto de Medicina (Estados Unidos) recomienda que los adultos estadounidenses y canadienses obtengan el 40 al 65% de energía de la dieta a partir de los glúcidos.^[2] La FAO (Food and Agriculture Organization) y la WHO (World Health Organization) recomiendan que las guías de alimentación nacional establezcan la meta de 55 a 75% del total de la energía a partir de glúcidos, pero sólo 10% de descenso a partir de azúcar libre (glúcidos simples).^[3]

La distinción entre "glúcidos buenos" y "glúcidos malos" es una distinción carente de base científica. Aunque estos conceptos se han usado en el diseño de las dietas cetogénicas como las dietas bajas en glúcidos, las cuales promueven una reducción en el consumo de granos y almidones en favor de proteínas. El resultado es una reducción en los niveles de insulina usada para metabolizar el azúcar y un incremento en el uso de grasas para energía a través de la cetosis, un proceso también conocido como hambre de conejo.

Digestión de los carbohidratos

Si durante la digestión, la degradación de carbohidratos es deficiente a causa de alguna enfermedad intestinal hereditaria, un trastorno intestinal, desnutrición o fármacos que lesionan la mucosa del intestino delgado, el carbohidrato no digerido llega al intestino grueso, donde produce diarrea osmótica. La fermentación bacteriana de los compuestos produce grandes volúmenes de CO₂ y H₂, lo que ocasiona cólicos abdominales.^[cita requerida]

Clasificación

Los nutricionistas y dietistas antiguamente clasificaban los carbohidratos como simples (monosacáridos y disacáridos) o complejos (oligosacáridos y polisacáridos). El término carbohidrato complejo fue usado por primera vez en la publicación Dietary Goals for the United States (1977) del Comité seleccionado del Senado, donde los denominaron "frutas, vegetales y granos enteros".^[4] Las pautas dietéticas generalmente recomiendan que los carbohidratos complejos y las fuentes de carbohidratos simples ricas en nutrientes, como frutas y productos lácteos deberían cubrir el grueso del consumo de carbohidratos. Las guías dietéticas para los americanos USDA 2005 prescindieron de la distinción entre simple/complejo, en su lugar recomiendan alimentos integrales y ricos en fibra.^[5]

El índice glicémico y el sistema de la carga de glicemia son populares métodos de clasificación alternativos los cuales clasifican los alimentos ricos en carbohidratos basados en su efecto sobre los niveles de glucosa sanguínea. El índice de insulina es un método de clasificación similar, más reciente el cual clasifica los alimentos basado en su efecto sobre los niveles de insulina. Este sistema asume que los alimentos con índice glicémico alto puede ser declarados para ser la ingesta de alimentos más aceptable.

El informe conjunto de expertos de la WHO y la FAO, en Dieta, Nutrición y Prevención de Enfermedades Crónicas (serie de informes técnicos de la WHO 916), recomienda que el consumo de carbohidratos suponga el 55-75% de la energía diaria, pero restringe el consumo de "azúcar libre" a un 10%.

Aplicaciones

Los carbohidratos se utilizan para fabricar tejidos, películas fotográficas, plásticos y otros productos. La celulosa se puede convertir en rayón de viscosa y productos de papel. El nitrato de celulosa (nitrocelulosa) se utiliza en películas de cine, cemento, pólvora de algodón, celuloide y tipos similares de plásticos. El almidón y la pectina, un agente cuajante, se usan en la preparación de alimentos para el hombre y el ganado. La goma arábiga se usa en medicamentos demulcentes. El agar, un componente de algunos laxantes, se utiliza como agente espesante en los alimentos y como medio para el cultivo bacteriano; también en la preparación de materiales adhesivos, de encolado y emulsiones. La hemicelulosa se emplea para modificar el papel durante su fabricación. Los dextranos son polisacáridos utilizados en medicina como expansores de volumen del plasma sanguíneo para contrarrestar las conmociones agudas. Otro hidrato de carbono, el sulfato de heparina, es un anticoagulante de la sangre.

Metabolismo de los glúcidos

Los glúcidos representan las principales moléculas almacenadas como reserva en los vegetales. Los vegetales almacenan grandes cantidades de almidón producido a partir de la glucosa elaborada por fotosíntesis, y en mucha menor proporción, lípidos (aceites vegetales).

Los animales almacenan básicamente triglicéridos (lípidos). Al contrario que los glúcidos, los lípidos sirven para almacenar y obtener energía a más largo plazo. También almacenan cierta cantidad de glucógeno, sobre todo en el músculo y en el hígado. Aunque muchos tejidos y órganos animales pueden usar indistintamente los glúcidos y los lípidos como fuente de energía, otros, principalmente los eritrocitos y el tejido nervioso (cerebro), no pueden catabolizar los lípidos y deben ser continuamente abastecidos con glucosa.

En el tubo digestivo los polisacáridos de la dieta (básicamente almidón) son hidrolizados por las glucosidasas de los jugos digestivos, rindiendo monosacáridos, que son los productos digestivos finales; éstos son absorbidos por las células del epitelio intestinal e ingresan en el hígado a través de la circulación portal, donde, alrededor del 60%, son metabolizados. En el hígado, la glucosa también se puede transformar en lípidos que se transportan posteriormente al tejido adiposo.

El músculo es un tejido en el que la fermentación representa una ruta metabólica muy importante ya que las células musculares pueden vivir durante largos períodos de tiempo en ambientes con baja concentración de oxígeno. Cuando estas células están trabajando activamente, su requerimiento de energía excede su capacidad de continuar con el metabolismo oxidativo de los hidratos de carbono puesto que la velocidad de esta oxidación está limitada por la velocidad a la que el oxígeno puede ser renovado en la sangre. El músculo, al contrario que otros tejidos, produce grandes cantidades de lactato que se vierte en la sangre y retorna al hígado para ser transformado en glucosa.

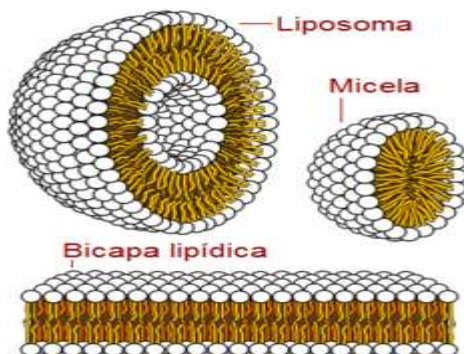
Por lo tanto las principales rutas metabólicas de los glúcidos son:

- Glicólisis. Oxidación de la glucosa a piruvato.
- Gluconeogénesis. Síntesis de glucosa a partir de precursores no glucídicos.
- Glucogénesis. Síntesis de glucógeno.
- Ciclo de las pentosas. Síntesis de pentosas para los nucleótidos.

En el metabolismo oxidativo encontramos rutas comunes con los lípidos como son el ciclo de Krebs y la cadena respiratoria. Los oligo y polisacáridos son degradados inicialmente a monosacáridos por enzimas llamadas glicósido hidrolasas. Entonces los monosacáridos pueden entrar en las rutas catabólicas de los monosacáridos.

La principal hormona que controla el metabolismo de los hidratos de carbono es la insulina

Lípido



Fosfolípidos organizados en liposomas, micelas y bicapa lipídica.

Los **lípidos** son un conjunto de moléculas orgánicas, la mayoría biomoléculas, compuestas principalmente por carbono e hidrógeno y en menor medida oxígeno, aunque también pueden contener fósforo, azufre y nitrógeno, que tienen como característica principal el ser hidrofóbicas o insolubles en agua y sí en solventes orgánicos como la bencina, el alcohol, el benceno y el cloroformo. En el uso coloquial, a los lípidos se les llama incorrectamente **grasas**, ya que las grasas son sólo un tipo de lípidos procedentes de animales. Los lípidos cumplen funciones diversas en los organismos vivos, entre ellas la de reserva energética (triglicéridos), la estructural (fosfolípidos de las bicapas) y la reguladora (esteroides). Los lípidos también funcionan para el desarrollo de la materia gris, el metabolismo y el crecimiento.

Características generales

Los lípidos más abundantes son las grasas, que puede ser de origen animal o vegetal. Los lípidos son biomoléculas muy diversas; unos están formados por cadenas alifáticas saturadas o insaturadas, en general lineales, pero algunos tienen anillos (aromáticos). Algunos son flexibles, mientras que otros son rígidos o semiflexibles hasta alcanzar casi una total flexibilidad molecular; algunos comparten carbonos libres y otros forman puentes de hidrógeno.

La mayoría de los lípidos tiene algún tipo de carácter polar, además de poseer una gran parte apolar o hidrofóbica ("que le teme al agua" o "rechaza al agua"), lo que significa que no interactúa bien con solventes polares como el agua. Otra parte de su estructura es polar o hidrofílica ("que ama el agua" o "que tiene afinidad por el agua") y tenderá a asociarse con solventes polares como el agua; cuando una molécula tiene una región hidrófoba y otra hidrófila se dice que tiene carácter anfipático. La región hidrófoba de los lípidos es la que presenta solo átomos de carbono unidos a átomos de hidrógeno, como la larga "cola" alifática de los ácidos grasos o los anillos de esteroide del colesterol; la región hidrófila es la que posee grupos polares o con cargas eléctricas, como el hidroxilo ($-\text{OH}$) del colesterol, el carboxilo ($-\text{COO}^-$) de los ácidos grasos, el fosfato ($-\text{PO}_4^-$) de los fosfolípidos, etc

Clasificación biológica

Los lípidos son un grupo muy heterogéneo que usualmente se clasifican en dos grupos, atendiendo a que posean en su composición ácidos grasos (lípidos saponificables) o no lo posean (lípidos insaponificables).

Lípidos saponificables

Simples. Lípidos que sólo contienen carbono, hidrógeno y oxígeno.

Acilglicéridos. Cuando son sólidos se les llama grasas y cuando son líquidos a temperatura ambiente se llaman aceites.

Céridos (ceras)

Complejos. Son los lípidos que además de contener en su molécula carbono, hidrógeno y oxígeno, también contienen otros elementos como nitrógeno, fósforo, azufre u otra biomolécula como un glúcido. A los lípidos complejos también se les llama **lípidos de membrana** pues son las principales moléculas que forman las membranas celulares.

Fosfolípidos

Fosfoglicéridos

Fosfoesfingolípidos

Glucolípidos

Cerebrósidos

Gangliósidos

Lípidos insaponificables

Terpenoides

Esteroides
Eicosanoides

Lípidos saponificables



Estructura 3D del ácido linoleico, un tipo de ácido graso. En rojo se observa la cabeza polar correspondiente a un grupo carboxilo.

Ácido graso

Son las unidades básicas de los lípidos saponificables, y consisten en moléculas formadas por una larga cadena hidrocarbonada con un número par de átomos de carbono (12-24) y un grupo carboxilo terminal. La presencia de dobles enlaces en el ácido graso reduce el punto de fusión. Los ácidos grasos se dividen en saturados e insaturados.

