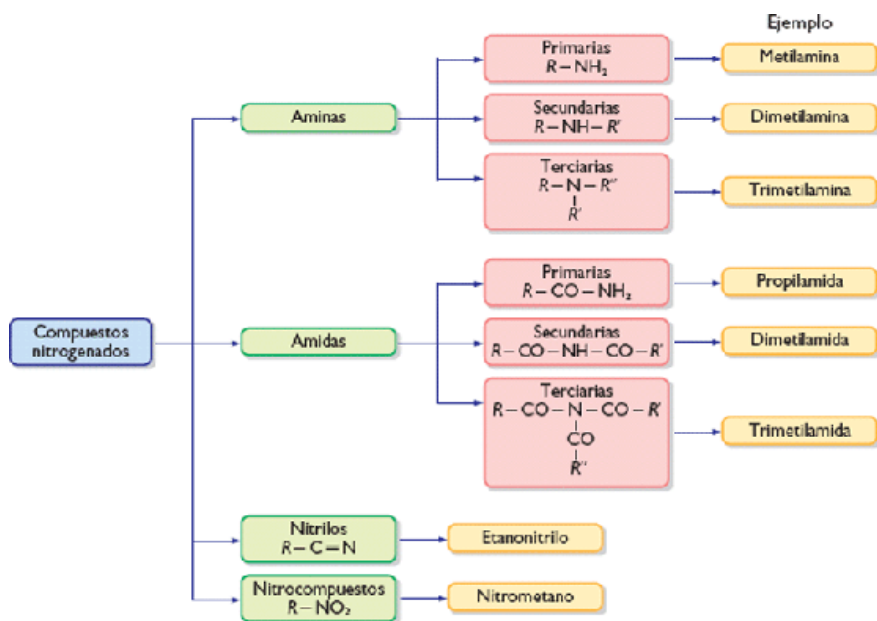
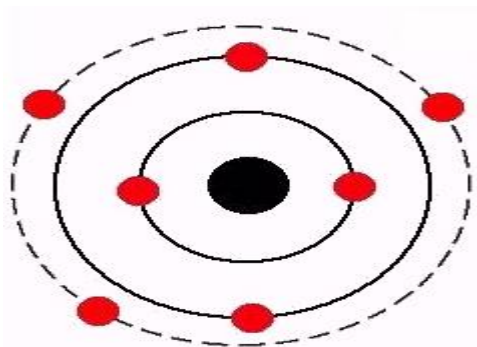


Identificar de acuerdo a la estructura desarrollada el tipo de compuestos nitrógenos.
Conocer las propiedades físicas, Químicas y beneficios del nitrógeno.



El átomo de nitrógeno tiene siete protones en su núcleo y siete electrones en su corteza, dos en la primera capa y cinco en la segunda y más exterior. Por tanto, le faltan tres electrones para completar esta última capa, y puede conseguirlos formando tres enlaces simples, un enlace simple y uno doble, o un enlace triple. El ejemplo más simple de un átomo de nitrógeno formando tres enlaces simples es el amoníaco.



Esta capacidad del nitrógeno para combinarse va a dar lugar a otras varias familias de compuestos, que resultan de la sustitución de hidrógenos de los hidrocarburos por grupos de átomos, que contienen nitrógeno. Estos grupos funcionales dotan al compuesto modificado de propiedades específicas.

Nitrógeno - N

Propiedades químicas del Nitrógeno - Efectos del Nitrógeno sobre la salud - Efectos ambientales del Nitrógeno

Nombre	Nitrógeno
Número atómico	7
Valencia	1,2,+3,-3,4,5
Estado de oxidación	- 3
Electronegatividad	3,0
Radio covalente (Å)	0,75
Radio iónico (Å)	1,71
Radio atómico (Å)	0,92
Configuración electrónica	$1s^2 2s^2 2p^3$
Primer potencial de ionización (eV)	14,66
Masa atómica (g/mol)	14,0067
Densidad (g/ml)	0,81
Punto de ebullición (°C)	-195,79 °C
Punto de fusión (°C)	-218,8
Descubridor	Rutherford en 1772



Nitrógeno

Elemento químico, símbolo N, número atómico 7, peso atómico 14.0067; es un gas en condiciones normales. El nitrógeno molecular es el principal constituyente de la atmósfera (78% por volumen de aire seco). Esta concentración es resultado del balance entre la fijación del nitrógeno atmosférico por acción bacteriana, eléctrica (relámpagos) y química

(industrial) y su liberación a través de la descomposición de materias orgánicas por bacterias o por combustión. En estado combinado, el nitrógeno se presenta en diversas formas. Es constituyente de todas las proteínas (vegetales y animales), así como también de muchos materiales orgánicos. Su principal fuente mineral es el nitrato de sodio.