Saturados. Sin dobles enlaces entre átomos de carbono; por ejemplo, ácido láurico, ácido mirístico, ácido palmítico, ácido margárico, ácido esteárico, ácido araquídico y ácido lignogérico.

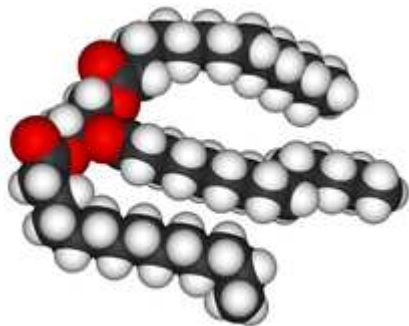
Insaturados. Los ácidos grasos insaturados se caracterizan por poseer dobles enlaces en su configuración molecular. Éstas son fácilmente identificables, ya que estos dobles enlaces hacen que su punto de fusión sea menor que en el resto. Se presentan ante nosotros como líquidos, como aquellos que llamamos aceites. Este tipo de alimentos disminuyen el colesterol en sangre y también son llamados ácidos grasos esenciales. Los animales no son capaces de sintetizarlos, pero los necesitan para desarrollar ciertas funciones fisiológicas, por lo que deben aportarlos en la dieta. La mejor forma y la más sencilla para poder enriquecer nuestra dieta con estos alimentos, es aumentar su ingestión, es decir, aumentar su proporción respecto los alimentos que consumimos de forma habitual. Con uno o más dobles enlaces entre átomos de carbono; por ejemplo, ácido palmitoleico, ácido oleico, ácido eláidico, ácido linoleico, ácido linolénico y ácido araquidónico y ácido nervónico.

Los denominados ácidos grasos esenciales no pueden ser sintetizados por el organismo humano y son el ácido linoleico, el ácido linolénico y el ácido araquidónico, que deben ingerirse en la dieta.

Propiedades físicoquímicas

- **Carácter Anfipático.** Ya que el ácido graso está formado por un grupo carboxilo y una cadena hidrocarbonada, esta última es la que posee la característica hidrófoba; siendo responsable de su insolubilidad en agua.
- **Punto de fusión:** Depende de la longitud de la cadena y de su número de insaturaciones, siendo los ácidos grasos insaturados los que requieren menor energía para fundirse.
- **Esterificación.** Los ácidos grasos pueden formar ésteres con grupos alcohol de otras moléculas
- **Saponificación.** Por hidrólisis alcalina los ésteres formados anteriormente dan lugar a jabones (sal del ácido graso)
- **Autooxidación.** Los ácidos grasos insaturados pueden oxidarse espontáneamente, dando como resultado aldehídos donde existían los dobles enlaces covalentes.

Acilglicéridos



Representación tridimensional de un triglicérido.

Acilglicérido

Los acilglicéridos o acilglicerol son ésteres de ácidos grasos con glicerol (glicerina), formados mediante una reacción de condensación llamada esterificación. Una molécula de glicerol puede reaccionar con hasta tres moléculas de ácidos grasos, puesto que tiene tres grupos hidroxilo.

Según el número de ácidos grasos que se unan a la molécula de glicerina, existen tres tipos de acilglicerol:

- Monoglicéridos. Sólo existe un ácido graso unido a la molécula de glicerina.
- Diacilglicéridos. La molécula de glicerina se une a dos ácidos grasos.
- Triacilglicéridos. Llamados comúnmente triglicéridos, puesto que la glicerina está unida a tres ácidos grasos; son los más importantes y extendidos de los tres.

Los triglicéridos constituyen la principal reserva energética de los animales, en los que constituyen las grasas; en los vegetales constituyen los aceites. El exceso de lípidos es almacenado en grandes depósitos en el tejido adiposo de los animales.

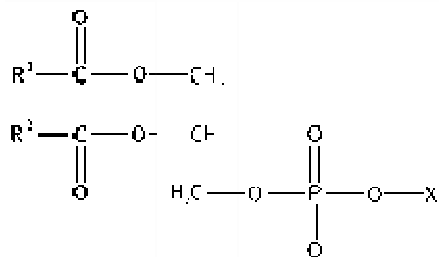
Céridos

Las ceras son moléculas que se obtienen por esterificación de un ácido graso con un alcohol monovalente lineal de cadena larga. Por ejemplo la cera de abeja. Son sustancias altamente insolubles en medios acuosos y a temperatura ambiente se presentan sólidas y duras. En los animales las podemos encontrar en la superficie del cuerpo, piel, plumas, cutícula, etc. En los vegetales, las ceras recubren en la epidermis de frutos, tallos, junto con la cutícula o la suberina, que evitan la pérdida de agua por evaporación.

Fosfolípidos

Los fosfolípidos se caracterizan por poseer un grupo fosfato que les otorga una marcada polaridad. Se clasifican en dos grupos, según posean glicerol o esfingosina.

Fosfoglicéridos



Estructura de un fosfoglicérido; X representa el alcohol o aminoalcohol que se esterifica con el grupo fosfato; el resto representa el ácido fosfatídico.

Los fosfoglicéridos están compuestos por ácido fosfatídico, una molécula compleja compuesta por glicerol, al que se unen dos ácidos grasos (uno saturado y otro insaturado) y un grupo fosfato; el grupo fosfato posee un alcohol o un aminoalcohol, y el conjunto posee una marcada polaridad y forma lo que se denomina la "cabeza" polar del fosfoglicérido; los dos ácidos grasos forman las dos "colas" hidrófobas; por tanto, los fosfoglicéridos son moléculas con un fuerte carácter anfipático que les permite formar bicapas, que son la arquitectura básica de todas las membranas biológicas.

Los principales alcoholes y aminoalcoholes de los fosfoglicéridos que se encuentran en las membranas biológicas son la colina (para formar la fosfatidilcolina o lecitina), la etanolamina (fosfatidiletanolamina o cefalina), serina (fosfatidilserina) y el inositol (fosfatidilinositol).

Fosfoesfingolípidos

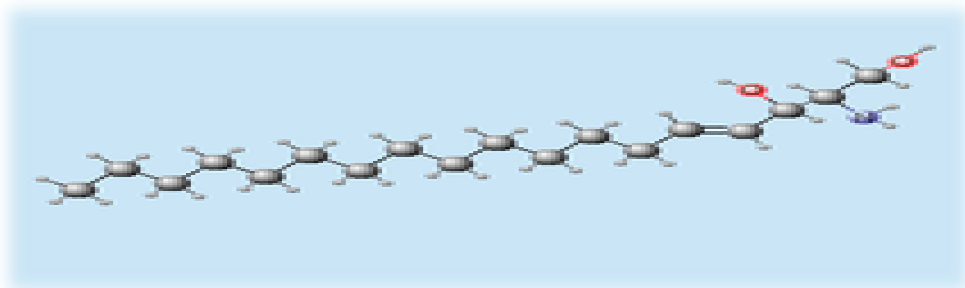


Imagen en 3D de la molécula de la esfingosina.

Esfingolípido

Los fosfoesfingolípidos son esfingolípidos con un grupo fosfato, tienen una arquitectura molecular y unas propiedades similares a los fosfoglicéridos. No obstante, no contienen glicerol, sino esfingosina, un aminoalcohol de cadena larga al que se unen un ácido graso, conjunto conocido con el nombre de ceramida; a dicho conjunto se le une un grupo fosfato y a éste un aminoalcohol; el más abundante es la esfingomielina, en la que el ácido graso es el ácido lignocérico y el aminoalcohol la colina; es el componente principal de la vaina de mielina que recubre los axones de las neuronas.

Glucolípidos

Los glucolípidos son esfingolípidos formados por una ceramida (esfingosina + ácido graso) unida a un glúcido, careciendo, por tanto, de grupo fosfato. Al igual que los fosfoesfingolípidos poseen ceramida, pero a diferencia de ellos, no tienen fosfato ni alcohol. Se hallan en las bicapas lipídicas de todas las membranas celulares, y son especialmente abundantes en el tejido nervioso; el nombre de los dos tipos principales de glucolípidos alude a este hecho:

- Cerebrósidos. Son glucolípidos en los que la ceramida se une un monosacárido (glucosa o galactosa) o a un oligosacárido.
- Gangliósidos. Son glucolípidos en los que la ceramida se une a un oligosacárido complejo en el que siempre hay ácido siálico.

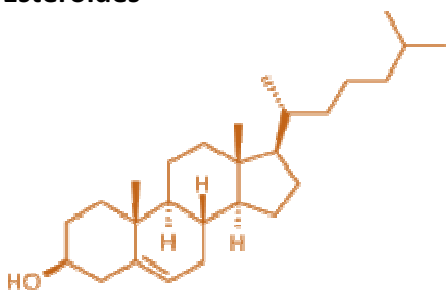
Los glucolípidos se localizan en la cara externa de la bicapa de las membranas celulares donde actúan de receptores.

Lípidos insaponificables

Terpenos

Los terpenos, terpenoides o isoprenoides, son lípidos derivados del hidrocarburo isopreno (o 2-metil-1,3-butadieno). Los terpenos biológicos constan, como mínimo de dos moléculas de isopreno. Algunos terpenos importantes son los aceites esenciales (mentol, limoneno, geraniol), el fitol (que forma parte de la molécula de clorofila), las vitaminas A, K y E, los carotenoides (que son pigmentos fotosintéticos) y el caucho (que se obtiene del árbol *Hevea brasiliensis*). Desde el punto de vista farmacéutico, los grupos de principios activos de naturaleza terpénica más interesantes son: monoterpenos y sesquiterpenos constituyentes de los aceites esenciales, derivados de monoterpenos correspondientes a los iridoides, lactonas sesquiterpénicas que forman parte de los principios amargos, algunos diterpenos que poseen actividades farmacológicas de aplicación a la terapéutica y por último, triterpenos y esteroides entre los que se encuentran las saponinas y los heterósidos cardiotónicos.

Esteroides



Colesterol; los 4 anillos son el núcleo de esterano, común a todos los esteroides.

Los esteroides son lípidos derivados del núcleo del hidrocarburo esterano (o ciclopentanoperhidrofenantreno), esto es, se componen de cuatro anillos fusionados de carbono que posee diversos grupos funcionales (carbonilo, hidroxilo) por lo que la molécula tiene partes hidrofílicas e hidrofóbicas (carácter anfipático).

Entre los esteroides más destacados se encuentran los ácidos biliares, las hormonas sexuales, las corticosteroides, la vitamina D y el colesterol. El colesterol es el precursor de numerosos esteroides y es un componente más de la bicapa de las membranas celulares. Esteroides Anabólicos es la forma como se conoce a las sustancias sintéticas basadas en hormonas sexuales masculinas (andrógenos). Estas hormonas promueven el crecimiento de músculos (efecto anabólico) así como también en desarrollo de las características sexuales masculinas (efecto andrógeno).

Los esteroides anabólicos fueron desarrollados a finales de 1930 principalmente para tratar el Hipogonadismo, una condición en la cual los testículos no producen suficiente testosterona para garantizar un crecimiento, desarrollo y función sexual normal del individuo. Precisamente a finales de 1930 los científicos también descubrieron que estos esteroides facilitaban el crecimiento de músculos en los animales de laboratorio, lo cual llevó al uso de estas sustancias por parte de físicos culturistas y levantadores de pesas y después por atletas de otras especialidades.

El abuso de los esteroides se ha diseminado tanto que hoy en día afecta el resultado de los eventos deportivos.

Eicosanoides

Los eicosanoides o icosanoides son lípidos derivados de los ácidos grasos esenciales de 20 carbonos tipo omega-3 y omega-6. Los principales precursores de los eicosanoides son el ácido araquidónico, el ácido

linoleico y el ácido linolénico. Todos los eicosanoides son moléculas de 20 átomos de carbono y pueden clasificarse en tres tipos: prostaglandinas, tromboxanos y leucotrienos.

Cumplen amplias funciones como mediadores para el sistema nervioso central, los procesos de la inflamación y de la respuesta inmune tanto de vertebrados como invertebrados. Constituyen las moléculas involucradas en las redes de comunicación celular más complejas del organismo animal, incluyendo el hombre.

Funciones de los lípidos

Los lípidos desempeñan diferentes tipos de funciones biológicas:

- **Función de reserva energética.** *Los triglicéridos son la principal reserva de energía de los animales ya que un gramo de grasa produce 9,4 kilocalorías en las reacciones metabólicas de oxidación, mientras que las proteínas y los glúcidos sólo producen 4,1 kilocalorías por gramo.*
- **Función estructural.** Los fosfolípidos, los glucolípidos y el colesterol forman las bicapas lipídicas de las membranas celulares. Los triglicéridos del tejido adiposo recubren y proporcionan consistencia a los órganos y protegen mecánicamente estructuras o son aislantes térmicos.
- **Función reguladora, hormonal o de comunicación celular.** Las vitaminas liposolubles son de naturaleza lipídica (terpenos, esteroides); las hormonas esteroides regulan el metabolismo y las funciones de reproducción; los glucolípidos actúan como receptores de membrana; los eicosanoides poseen un papel destacado en la comunicación celular, inflamación, respuesta inmune, etc.
- **Función transportadora.** El transporte de lípidos desde el intestino hasta su lugar de destino se realiza mediante su emulsión gracias a los ácidos biliares y a las lipoproteínas.

Importancia para los organismos vivos

Las vitaminas A, D, E y K son liposolubles, lo que significa que estas solo pueden ser digeridas, absorbidas y transportadas en conjunto con las grasas. Las grasas son fuentes de ácidos grasos esenciales, un requerimiento dietario importante. Las grasas juegan un papel vital en el mantenimiento de una piel y cabellos saludables, en el aislamiento de los órganos corporales contra el shock, en el mantenimiento de la temperatura corporal y promoviendo la función celular saludable. Estos además sirven como reserva energética para el organismo. Las grasas son degradadas en el organismo para liberar glicerol y ácidos grasos libres. El glicerol puede ser convertido por el hígado y entonces ser usado como fuente energética. El contenido de grasas de los alimentos puede ser analizado por extracción. El método exacto varía según el tipo de grasa a ser analizada, por ejemplo, las grasas poliinsaturadas y monoinsaturadas son analizadas de forma muy diferente.

Las grasas también sirven como un buffer muy útil hacia una gran cantidad de enfermedades. Cuando una sustancia particular sea química o biótica, alcanza niveles no seguros en el torrente sanguíneo, el organismo puede efectivamente diluir (o al menos mantener un equilibrio) las sustancias dañinas almacenándolas en nuevo tejido adiposo. Esto ayuda a proteger órganos vitales, hasta que la sustancia dañina pueda ser metabolizada y/o retirada de la sangre a través de la excreción, orina, sangramiento accidental o intencional, excreción de cebo y crecimiento del pelo.

Aunque es prácticamente imposible remover las grasas completamente de la dieta, sería equivocado hacerlo. Algunos ácidos grasos son nutrientes esenciales, significando esto que ellos no pueden ser producidos en el organismo a partir de otros componentes y por lo tanto necesitan ser consumidos en pequeñas cantidades. Todas las otras grasas requeridas por el organismo no son esenciales y pueden ser producidas en el organismo a partir de otros componentes.

Tejido adiposo

El tejido adiposo o graso es el medio utilizado por el organismo humano para almacenar energía a lo largo de extensos períodos de tiempo. Dependiendo de las condiciones fisiológicas actuales, los adipocitos almacenan triglicéridos derivadas de la dieta y el metabolismo hepático o degrada las grasas almacenadas para proveer ácidos grasos y glicerol a la circulación. Estas actividades metabólicas son reguladas por varias hormonas (insulina, glucagón y epinefrina). La localización del tejido determina su perfil metabólico: la grasa visceral está localizada dentro de la pared abdominal (debajo de los músculos de la pared abdominal) mientras que la grasa subcutánea está localizada debajo de la piel (incluye la grasa que está localizada en el área abdominal debajo de la piel pero por encima de los músculos de la pared abdominal). Durante un tiempo se pensó que la grasa visceral producía una hormona involucrada en la resistencia a la insulina, pero esto ha sido desechado por las pruebas clínicas.

1. Aminoácidos.

Se hablará ahora de las propiedades físicas y químicas de los aminoácidos, ya que estos constituyen el alfabeto de la estructura de las proteínas y determinan muchas propiedades importantes de las proteínas.

H

R-C- COOH

NH₂

Ésta es la estructura general de los 20 aminoácidos hallados regularmente o corrientemente en las proteínas, llamados también aminoácidos corrientes. Excepto la prolina, todos ellos tienen como denominadores comunes un grupo carboxilo libre y un grupo amino libre e insustituído en el átomo de carbono. Difieren entre sí en la estructura de sus cadenas laterales distintivas, llamados grupos R.

Se han propuesto varios métodos para clasificar los aminoácidos sobre la base de sus grupos R. El más significativo se funda en la polaridad de los grupos R. Existen cuatro clases principales:

1. Grupos R no polares o hidrofóbicos.
2. Polares, pero sin carga.
3. Grupos R con carga positiva y
4. Grupos cargados negativamente (a pH 6-7, que es la zona del pH intracelular).

Los aminoácidos se suelen designar mediante símbolos de tres letras. Recientemente se ha adoptado también un conjunto de símbolos de una letra para facilitar la comparación de las secuencias aminoácidas de las proteína homólogas.

- Aminoácidos con grupos R no polares o hidrofóbicos

Existen 8 aminoácidos que contienen grupos R no polares o hidrofóbicos. Aquí se encuentran la alanina, la leucina, la isoleucina, la valina, la prolina, la fenilalanina, el triptófano y la metionina. Estos aminoácidos son menos solubles en el agua que los aminoácidos con grupos R polares. El menos hidrófobo de esta clase de aminoácidos es la alanina, la cual se halla casi en la línea fronteriza entre los aminoácidos no polares y los que poseen grupos R polares.

- Aminoácidos con grupos R polares sin carga.

Estos aminoácidos son relativamente más solubles en el agua que los aminoácidos anteriores. Sus grupos R contienen grupos funcionales polares, neutros que pueden establecer enlaces de hidrógeno con el agua. La polaridad de la serina, la treonina y la tirosina se debe a sus grupos hidroxilos; la de la aspargina y la glutamina, a sus grupos amídicos y de la cistina a la presencia del grupo sulfhidrilo (-SH). La glicola, a veces se clasifica como una aminoácido no polar. La cistina y la tirosina poseen las funciones mas polares de esta clase de aminoácidos, sus grupos tilo e hidroxilo fenólico tienden a perder mucho más fácilmente protones por ionización que los grupos R de otros aminoácidos de esta clase.

- Aminoácidos con grupos R cargados positivamente.

Los aminoácidos en los que los grupos R poseen carga positiva neta a PH 7, poseen todos seis átomos de carbono. Aquí se encuentran la lisina, la arginina y la histidina. Esta última tiene propiedades límite. A pH 6 más del 50 % de las moléculas de la histidina, poseen un grupo R cargado positivamente, pero a pH 7 menos del 10 % de las moléculas poseen carga positiva.

- Aminoácidos con grupos R cargados negativamente.

Los dos miembros de esta clase son los ácidos aspártico y glutámico, cada uno de los cuales posee un segundo grupo carboxilo que se halla completamente ionizado y por tanto cargado negativamente a pH 6 y 7.

- **Características de los aminoácidos.**

Los aminoácidos son compuestos sólidos; incoloros; cristalizables; de elevado punto de fusión (habitualmente por encima de los 200 °C); solubles en agua; con actividad óptica y con un comportamiento anfótero.

La actividad óptica se manifiesta por la capacidad de desviar el plano de luz polarizada que atraviesa una disolución de aminoácidos, y es debida a la asimetría del carbono α , ya que se halla unido (excepto en la glicina) a cuatro radicales diferentes. Esta propiedad hace clasificar a los aminoácidos en Dextrogiros (+) si desvian el plano de luz polarizada hacia la derecha, y Levógiros (-) si lo desvian hacia la izquierda. El comportamiento anfótero se refiere a que, en disolución acuosa, los aminoácidos son capaces de ionizarse, dependiendo del pH, como un ácido (cuando el pH es básico), como una base (cuando el pH es ácido) o como un ácido y una base a la vez (cuando el pH es neutro). En este último caso adoptan un estado dipolar iónico conocido como zwitterión.

El pH en el cual un aminoácido tiende a adoptar una forma dipolar neutra (igual número de cargas positivas que negativas) se denomina Punto Isoeléctrico. La solubilidad en agua de un aminoácido es mínima en su punto isoeléctrico.

Proteínas.

- **Péptidos y Enlace peptídico.**

Los péptidos son cadenas lineales de aminoácidos enlazados por enlaces químicos de tipo amídico a los que se denomina Enlace Peptídico. Así pues, para formar péptidos los aminoácidos se van enlazando entre sí formando cadenas de longitud y secuencia variable. Para denominar a estas cadenas se utilizan prefijos convencionales como:

Oligopéptidos.- si el nº de aminoácidos es menor 10.

- Dipéptidos.- si el nº de aminoácidos es 2.
- Tripéptidos.- si el nº de aminoácidos es 3.
- Tetrapéptidos.- si el nº de aminoácidos es 4.
- etc...

b) Polipéptidos o cadenas polipeptídicas.- si el nº de aminoácidos es mayor 10.