Gran parte del interés industrial en el nitrógeno se debe a la importancia de los compuestos nitrogenados en la agricultura y en la industria química; de ahí la importancia de los procesos para convertirlo en otros compuestos. El nitrógeno también se usa para llenar los bulbos de las lámparas incandescentes y cuando se requiere una atmósfera relativamente inerte.

El nitrógeno, consta de dos isótopos, ^{14}N y ^{15}N , en abundancia relativa de 99.635 a 0.365. Además se conocen los isótopos radiactivos ^{12}N , ^{13}N , ^{16}N y ^{17}N , producidos por una variedad de reacciones nucleares. A presión y temperatura normales, el nitrógeno molecular es un gas con una densidad de 1.25046 g por litro.

El nitrógeno elemental tiene una reactividad baja hacia la mayor parte de las sustancias comunes, a temperaturas ordinarias. A altas temperaturas, reacciona con cromo, silicio, titanio, aluminio, boro, berilio, magnesio, bario, estroncio, calcio y litio para formar nitruros; con O_2 , para formar NO , y en presencia de un catalizador, con **hidrógeno** a temperaturas y presión bastante altas, para formar amoníaco. El nitrógeno, carbono e hidrógeno se combinan arriba de los 1800°C (3270°F) para formar cianuro de hidrógeno.

Cuando el nitrógeno molecular se somete a la acción de un electrodo de descarga condensada o a una descarga de alta frecuencia se activa en forma parcial a un intermediario inestable y regresa al estado basal con emisión de un resplandor amarillo oro.

Los elementos de la familia del nitrógeno exhiben tres estados de oxidación principales, -3, +3 y +5 en sus compuestos, aunque también se presentan otros estados de oxidación. Todos los elementos de la familia del nitrógeno forman hidruros, así como óxidos +3, óxidos +5, haluros +3 (MX_3) y, excepto para el nitrógeno y el bismuto, halogenuros +5 (MX_5). El nitrógeno es el elemento más electronegativo de la familia. Así, además de los estados de oxidación típicos de la familia (-3,+3 y +5), el nitrógeno forma compuestos con otros estados de oxidación.

Los compuestos que contienen una molécula de nitrógeno enlazada a un metal se llaman complejos de nitrógeno o complejos di nitrógeno. Los metales que pertenecen al grupo VIII de la familia de los metales de transición son extraordinarios en su capacidad para formar compuestos de coordinación; para cada metal de este grupo se han identificado varios complejos nitrogenados. Los complejos nitrogenados de estos metales se presentan en estados de oxidación bajos, como Co(I) o Ni(O) , los otros ligando presentes en estos complejos, además de N_2 , son del tipo que se sabe que estabilizan estados de oxidación bajos: las fosfinas parecen ser particularmente útiles a este respecto.

Efectos del Nitrógeno sobre la salud

Las moléculas de Nitrógeno se encuentran principalmente en el aire. En agua y suelos el Nitrógeno puede ser encontrado en forma de nitratos y nitritos. Todas estas sustancias son parte del ciclo del Nitrógeno, aunque hay una conexión entre todos.

Los humanos han cambiado radicalmente las proporciones naturales de nitratos y nitritos, mayormente debido a la aplicación de estiércoles que contienen nitrato. El Nitrógeno es emitido extensamente por las industrias, incrementando los suministros de nitratos y nitritos en el suelo y agua como consecuencia de reacciones que tienen lugar en el ciclo del Nitrógeno.

Las concentraciones de Nitrógeno en agua potable aumentarán grandemente debido a esto.

Nitratos y nitritos son conocidos por causar varios efectos sobre la salud. Estos son los efectos más comunes:

- Reacciones con la hemoglobina en la sangre, causando una disminución en la capacidad de transporte de oxígeno por la sangre. (nitrito)
- Disminución del funcionamiento de la glándula tiroidea. (nitrato)
- Bajo almacenamiento de la vitamina A. (nitrato)
- Producción de nitrosaminas, las cuales son conocidas como una de las más común causa de cáncer. (nitratos y nitritos)

Pero desde un punto de vista metabólico, el óxido de nitrógeno (NO) es mucho más importante que el nitrógeno. En 1987, Salvador Moncada descubrió que éste era un mensajero vital del cuerpo para la relajación de los músculos, y hoy sabemos que está involucrado en el sistema cardiovascular, el sistema inmunitario, el sistema nervioso central y el sistema nervioso periférico. La enzima que produce el óxido nítrico, la óxido-nítrico sintasa, es abundante en el cerebro.