Cada péptido o polipéptido se suele escribir, convencionalmente, de izquierda a derecha, empezando por el extremo N-terminal que posee un grupo amino libre y finalizando por el extremo C-terminal en el que se encuentra un grupo carboxilo libre, de tal manera que el eje o esqueleto del péptido, formado por una unidad de seis átomos (-NH-CH-CO-), es idéntico a todos ellos. Lo que varía de unos péptidos a otros, y por extensión, de unas proteínas a otras, es el número, la naturaleza y el orden o secuencia de sus aminoácidos.

El enlace peptídico es un enlace covalente y se establece entre el grupo carboxilo (-COOH) de un

aminoácido y el grupo amino (-NH₂) del aminoácido contiguo inmediato, con el consiguiente desprendimiento de una molécula de agua.

Por otra parte, el carácter parcial de doble enlace del enlace peptídico (-C-N-) determina la disposición espacial de éste en un mismo plano, con distancias y ángulos fijos. Como consecuencia, el enlace peptídico presenta cierta rigidez e inmoviliza en el plano a los átomos que lo forman.

Las proteínas son moléculas muy complejas en cuya composición elemental se encuentran siempre presentes carbono, hidrógeno, oxígeno y nitrógeno. La mayoría de ellas también incluye en su composición al azufre y en algunas se observa además la presencia de fósforo, hierro, zinc, molibdeno. Desde el punto de vista estructural, los elementos químicos que constituyen a las proteínas se encuentran distribuidos en bloques o unidades estructurales que son los aminoácidos, que unidos entre si integran una estructura polimérica; las proteínas son fundamentalmente polímeros de aminoácidos.

Hay dos tipos principales de proteínas: las simples que están constituidas únicamente por aminoácidos, y las proteínas conjugadas que son las que tienen en su composición otras moléculas diferentes además de aminoácidos.

- Estructura de las proteínas.

La organización de una proteína viene definida por cuatro niveles estructurales denominados: estructura primaria, estructura secundaria, estructura terciaria y estructura cuaternaria. Cada una de estas estructuras informa de la disposición de la anterior en el espacio.

El primer nivel estructural que se puede delimitar en una proteína, está constituido tanto por el número y la variedad de aminoácidos que entran en su composición, como por el orden también llamado secuencia en que se disponen éstos a lo largo de la cadena polipeptídica, al unirse covalentemente por medio de sus grupos amino y carboxilo alfa. A este primer nivel se le llama estructura primaria. El segundo nivel estructural se refiere a la relación espacial que guarda un aminoácido con respecto al que le sigue y al que le antecede en la cadena polipeptídica; en algunos casos el polipéptido entero, o algunas zonas de éste se mantienen extendidas, mientras que en otros casos se enrollan en forma helicoidal como si formaran un resorte. A este segundo nivel se le llama estructura secundaria. Existen dos tipos de estructura secundaria:

1. la α (alfa)-hélice
2. la conformación beta

1. Esta estructura se forma al enrollarse helicoidalmente sobre sí misma la estructura primaria. Se debe a la formación de enlaces de hidrógeno entre el -C=O de un aminoácido y el -NH- del cuarto aminoácido que le sigue.

2. En esta disposición los aas. no forman una hélice sino una cadena en forma de zigzag, denominada disposición en lámina plegada.

Presentan esta estructura secundaria la queratina de la seda o fibroína.

El tercer nivel estructural se refiere a la relación espacial que guardan entre sí las diferentes zonas o áreas de cada cadena polipeptídica que forman a una proteína. A este nivel se le llama estructura terciaria. En una proteína compuesta de una sola cadena polipeptídica, el nivel máximo de estructuración corresponde precisamente a su estructura terciaria. Cuando se trata de una proteína oligomérica, que es aquel tipo de proteína que está compuesta de más de una cadena polipeptídica, se puede considerar un siguiente nivel de organización, que se refiere a la manera en que cada cadena polipeptídica en la proteína se arregla en el espacio en relación con las otras cadena polipeptídicas que la constituyen. A este nivel estructural se le llama estructura cuaternaria.

La estructura terciaria informa sobre la disposición de la estructura secundaria de un polipéptido al plegarse sobre sí misma originando una conformación globular. Esta conformación globular facilita la

solubilidad en agua y así realizar funciones de transporte, enzimáticas, hormonales. Esta conformación globular se mantiene estable gracias a la existencia de enlaces entre los radicales R de los aminoácidos. Aparecen varios tipos de enlaces:

1. el puente disulfuro entre los radicales de aminoácidos que tiene azufre.
2. los puentes de hidrógeno
3. los puentes eléctricos
4. las interacciones hidrófobas.

- Desnaturalización.

Muchas moléculas proteicas sólo retienen su actividad biológica dentro de una fluctuación muy limitada de temperatura y de pH. La exposición de proteínas solubles o globulares a pH extremos o a temperaturas elevadas, les hace experimentar un cambio conocido como desnaturalización, el efecto más visible del cual, consiste en un descenso de su solubilidad. Puesto que los enlaces químicos covalentes del esqueleto peptídico de las proteínas no se rompen durante este tratamiento relativamente suave, se ha llegado a la conclusión de que la estructura primaria permanece intacta. La mayoría de las proteínas globulares experimentan el proceso de desnaturalización cuando se calientan por encima de 60°-70° C. La formación de un coágulo insoluble blanco cuando se hierva la clara de huevo es un ejemplo común de desnaturalización térmica. La consecuencia más significativa de la desnaturalización es que las proteínas pierden su actividad biológica característica, por ejemplo, al calentar las enzimas se suele perder su capacidad catalítica.

La desnaturalización consiste en el desplegamiento de la estructura nativa plegada característica de la cadena polipeptídica de las moléculas de las proteínas globulares. Cuando la agitación térmica provoca que la estructura nativa plegada se desarrolle o se distienda, originando una cadena libremente ondulada, la proteína pierde su actividad biológica.

Especificidad.

La especificidad se refiere a su función; cada una lleva a cabo una determinada función y lo realiza porque posee una determinada estructura primaria y una conformación espacial propia; por lo que un cambio en la estructura de la proteína puede significar una pérdida de la función.

Estructura Primaria

Estructuras Secundarias

Estructura Terciaria

Estructura cuaternaria.

Experimentos de Química orgánica

“PROPIEDADES QUÍMICAS DE LOS ALCOHOLES

PRÁCTICA No. 1:

“PROPIEDADES QUÍMICAS DE LOS ALCOHOLES”

OBJETIVOS:

- Ilustrar las propiedades que presentan los alcoholes al reaccionar, con diferentes reactivos y la velocidad con que reaccionan.
- Observar las diferencias que existe entre los alcoholes primarios, alcoholes secundarios y los alcoholes terciarios.

CONSIDERACIONES TEÓRICAS

PROPIEDADES QUÍMICAS DE LOS ALCOHOLES.

MATERIALES Y REACTIVO

Tubos de ensayo Alcohol metílico

Gradilla Alcohol etílico

Mechero Alcohol isopropílico

Triple Alcohol amílico

Tela de asbesto Alcohol isoamílico

Vaso de precipitados de 500 ml. Alcohol teramílico

Pinzas para tubos de ensaye Ácido sulfúrico, acético y salicílico.

Pipetas de 5 y 10 ml. Reactivos de Jones y de Lucas

Sodio metálico

PROCEDIMIENTO

A) OXIDACIÓN DE ALCOHOLES:

En un tubo de ensaye de 16x150 coloque 3 ml de reactivo de Jones o 3 ml de solución acuosa de dicromato de sodio o potasio al 10% y 4 gotas de ácido sulfúrico concentrado. Añada 3 ml de solución problema, con precaución caliente la mezcla, anote los cambios de color y olor de la solución. Repita el experimento usando los demás alcoholes dados como muestras problemas.

Observaciones

B) ESTERIFICACIÓN.

En tres tubos de ensayo de 16x150 conteniendo, el primero etanol y el segundo alcohol isopropílico y el tercero, alcohol amílico, todos un volumen de 3 ml, añada 3ml de ácido acético y 0.5 de ácido sulfúrico. La

mezcla se calienta a baño maría hasta ebullición, continuándose el calentamiento por tres minutos más, después vierta la solución en 20 ml de agua helada, contenida en un vaso de pp.

En un tubo por separado esterifique 3ml de metanol con 0.5 g. de ácido salicílico, añadiendo 0.5 ml de ácido sulfúrico.

Huela el aroma de los productos obtenidos, procure identificarlos o relacionarlos con el aroma de algún producto medicinal, a frutas o flores.

C) DIFERENCIACIÓN DE LOS ALCOHOLES CON EL REACTIVO DE LUCAS:

Este experimento sólo se lleva a cabo con alcoholes de 5 o menos átomos de carbono.

Tome 2.5 ml del reactivo de Lucas y colóquelo en un tubo de ensayo, agregue 0.5 ml de alcohol problema, agite vigorosamente durante 3 o 5 minutos deje reposar a la temperatura ambiente y tome el tiempo en que tarda en aparecer una turbidez. Repítase la prueba con los demás alcoholes y fenoles dados como problemas.

D) DIFERENCIACIÓN DE ALCOHOLES CON SODIO METÁLICO.

Esta prueba es útil para identificar compuestos que posean átomos de hidrógeno que se puedan sustituir con facilidad. Los alcoholes pueden reaccionar con el sodio desprendiendo hidrógeno. Es aplicable a alcoholes de hasta 8 átomos de carbono. Tome 1 ml de alcohol y colóquelo en un tubo de ensayo, añádale trozos pequeños de sodio metálico hasta que ya no se disuelvan. Anote el tiempo que dura el desprendimiento de hidrógeno y la velocidad con que este se desprende. Enfríe la solución y observe.

Repítase la prueba con todos los alcoholes y fenoles dados como problemas.

CUESTIONARIO

A) ANOTE EN LA TABLA SIGUIENTE EL TIEMPO QUE TARDA EN DISOLVERSE EL DESPRENDIMIENTO DE HIDRÓGENO (RAZONE), EN EL EXPERIMENTO SOBRE HIDRÓGENOS ACTIVOS.

ALCOHOL	TIEMPO QUE DURA EL DESPRENDIMIENTO DE H	% OH
AMÍLICO		
ETILICO		
ISOAMILICO		
ISOPROPILICO		
TERAMILICO		
TERBUTILICO		

- **Reacciones de esterificación. Síntesis de acetato de isoamilo. Compuestos carbonílicos. Benzaldehído**
PRÁCTICA 1

REACCIONES DE ESTERIFICACIÓN. SÍNTESIS DEL ACETATO DE ISOAMILO.

Objetivo

En esta práctica se trata de sintetizar, mediante una reacción de condensación como la esterificación, el acetato de isoamilo, resultante de la reacción del ácido acético con el alcohol isoamílico.

Procedimiento

En un matraz de fondo redondo de 50 cm³ se colocan 12.5 cm³ (210 mmol) de ácido acético seguido de 10 cm³ (92.5 mmol) de alcohol isoamílico. Se agita para mezclar ambos compuestos y a continuación se añaden lentamente 2.5 cm³ de ácido sulfúrico concentrado mientras se agita el matraz. Se desprende calor, por lo que se debe tener cuidado.

A continuación, se agregan unos trozos de porcelana porosa y se acopla el refrigerante de reflujo con las juntas ligeramente engrasadas. Se calienta a ebullición sobre la placa calefactora, manteniendo el reflujo durante una hora.

Finalizado este periodo, se deja enfriar hasta temperatura ambiente y se transfiere todo el líquido a un embudo de decantación con 25 cm³ de agua. Se agita suavemente, se deja decantar y se separa la capa inferior acuosa. Se añade otra porción de 15 cm³ de agua, se agita y se decanta, separando de nuevo la capa acuosa inferior.

La capa orgánica resultante se lava con tres porciones de 15 cm³ de disolución saturada de bicarbonato sódico, para eliminar el exceso de ácido acético. En este proceso de extracción se debe tener cuidado porque se desprende CO₂, lo que provoca una sobrepresión en el interior del embudo. Por ello, se agitará muy lentamente al principio. El último extracto se ensaya con papel indicador de pH y si no es básico la capa orgánica se lava con otras dos porciones de 15 cm³ de disolución de bicarbonato sódico.

Una vez eliminado el ácido acético, se lava la capa orgánica con dos porciones de 10 cm³ disolución saturada de cloruro sódico, se pasa a un erlenmeyer y se seca sobre sulfato sódico anhidro, que es utilizado para eliminar los posibles restos o partículas de agua.

Después del secado (el líquido debe ser transparente), la capa orgánica se decanta a un matraz esférico de 25 cm³ y se acopla a un aparato de destilación sencillo. Se añaden unos trozos de porcelana porosa y se destila sobre la placa eléctrica. El matraz colector se mantiene frío por medio de un baño de hielo y se recoge la fracción que destila entre 135 y 143°C.

El líquido incoloro así obtenido, de un fuerte olor característico, se pesa y se calcula el rendimiento obtenido a partir de la cantidad de alcohol utilizada. Finalmente, el producto es caracterizado mediante sus propiedades espectroscópicas.

Resultados y observaciones

El líquido incoloro que hemos obtenido en esta práctica posee un fuerte y característico olor a plátano.

Al ensayar el último extracto con papel indicador de pH, hemos observado que era básico, por lo que nos hemos ahorrado el lavado de la capa orgánica con otras dos porciones de 15 cm³ de disolución de bicarbonato sódico.

Después, al decantar la capa orgánica y acoplarla al aparato de destilación, hemos recogido la fracción obtenida entre 135 y 143°C pero teniendo en cuenta estos detalles: al llegar a 135°C hemos dado la vuelta al adaptador de destilación, comúnmente llamado *cerdito*, para que el producto de la destilación se recogiese sin impurezas en uno de los dos matraces que habíamos acoplado al adaptador. De esta manera, en un matraz quedarán las impurezas obtenidas hasta los 135°C y en el otro, el matraz de fondo cónico, el producto a partir de esa temperatura. A continuación pesamos el producto en el matraz, que había sido pesado vacío anteriormente, y la diferencia entre las dos cantidades será el peso del producto obtenido.

Cuestiones:

☐ *¿Cuál es el nombre sistemático del alcohol isoamílico?*

3-metil-1-butanol

☐ *Formúlese un mecanismo detallado de la reacción de esterificación de Fischer.*

La esterificación de Fischer consiste en la transformación de un ácido carboxílico en su correspondiente éster con agua, y en presencia de un exceso de ácido y un catalizador como el ácido sulfúrico.

Este es el mecanismo detallado de nuestra reacción:

La reacción transcurre en un medio ácido debido a la presencia del catalizador (ácido sulfúrico) presente en la disolución. El medio ácido facilita la salida de un protón del grupo carboxílico del ácido acético.

A continuación, el protón (H⁺) ataca al grupo hidroxilo, produciéndose así una molécula de agua.

Las dos especies que resultan del proceso se unen para formar el producto deseado que es el acetato de isoamilo.

☐ *¿Por qué las cantidades en moles de ácido y de alcohol no son iguales?*

Si las cantidades fuesen iguales, la reacción estaría en equilibrio. No son iguales. Dependiendo de la cantidad de alcohol y de ácido el rendimiento de la reacción aumenta o disminuye.

☐ *¿Qué papel desempeña el ácido sulfúrico?*

El ácido sulfúrico en esta reacción actúa como catalizador.

Indíquese el rendimiento y demás datos obtenidos.

Peso teórico del producto = **8.153 g.**

Peso del producto obtenido = **5.643 g.**

Rendimiento en % = **69.2%**

Intervalo de ebullición = **135-143°C**

PRÁCTICA 2

REACCIONES DE LOS COMPUESTOS CARBONÍLICOS. PROPIEDADES QUÍMICAS DEL BENZALDEHIDO.

Objetivo

En esta práctica se pretende estudiar las propiedades químicas de un compuesto carbonílico aromático: el benzaldehído.

Concretamente, se pretenden estudiar el comportamiento químico del benzaldehído frente a agentes oxidantes y reductores, y su reactividad debida al grupo carbonilo en reacciones de condensación.

El benzaldehído es un aldehído que no posee hidrógenos en _____, por tanto, en las reacciones de condensación en las que participa es el grupo carbonilo el centro de reactividad.

Procedimiento

Ensayo de solubilidad

En tres tubos de ensayo se pondrá 1 mL de benzaldehído y se ensayará su solubilidad con agua, etanol y éter.

Oxidación al aire

Sobre un vidrio de reloj se ponen unas gotas de benzaldehído dejándolo expuesto al aire durante unas horas observando el cambio que se produce.

Reacción con fenilhidrazina

En un tubo de ensayo se ponen 5 mL de etanol y se disuelven unas gotas de benzaldehído. A continuación se añaden unas gotas de fenilhidrazina formándose un precipitado amarillo.

Condensación con acetona

En un matraz erlenmeyer se ponen 20 mL de etanol, 2 mL de acetona y 10 mL de hidróxido sódico al 5 por ciento. La mezcla se agita unos minutos y se añaden 6.5 mL de benzaldehído gota a gota mientras se agita

con la varilla hasta que se forman cristales. Una vez enfriado los cristales de dibenzalacetona se recogen por filtración en un Büchner y se recristalizan en etanol. Punto de fusión 111°C.

☒ Poder reductor

Preparación del reactivo de Tollens: a 20 gotas de AgNO₃ acuoso, se añaden 20 gotas de NaOH al 10%, lo que le da una tonalidad marrón y cada vez más oscura. Finalmente se añade NH₄OH (6N) gota a gota, agitando constantemente hasta que desaparece el precipitado de AgOH, y la disolución queda transparente.

El procedimiento consiste en disolver 2 gotas de benzaldehído en la mínima cantidad de etanol. Añadir la disolución de la muestra gota a gota sobre el tubo que contiene el reactivo de Tollens. Se observará lo ocurrido en el tubo.

Resultados y observaciones

☒ Ensayo de solubilidad:

Observamos que el benzaldehído es soluble tanto en etanol como en éter, pero no lo es en agua.

☒ Oxidación al aire:

Después de la exposición del benzaldehído al aire durante aproximadamente 24 horas hemos obtenido unos cristales blanquecinos en forma de aguja y copos de nieve.

☒ Reacción con fenilhidrazina:

Se forma un precipitado amarillo en forma de cristales.

☒ Condensación con acetona:

Obtenemos unos cristales amarillos de dibenzalacetona que filtramos en Büchner a continuación. Después recristalizamos en etanol, dejamos secar los cristales hasta el día siguiente y así hallaremos el punto de fusión. Los resultados de esta práctica son:

Gramos de dibenzalacetona teóricos = **5.6 g.**

Moles de dibenzalacetona teóricos = $5.6/162=0.034$ moles

Gramos de dibenzalacetona impuros obtenidos = 13.715 g.

Gramos de dibenzalacetona puros obtenidos = **4.72 g.**

Moles de dibenzalacetona obtenidos = $4.72/162=0.029$ moles

Rendimiento obtenido = $4.72/5.6=84.28\%$

Punto de fusión de dibenzalacetona obtenida (intervalo) = **111.3 - 114.8°C**

Punto de fusión de la dibenzalacetona (bibliografía) = 111°C

☒ Poder reductor:

Lo que ocurre en el tubo es que sus paredes adquieren un tono plateado semejándose a un espejo de plata. Se forma un precipitado de plata con amonio y agua.

El método seguido es el ensayo de Tolens, para la esterificación de aldehídos:

Ejercicios

- *¿Se puede decir que el benzaldehído tiene carácter reductor?*

Sí, porque se oxida de aldehído a una sal ácida, el permanganato de amonio.

- *Formular el mecanismo de la condensación del benzaldehído con la acetona.*

El mecanismo cataliza la reacción con una base (NaOH). El grupo hidróxido (OH) del NaOH reacciona con el hidrógeno (H) del grupo carbonilo, aumentándole un protón. El grupo aromático con el carbanión reacciona con la acetona formando la dibenzalacetona.

PRÁCTICA 3

PREPARACIÓN DE LA ASPIRINA

Objetivo

En esta experiencia utilizaremos la reacción del ácido salicílico (*o*-hidroxibenzoico) con anhídrido acético para sintetizar el ácido acetilsalicílico, o aspirina.

Procedimiento

En un matraz pequeño se echan, por el siguiente orden 5 gramos de ácido salicílico (obtenido de la práctica2) recristalizado y seco, 10 mL de anhídrido acético y 1-2 mL de ácido sulfúrico concentrado. Al agitar la mezcla suavemente, la temperatura se eleva hasta 70-80°C y todo el ácido salicílico se disuelve. La reacción exotérmica continúa manteniendo la temperatura de la solución por encima de 70°C durante varios minutos. En doce o quince minutos la solución se habrá enfriado a 35-40°C y el contenido del matraz será casi una masa sólida de cristales de aspirina.

Se añaden 20mL de agua fría, se agita la suspensión bien y los cristales se recogen por filtración sobre un büchner. Se presiona el producto sobre el filtro para eliminar la mayor cantidad posible de agua, y la muestra de aspirina se extiende sobre un papel de filtro para secarla al aire; cuando el producto esté seco se puede recristalizar de etanol al 10%. El agua caliente no es un disolvente de recristalización adecuado porque en la solución caliente la aspirina experimenta una hidrólisis parcial a ácidos salicílico y acético. El

rendimiento es de unos 4 gramos. El punto de fusión de la aspirina varía entre 130 y 135°C porque se descompone parcialmente.

Unos 0.1 gramos del producto preparado se suspenden en un poco de agua y se añaden 1-2 mL de solución de cloruro férrico.