Aunque el óxido nítrico tiene una vida relativamente corta, se puede difundir a través de las membranas para llevar a cabo sus funciones. En 1991, un equipo encabezado por K.–E. Anderson del hospital universitario de Lund, Suecia, demostró que el óxido nítrico activa la erección por medio de la relajación del músculo que controla el flujo de sangre en el pene. La droga Viagra trabaja liberando óxido nítrico para producir el mismo efecto.

Read more: <http://www.lenntech.es/periodica/elementos/n.htm#ixzz4C8bgSG82>

Efectos ambientales del Nitrógeno

Los humanos han cambiado radicalmente los suministros de nitratos y nitritos. La mayor causa de la adición de nitratos y nitritos es el uso intensivo de fertilizantes. Los procesos de combustión pueden también realzar los suministros de nitrato y nitrito, debido a la emisión de óxidos de nitrógeno que puede ser convertidos en nitratos y nitritos en el ambiente.

Los nitratos y nitritos también consisten durante la producción química y son usado como agentes conservantes en las comidas. Esto causa las concentraciones de nitrógeno en el agua subterránea y aguas superficiales y en la comida crece en gran medida.

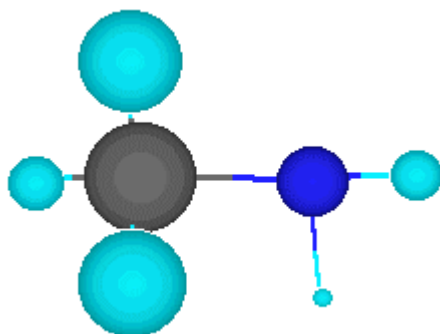
La adición de Nitrógeno enlazado en el ambiente tiene varios efectos. Primeramente, puede cambiar la composición de especies debido a la susceptibilidad de ciertos organismos a las consecuencias de los compuestos de nitrógeno. Segundo, la mayoría del nitrito puede tener

varios efectos sobre la salud de los humanos así como en animales. La comida que es rica en compuestos de Nitrógeno puede causar una pérdida en el transporte de oxígeno en la sangre, lo que puede tener consecuencias serias para el ganado.

La toma de altas concentraciones de Nitrógeno puede causar problemas en la glándula tiroidéa y puede llevar a bajos almacenamientos de la Vitamina A. En los estómagos e intestinos de animales los nitratos pueden convertirse en nitrosaminas, un tipo de sustancia peligrosamente cancerígena

Read more: <http://www.lenntech.es/periodica/elementos/n.htm#ixzz4C8bwxh4E>
Los compuestos con grupos funcionales nitrogenados son los siguientes:

El grupo funcional amina consiste en una molécula de amoníaco a la que se le ha quitado un átomo de nitrógeno, $-\text{NH}_2$, 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, $\text{CH}_3\text{-NH}_2$. El átomo de nitrógeno se representa de color azul.



También puede el amoníaco perder dos o los tres átomos de hidrógeno, de modo que el amoníaco puede, en realidad, unirse a uno, dos o tres radicales de hidrocarburo, dando lugar, respectivamente, a las aminas primarias, secundarias y terciarias.

Amidas

El grupo funcional amida está formado por un grupo carbonilo, uno de cuyos enlaces sobrantes está unido a un grupo amina, es decir, $-\text{CO-NH}_2$. El enlace que aún queda puede unirse a un radical hidrocarbonado. Esto da lugar a una familia de compuestos denominados amidas, cuyo ejemplo más simple es la etanoamida, $\text{CH}_3\text{-CO-NH}_2$.

Nitrilos

El grupo funcional nitrilo resulta de un triple enlace entre un átomo de carbono y otro de nitrógeno. El cuarto enlace que puede formar el carbono puede usarse para unirse con un radical hidrocarbonado, lo que da lugar a la familia de compuestos llamados nitrilos, cuyo representante más sencillo es el etanonitrilo, $\text{CH}_3\text{-CN}$.