Resultados y observaciones

- *¿Era de esperar que la aspirina diese alguna coloración con cloruro férrico?*

El ácido salicílico, como la mayor parte de los fenoles, forma un complejo fuertemente coloreado con el ion Fe^{3+} del tricloruro de hierro. La aspirina o ácido acetilsalicílico, que tiene este grupo acetilado, no dará esta reacción.

- *Si con cloruro férrico aparece alguna coloración, ¿a qué es debida?*

Será debida a la presencia de una impureza en el producto final. La impureza más común es el propio ácido salicílico que no ha sufrido una acetilación completa, poseyendo el grupo hidroxilo del segundo carbono libre.

- **Peso de ácido acetyl salicílico impuro = 3.1g.**

Peso de ácido acetyl salicílico puro = **2.56 g.**

Punto de fusión = **126.8°C**

Moles de aspirina = $2.56/181=0.014$ moles

Gramos de ácido acetilsalicílico teóricos = 6.52 g.

Rendimiento de la reacción = $2.56/6.52*100=39.26\%$



Cómo hacer cloroformo

Tags: [experimentos](#), [Química](#), [sustancias toxicas](#)

Si necesitas cloroformo para realizar tus experimentos en química y tu economía no te permite costearlo ya elaborado, consulta esta guía paso a paso y obtiene cloroformo casero de manera rápida y sencilla.

Necesitarás

- Acetona
- Hipoclorito de sodio
- Recipiente de vidrio con tapa
- Guantes
- Prudencia
- Precaución

Para comenzar

Manipula los elementos en un área libre limpia y seca, que esté fuera del alcance del fuego, de los niños, los animales y las demás personas que habitan tu casa y de esta manera evita posibles accidentes.

Paso

Vierte en un recipiente 200 mililitros de clorhidrato de sodio.

No te olvides

Lo puedes comprar neutro o diluido en cualquier ferretería

Consejo

Al clorhidrato de sodio se lo conoce también como lejía o agua lavandina.

Advertencia

Procura no tomar contacto con ninguna de las sustancias al manipularlas.

Paso

Luego añade de tres a cinco mililitros de acetona, el líquido comenzará a tornarse turbio y aparecerá un precipitado blanco.

No te olvides

Asegúrate de tapar bien el recipiente.

Consejo

La acetona es un compuesto que contienen los quitaesmaltes.

Advertencia

Se precavido y cauto, pues la temperatura del compuesto tenderá a elevarse.

Paso

Una hora después, el área turbia comenzará a disiparse y puede percibirse claramente el cloroformo, en el suelo del recipiente.

No olvides

No huelas el compuesto, produce efectos nocivos en las vías respiratorias.

Sugerencia

En esta etapa del experimento ya puedes destapar el recipiente si deseas utilizar la sustancia.

Atención

No acerques fuego a la preparación ya que es altamente inflamable.

Nota de color

El cloroformo tiene propiedades anestésicas y somníferas pero es altamente tóxico y puede ocasionar la muerte; Actualmente solo se restringe su uso en los laboratorios. Numerosos asesinos lo han utilizado para provocar la muerte de sus víctimas, John Wayne Gacy, ciudadano norteamericano, llegó a asesinar a 33 personas. ¿Su método? El adormecedor cloroformo.

Cromatografía - Equilibrios de partición y adsorción - Análisis de colorantes en alimentos.**Objetivos:**

Que apliques técnicas sencillas de laboratorio para el análisis de productos comerciales. Que utilices el equilibrio de partición y adsorción en técnicas cromatográficas con fines analíticos.

Materiales del Hogar:

Gelatinas dietéticas de naranja, frutilla y cereza. También puedes utilizar jugos de frutas en polvo muy coloreados.

Frascos de vidrio limpios y con tapa (mermelada, mayonesa, etc.).

Introducción:

La mayoría de los productos alimenticios comercializados en la actualidad contienen aditivos que modifican sus características habituales, como por ejemplo, estabilizantes para que puedan almacenarse por más tiempo, conservantes para prevenir el ataque de mohos y levaduras, etc. En estos productos también existe el agregado de productos “cosméticos”, que si bien no varían la calidad del producto, los hacen más aceptables por parte del público y aumentan su consumo. Dentro de esta clase de aditivos encontramos los saborizantes y los colorantes.

En esta experiencia aislarás los compuestos responsables del color de las gelatinas en polvo y los analizarás por una técnica llamada **cromatografía**. Para aislarlos de la muestra original utilizarás un equilibrio de partición sólido-líquido o **extracción sólido-líquido**.

Materiales y reactivos:

Tubos de ensayo	Capilares
Vidrio de reloj	Cromatofolios
Espátula	Varilla de vidrio
Gradilla	Tijera
Pipeta de 5 mL	Acetona
Etanol (alcohol que se vende en farmacias)	
Cubas cromatográficas o frascos de vidrio, limpios y con tapa	

Procedimiento:

En tres tubos de ensayo vierte aproximadamente cinco puntas de espátula de cada una de las gelatinas a ensayar.

Agrega entre 3 y 5 mL de etanol y agita el contenido de cada tubo. Observarás que el etanol se colorea cada vez más, lo cual te indica que se están extrayendo los colorantes.

Vuelca el líquido resultante (cuida de que no caigan partículas sólidas) sobre un vidrio de reloj y deja que aquel se concentre por evaporación. Observarás que a medida que el solvente se evapora el color se vuelve más intenso.

Recorta un cromatofolio de aproximadamente 3 cm de ancho por 6 ó 7 cm de largo y siembra, utilizando tres capilares diferentes, los tres extractos por separado a unos 3 – 5 mm del borde de la placa y equidistantes entre sí (ver figura 1).

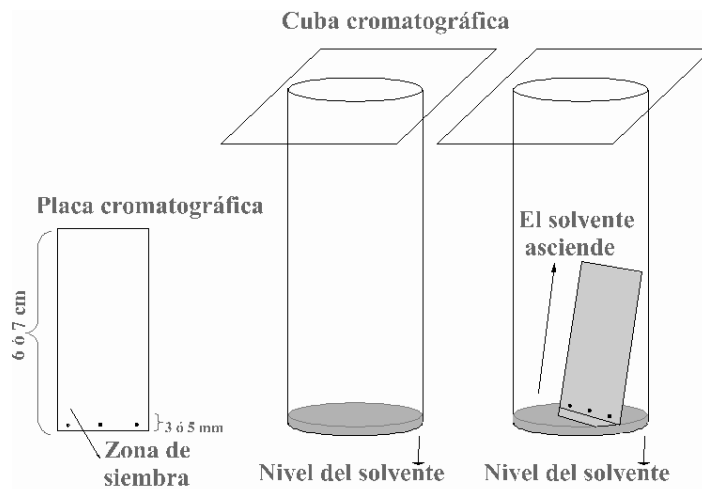


Figura 1

Dado que la tartrazina utilizada en la **Experiencia 4** es un colorante alimentario utilizado corrientemente en alimentos con coloraciones amarillas, naranjas o rojizas, incluye en la zona de siembra un *testigo* de esta sustancia con fines comparativos. Para preparar el *testigo* procederás de la siguiente manera: en un tubo de hemólisis coloca una pequeña cantidad de tartrazina y disuélvela agregando unas gotas de etanol. Utiliza la solución así obtenida para la siembra cromatográfica.

Paralelamente, prepara una mezcla de etanol y acetona (1:1) e introduce en la cuba cromatográfica la cantidad suficiente como para que se cubra el fondo.

Tapa la cuba y déjala así unos minutos, hasta que se sature con los vapores de la mezcla. Luego, introduce la placa cromatográfica sembrada de manera que el solvente no toque la zona de siembra sino que la alcance al subir por capilaridad.

Deja ascender el solvente por la placa hasta que se encuentre entre 1 y 0,5 cm de su borde superior. En ese instante, retira la placa de la cuba y compara los resultados obtenidos (ver figura 2).

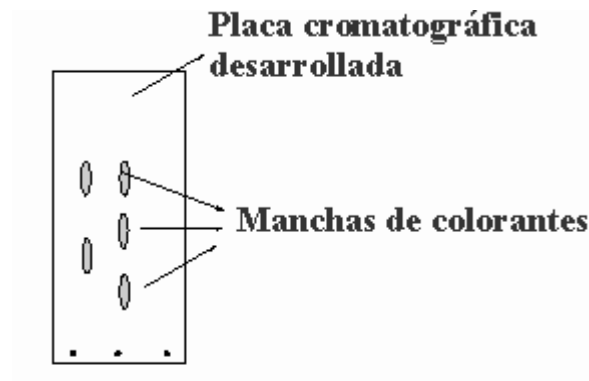


Figura 2

Experimento

Parte b

Cromatografía - Equilibrios de partición y adsorción - Análisis de pigmentos naturales.

Objetivos:

Que apliques técnicas sencillas de laboratorio para el análisis de pigmentos presentes en plantas.

Que utilices el equilibrio de partición y adsorción en técnicas cromatográficas con fines analíticos y separativos.

Materiales del Hogar:

Hojas verdes, zanahorias, ají molido.

Frascos de vidrio limpios y con tapa (mermelada, mayonesa, etc.).

Introducción:

Al igual que en la **parte a** hiciste uso de la partición o extracción sólido-líquido para la extracción de colorantes artificiales adicionados a productos alimentarios, en esta parte harás uso de la misma técnica para analizar pigmentos naturales presentes en distintos vegetales.

Podrás comprobar además la utilidad de la cromatografía como método separativo.

Materiales y reactivos:

Tubos de ensayo	Capilares
Mortero	Cromatofolios
Espátula	Cubas cromatográficas
Gradilla	Varilla de vidrio
Pie universal	Agarradera con nuez
Tubo de vidrio con estirón capilar	Silicagel G
Pera de goma	Pipeta Pasteur y tetina de

	goma Algodón	Vaso
de precipitado (50 mL)		
Pipeta de 5mL	Tijera	
Erlenmeyer	Éter de petróleo	
Cloroformo	Acetato de etilo	
Etanol (alcohol que se vende en farmacias)		

Procedimiento:

I.-Método analítico

Machaca hojas verdes en un mortero mezcladas con 2 mL de etanol y 2 mL de acetato de etilo.

Trasvasa la solución obtenida a un tubo de ensayos cuidando que no pasen partículas sólidas (para esto puedes ayudarte filtrando la mezcla a través de un lienzo blanco y limpio).

Repite la operación con algunos trozos de zanahorias y el ají molido.

Prepara una cuba cromatográfica con cloroformo y déjala saturar mientras siembras un cromatofolio con cada uno de los extractos obtenidos. Desarrolla la placa y observa los resultados.

ii.-Método separativo

Puedes realizar esta misma experiencia para separar pigmentos utilizando la técnica denominada "cromatografía en columna". Para ello, muele una mezcla de algunas hojas verdes y ají molido, obteniendo un extracto de la misma manera que se describió anteriormente.

Introduce un trozo de algodón dentro del tubo de vidrio con estirón capilar, ayudándote con la varilla de vidrio para obturar la salida.

Fija una agarradera con nuez a un pie universal y con ayuda de aquella, sujeta el tubo en posición vertical.

En un vaso de precipitados, prepara una suspensión de Silicagel G en éter de petróleo e introdúcela en el tubo. Para esta operación puedes utilizar una pipeta Pasteur, aspirando la suspensión con ayuda de una tetina de goma e introduciéndola luego en el tubo.

Deja escurrir el solvente en un erlenmeyer o tubo de ensayos. Observarás la formación de una columna de Silicagel a medida que escurre el solvente: dicha columna no debe quedar nunca sin solvente (figura 1).

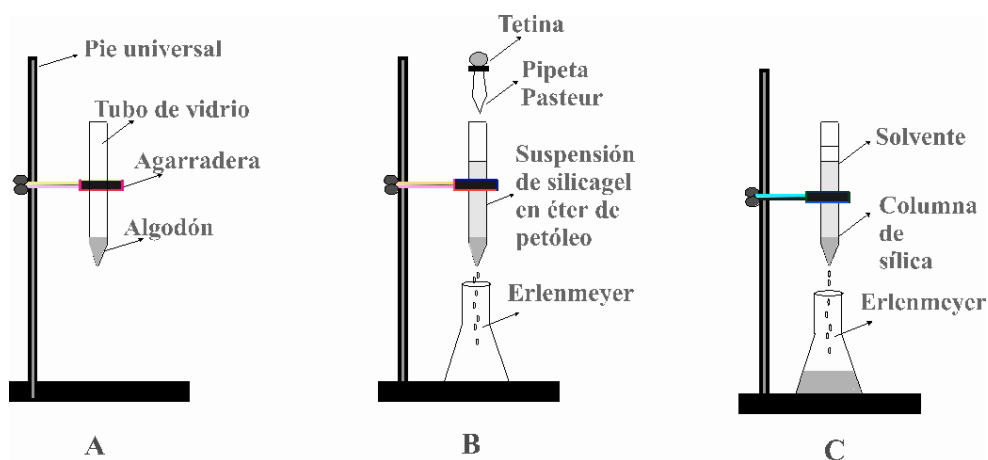


Figura 1

Si el goteo de la columna es muy lento, puedes acelerarlo haciendo presión en el tope del tubo con ayuda de la pera de goma.

Una vez que la altura de la columna de Silicagel alcance entre 10 y 15 cm de alto, deja escurrir el solvente hasta que su nivel quede al ras de la capa de sílica (sin que ésta se seque).

Toma aproximadamente 1 mL del extracto con una pipeta Pasteur y siembra la columna.

Cuando hayas incorporado el extracto (otra vez el nivel al ras de la sílica), agrega éter de petróleo, suavemente y con una pipeta (ver figura 2).

Al igual que en los cromatofolios, observarás la separación de los distintos pigmentos a lo largo de la columna a medida que pasa el solvente.

Cuando una banda de pigmentos se acerque al extremo inferior del tubo de vidrio, coloca en la salida del mismo un tubo de ensayos y recoge el pigmento así separado (ver figura 3).

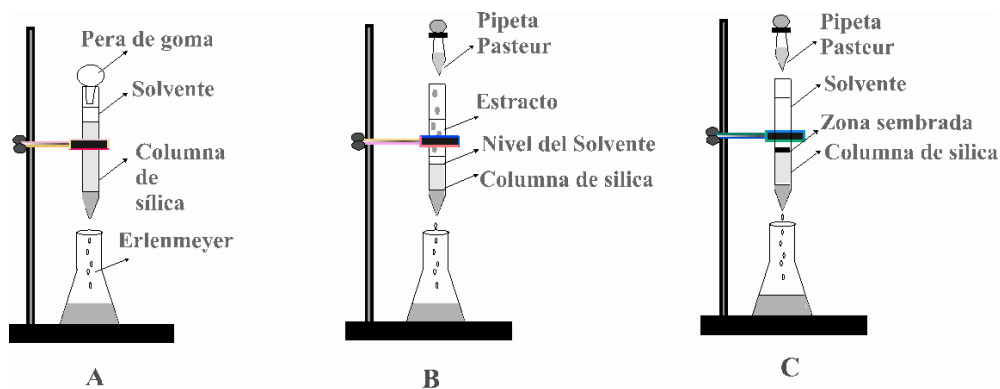


Figura 2

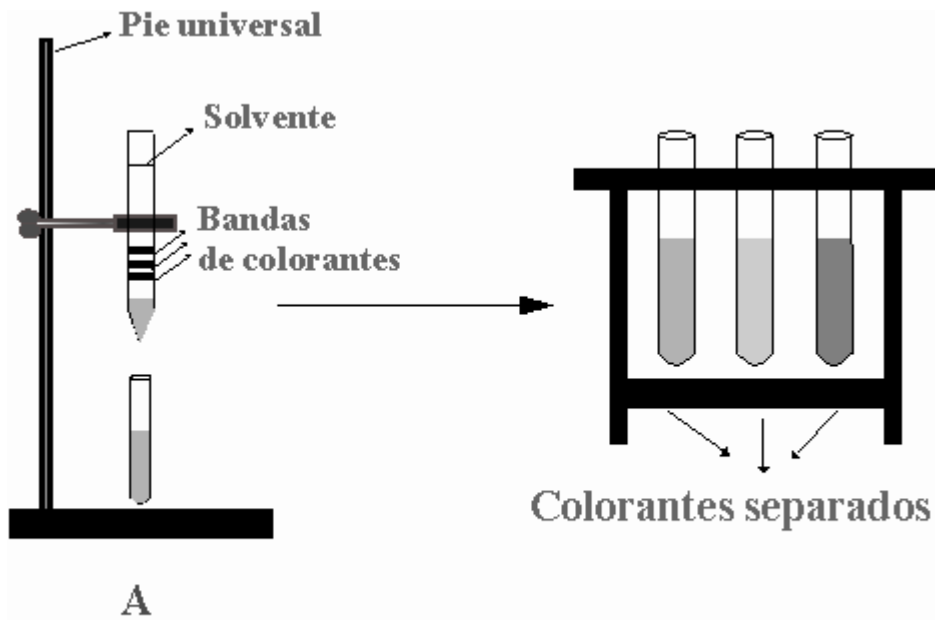


Figura 3

Una vez recogidos los distintos pigmentos en tubos separados, realiza un cromatograma en placa junto con el extracto original y observa los resultados obtenidos.

Nota: el éter de petróleo que no contenga pigmentos puede ser recuperado y vuelto a utilizar. También se aconseja recuperar el éter que contenga los pigmentos una vez que se haya terminado la práctica. Esta recuperación debe hacerse por destilación, utilizando un equipo como el descrito en la **Experiencia 8c.**

Experimento 10

Mezclas homogéneas y heterogéneas



La mayor parte de la materia de nuestro planeta se encuentra en forma de mezclas. Es decir, esta materia es la combinación de dos o más sustancias que permanecen juntas, pero mantienen sus propiedades originales. Cada una de las sustancias que forman una mezcla recibe el nombre de componente.

Una forma de clasificar las mezclas es en homogéneas y heterogéneas. Una mezcla homogénea está formada por diferentes componentes que no se perciben a simple vista y forman una sola fase. Si se toman muestras en diferentes zonas de la mezcla, la proporción de sus componentes es similar. Por ejemplo: el vinagre es la mezcla de ácido acético en agua; el aire está formado por diferentes gases; las aleaciones están constituidas por diferentes metales; y el agua de mar se forma de sales minerales y otros sólidos disueltos en el agua.

En las mezclas homogéneas o disoluciones al componente que está en mayor cantidad se le denomina disolvente y al (o a los) que se encuentra(n) en menor proporción se le(s) denomina soluto(s).

En una mezcla heterogénea se distinguen fácilmente los componentes o las diferentes fases que la forman. Las propiedades varían en diferentes puntos de la muestra, como ocurre en una ensalada, una sopa de pasta, la tierra y la madera.

Propósito

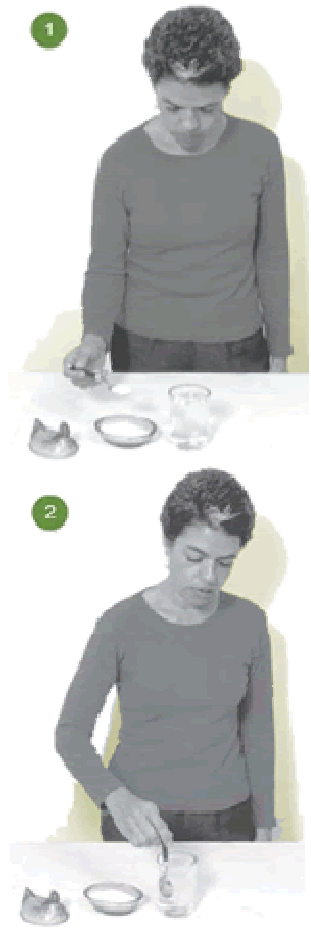
Aprender a distinguir las mezclas homogéneas de las mezclas heterogéneas.

Materiales

- Una cucharadita de sal.
- Un vaso con agua.
- Un vaso con agua de limón.
- Un vaso de refresco con gas.
- Un puñado de arroz.
- Un puñado de frijoles.
- Una taza de frijoles cocinados con caldo.
- Agua.
- Un recipiente para remojar el arroz.
- Un pocillo u otro recipiente pequeño para calentar agua.
- Una estufa o parrilla eléctrica.

Procedimiento

1. Observe las sustancias y anote su estado de agregación (sólido, líquido o gaseoso) en el cuadro correspondiente de la hoja de respuestas.
2. Agregue la sal al vaso con agua y agítela durante un minuto. Tome nota de su apariencia.
3. Coloque la mitad del arroz en un recipiente y agregue agua hasta cubrirlo, después agítelo con la cuchara y describa la apariencia de esta mezcla.
4. Mezcle el resto del arroz con los frijoles crudos y tome nota de su aspecto.
5. Observe cuidadosamente el interior del pocillo y posteriormente agregue agua sin llenarlo. Póngalo a calentar hasta que se evapore toda el agua y observe de nuevo el interior del pocillo.
6. No olvide registrar sus observaciones.



Hoja de respuestas

Sustancia	Estado de agregación	Sustancia pura	Mezcla
Sal			
Agua			
Agua de limón			
Refresco con gas			
Arroz			
Frijoles			
Frijoles con caldo			

2. Apariencia del agua con sal.

¿Se distinguen los componentes originales? ¿Cómo detectaría la presencia de la sal?

Proponga una forma de separar los componentes de la mezcla

3. Apariencia del arroz con agua.

¿Cómo explica el aspecto y la consistencia del líquido?

4. Apariencia de la mezcla del arroz seco y de los frijoles crudos.

Proponga un método para separar los componentes de esta mezcla.

Apariencia del interior del pocillo después de evaporar el agua.