NOMBRES IUPAC

La nomenclatura IUPAC para las aminas es semejante a la correspondiente a los alcoholes. El nombre de la raíz lo determina la cadena continua más larga de átomos de carbono. La terminación *-o* del nombre del alcano se cambia a la terminación *-amina* y se emplea un número para indicar la posición del grupo amino en la cadena. A los sustituyentes a lo largo de la cadena de carbonos se les asignan números para especificar sus ubicaciones, y se usa el prefijo *N-* para cada sustituyente en el átomo de nitrógeno.

1-butamina 2-butamina 3-metil-1-butamina N-metil-2-butamina

2,4N,N-tetrametil-3-hexanamina N,N-dietiletanamina (trietilamina)

A las aminas aromáticas y heterocíclicas se les conoce por lo general por sus nombres históricos. Por ejemplo, a la fenilamina se le llama anilina, y sus derivados se nombran como derivados de la anilina.

Anilina p-nitroanilina 3,5-dietilanilina N,N-dietilanilina

A continuación se muestran los nombres y estructuras de algunos heterociclos comunes con nitrógeno y sus derivados. Por lo general se asigna la posición 1 al heteroátomo.

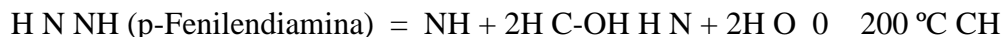
Aziridina pirrol pirrolidina 1-metilpirrolidina imidazol indol

Piridina 2-metilpiridina piperidina pirimidina purina

USOS E IMPORTANCIA DE LAS AMINAS A NIVEL INDUSTRIAL.

Las aminas como compuestos son muy importantes y reconocidas en industrias como las cosméticas y textiles por el uso o aplicación de la *p*-Fenilendiamina y algunos derivados se usan en composiciones para teñir el pelo y como antioxidantes para caucho.

La dimetilánilina se obtiene en la industria por reacciones de la anilina con metanol.



Este producto se utiliza en cantidades importantes en la industria de colorantes (como copulante en colorantes azoicos y es la base de la fabricación de colorantes de trifenil metano).

Las aminas de cadena larga son la base para la fabricación de tensoactivos. Los principales tipos son los siguientes.

CATIONICOS y NO IONICOS BASICOS.

AMIDAS

Las amidas son derivados del amoníaco o de las aminas, éstas son productos que se obtienen por acilación de aminas alifáticas o aromáticas, también son derivados de los ácidos carboxílicos. Las amidas secundarias se conocen con el nombre de imidas; las amidas derivadas de tres sustituciones de hidrógeno del amoníaco 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: $C=O \dots H-N$

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 electrostáticas 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 mas bajos.

CLASIFICACION DE AMIDAS

Una amida se forma por la reacción de un ácido carboxílico con amoníaco 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.

$R-C-NH_2$ 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.

$R-C-N-R'$ amida secundaria (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.

$R-C-N-R'$ 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 γ -butirolactama.

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 sulfanilico también se usa en la industria de colorantes azoicos y se obtiene calentando el sulfato de amina. 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 (paba), 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).

La evolución en la investigación, con la aparición de nuevos agentes, limitó su uso. Actualmente el cotrimoxazol aumenta su interés clínico. Esta es una combinación a dosis fijas de sulfametoxazol (smx) con trimetoprim (tmp). Inicialmente aprobado por la Food and Drug Administration (FDA) para su uso en: infección urinaria crónica, neumonía por *pneumocystis carinii*, shigelosis y otitis media, posteriormente se le asignó otros usos.

Estructura química. El compuesto base de las sulfonamidas es la sulfanilamida, cuya estructura es similar al paba, factor requerido por las bacterias para la síntesis del ácido fólico. Importa el grupo amino libre en posición 4 pues se relaciona con su actividad. Las sustituciones a nivel del radical sulfonilo modifican las características farmacocinéticas, pero no la actividad antibacteriana. Las sustituciones en el grupo amino en posición 4 dan compuestos de menor absorción intestinal.

Mecanismo de acción. Las sulfonamidas son análogos estructurales y antagonistas del paba (ácido para amino benzoico) e impiden la utilización de este compuesto para la síntesis de ácido fólico. Este a su vez actúa en la síntesis de timina y purina. Esta acción se ejerce

compitiendo por la acción de una enzima bacteriana responsable de la incorporación de paba al ácido dihidropterico, precursor del ácido fólico.

Las células de los mamíferos requieren ácido fólico preformado ya que no pueden sintetizarlo y por lo tanto no son atacadas. El efecto sinérgico de las sulfonamidas asociadas a trimetoprim se debe a la inhibición secuencial de esta vía metabólica.