5. ¿Detecta alguna diferencia? De ser así, ¿cómo la explica?

6. Observe de nuevo todas las sustancias y, de acuerdo a los resultados del experimento, clasifíquelas como sustancias puras, mezclas homogéneas o mezclas heterogéneas.

Sustancia	Sustancia pura	Mezcla homogénea	Mezcla Heterogénea
Sal			
Agua			
Agua de limón			
Refresco con gas			
Arroz			
Frijoles			
Frijoles con caldo			
Agua con sal			
Arroz con agua			
Arroz y frijoles			

7. Revise las anotaciones que hizo en la tabla del punto 1 de este apartado y compárelas con las de la

tabla anterior.

¿Detecta diferencias? ¿Cómo las explica?

Conclusiones

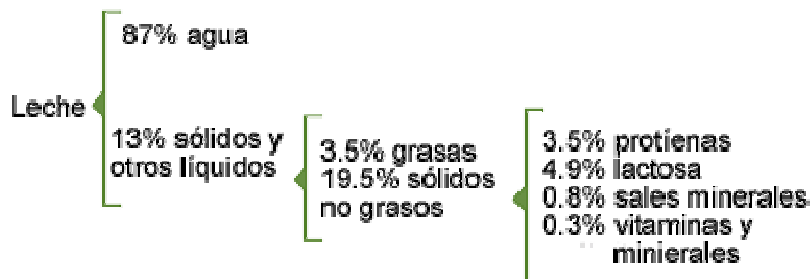
1. Explique lo que concluye de la realización de este experimento.

Conexión

Las mezclas en la comida

En nuestra vida cotidiana tenemos contacto con mezclas como la leche, el queso, la mantequilla, la mayonesa, el merengue, las pinturas líquidas, la piedra pómez, el spray, las gelatinas, etcétera. A este tipo de mezclas se les conoce como coloides.

En los coloides, al componente que se encuentra en mayor cantidad se le denomina fase dispersora y en lugar de soluto se utiliza el término de fase dispersa. Las partículas que forman la fase dispersa tienen un tamaño aproximado de 10 a 10 000 veces mayor que el de los átomos o moléculas de la fase dispersora. La composición de la leche varía según el mamífero que la produce. Por ejemplo, la composición aproximada de la leche de vaca es la siguiente:



La leche es un coloide que contiene pequeñas partículas de grasa dispersas en agua. Esto es posible gracias a la presencia de la caseína, la proteína más abundante en la leche, la cual actúa como emulsificante.

Un emulsificante es una sustancia que permite que la grasa y el agua entren juntas y no se separen.

Además, en la leche el agua actúa como disolvente de la mayoría de los sólidos no grasos, como son la lactosa (azúcar de la leche), las sales minerales (fosfatos, citratos, y lactatos de potasio y calcio) y algunas proteínas (albúminas y globulinas).

En la mayonesa, el aceite se dispersa en el agua a través de la yema de huevo que actúa como emulsificante. El uso de emulsificantes, como la caseína en el caso de la leche, resulta muy útil en nuestra vida cotidiana.

Por ejemplo, cuando lavamos los trastes o las herramientas de trabajo pretendemos retirar de ellos la grasa o la mugre, para después enjuagarlos, pero la mugre y la grasa no son solubles en agua.

¿Cuál será el propósito de utilizar el jabón?

¿Por qué el tallar la ropa o las herramientas garantiza un mejor lavado?

Reflexión final

¿Se cumplió con el propósito de este experimento? ¿Por qué?

si los resultados que obtuvo de este experimento son útiles en su vida cotidiana.



Al término del mismo, se puede concluir que:

- a) Los materiales se encuentran en distintos estados de agregación.
- b) Cuanto más grandes y visibles son los componentes de la mezcla más fácil es separarlos.

- c) En las disoluciones no pueden distinguirse los componentes y forman una sola fase que no se puede filtrar.
- d) Existen distintos tipos de mezclas y muchas son sustancias de uso cotidiano.

Experimentos

FABRICACIÓN DE JABÓN

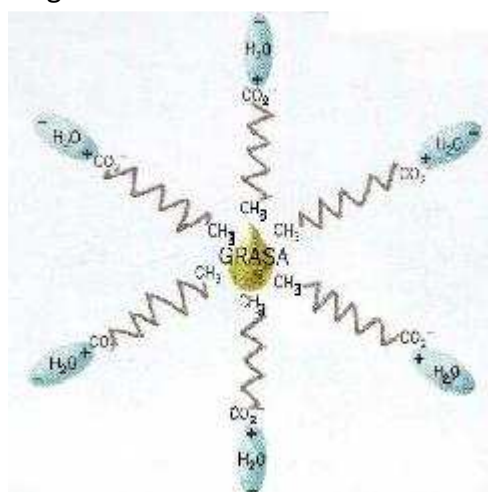
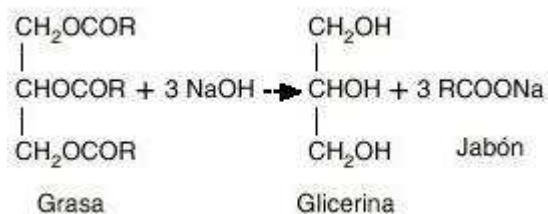
Materiales

- Hidróxido de sodio (sosa cáustica)
- Agua
- Aceite de girasol o de oliva
- Papel secante
- Moldes de diferentes formas
- Vasos de precipitados
- Varilla de vidrio o agitadores magnéticos
- Probeta
- Balanza

Procedimiento

Se pesan 5 g de hidróxido de sodio y se disuelven en 30 ml de agua. Este proceso físico es exotérmico y por ello se calienta el vaso de precipitados. Se deja enfriar la disolución y sobre ella se añaden 30 ml de aceite. Se agita esta mezcla heterogénea con una varilla de vidrio, siempre en el mismo sentido, y se observa que va espesando al tener lugar una reacción de saponificación. Se deja reposar en un molde sobre papel absorbente para eliminar el exceso de hidróxido de sodio.

El jabón limpia al atraer hacia el centro de la micela a las moléculas apolares (grasas) y la parte exterior de la micela (polar) entra en contacto con el agua. Así se elimina.



COMO PELAR UN HUEVO CRUDO

Materiales

- Vinagre blanco.
- Huevo crudo.
- Frasco grande de boca ancha y tapa.

Procedimiento

4. Llena el frasco con vinagre blanco.
 5. Con cuidado de no romperlo, coloca el huevo crudo dentro del frasco con vinagre.
 6. Coloca la tapa al frasco.
 7. Comprueba cada cierto tiempo lo que le ocurre al huevo después de 24 y 48 horas (No debes sacudir el frasco.)



Qué ocurre

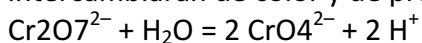
La cáscara de los huevos está compuesta de de carbonato de calcio y el nombre químico del vinagre es ácido acético. Cuando el vinagre, es decir, el ácido acético reacciona con el carbonato de calcio del huevo, se disuelve lentamente y se forman burbujas de dióxido de carbono. Estas burbujas se pegan a la superficie del huevo y se vuelven cada vez más numerosas. Luego de unas 24 a 48 horas, la cáscara se habrá disuelto y sólo quedará una membrana que contiene todas las partes del huevo en su interior.

equilibrio químico

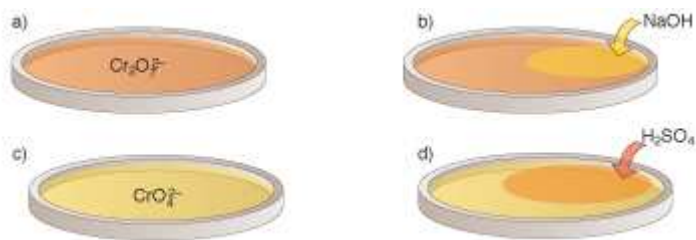
- **Materiales**
- Tres cajas Petri.
- Varillas
- Retroproyector y pantalla.
- Reactivos: dicromato de potasio, cromato de potasio, ácido sulfúrico, hidróxido de sodio, sulfato de cobre II, cloruro de sodio, sulfato de sodio.
- Papel de cocina y paños. Plato hondo con agua coloreada con tinta

Procedimiento y explicación

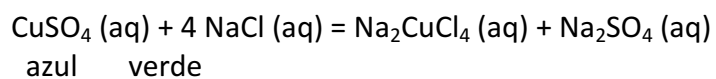
Se disponen en cuatro cajas Petri (en cuadrado), dos (A y B) con un fondo de dicromato de potasio (naranja) y otras dos (C y D) con uno de cromato de potasio (amarillo). Una de cada pareja (A y C) actuará como testigo. Al echar sobre la amarilla (D) un poco de ácido concentrado (sulfúrico 6 N) se volverá rápidamente naranja, al dominar el dicromato, mientras que al echar sobre la naranja (B) unas gotas de NaOH 6N, se volverá amarillo. De esta forma, y según describe el principio de Le Chatelier, se intercambiarán de color y de producto dos de las cápsulas (B y D), frente a los testigos (A y C).



naranja amarillo



Se disponen dos cápsulas con un fondo de disolución de sulfato de cobre II (azul). Si se echa un pico de espátula de cloruro de sodio (cristales), al disolverse se formará un complejo de cloro y cobre de color verde. Si se agrega sulfato de sodio sólido, al disolverse se volverá el equilibrio hacia la izquierda retomando el color azul.





Duilio Gerardo Acosta Traña, nacido en La Conquista Departamento de Carazo. Nicaragua, profesor de educación primaria y secundaria, vino al mundo un 22 de febrero de 1958, sus padres Pedro Pablo Acosta Gutiérrez y Ofelia Traña Narváez. (qepd) es licenciado en ciencias de la Educación con mención en química, graduado en la Universidad Nacional Autónoma de Nicaragua (UNAN) y licenciado en Derecho en la Universidad Popular de Nicaragua, (UPONIC) técnico en computación recibido en la Universidad Nacional Autónoma de Nicaragua con treinta años de experiencia en la docencia, padre de cuatro hijos, Marysandy, Karen Idalia, Dulma Ofelia y Márdul Gerardo. Actualmente es docente del Instituto nacional José Dolores Estrada, en las áreas de Ciencias naturales (física, química, ciencias naturales) ha sido mejor maestro de secundaria a nivel del departamento de Granada en 2008 y mejor maestro de secundaria a nivel Municipal en el dos mil diez, ha sido galardonado por la delegada Departamental de educación de Granada, Licenciada Benicia Soza, el alcalde de Nandaime compañero Róger Acevedo, el Ministro de Educación Miguel de Castilla , el presidente de Nicaragua Comandante Daniel Ortega Saavedra y Rosario Murillo, su esposa , por el director del Instituto Nacional José Dolores Estrada Licenciado Guillermo Martínez Rodríguez

LIBRO DE QUÍMICA CUARTO AÑO DE SECUNDARIA