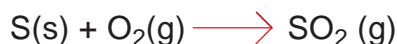
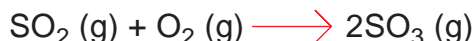


## Proceso de obtención del ácido sulfúrico a partir del SO<sub>2</sub>

El uso más importante del azufre es la preparación del ácido sulfúrico por el "método de contacto". EL azufre es primero quemado en oxígeno para formar dióxido de azufre.



El dióxido de azufre se convierte en trióxido de azufre en presencia del catalizador pentóxido de vanadio.



El trióxido de azufre es absorbido por ácido sulfúrico líquido para formar el oleum ácido sulfúrico, es decir ácido sulfúrico fumante.



Al oleum se le añade agua o ácido sulfúrico diluido para producir la concentración de ácido sulfúrico deseada.

El trióxido de azufre no puede ser absorbido directamente en agua porque esta reacción es muy rápida, difícil de controlar y muy exotérmica. Por tanto, el vapor de ácido sulfúrico que se forma en esas condiciones es difícil de condensar apropiadamente.



El mundo de la química

## Capítulo V: Los productos químicos

### Propiedades del ácido sulfúrico

Es un líquido incoloro, viscoso y más denso que el agua,  $d = 1834 \text{ kg/m}^3$  a  $25^\circ\text{C}$ . Es además fuertemente deshidratante, y por ejemplo al actuar sobre sustancias como el azúcar, la celulosa y otros hidratos de carbono, deja el carbono en estado libre, es decir absorbe el agua que puede estar contenida en diversas sustancias.

### Algunas reacciones

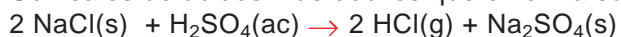
**Concentrado**, reacciona con ciertos elementos tales como el cobre, oxidándolos:



**Diluido**, reacciona con metales reductores como magnesio, zinc, hierro y aluminio liberando hidrógeno:



Con sales de ácidos más débiles que él forma sulfatos:



Reacciona con sustancias básicas neutralizándolas:



### Por tu seguridad...

Si te cayera ácido sulfúrico en el cuerpo o en la ropa, lávate inmediatamente con abundante agua o preferentemente con una solución de bicarbonato de sodio. Nunca succiones directamente con la boca este o ningún otro ácido al utilizar la pipeta.



Ácido sulfúrico 98% deshidrata la sacarosa que está en el vaso de precipitados y la convierte en carbón.



# El ácido fosfórico (H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>)

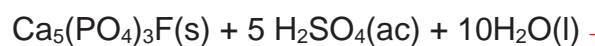
Planta de ácido fosfórico

El ácido fosfórico se cuenta entre las diez sustancias químicas que se producen industrialmente en mayor cantidad.

De fórmula química H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, este ácido constituye la fuente de unos importantes químicos llamados fosfatos.

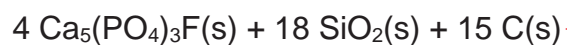
## Preparación industrial del H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>

Se obtiene mediante el tratamiento de rocas de fosfato de calcio con ácido sulfúrico, filtrando posteriormente el líquido resultante para extraer el sulfato de calcio.



### Proceso de tres pasos

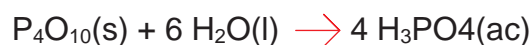
a) Al hacer reaccionar primero la fluoroapatita con arena (SiO<sub>2</sub>) y coque (una forma de carbono) en un horno de arco eléctrico a 2000 °C.



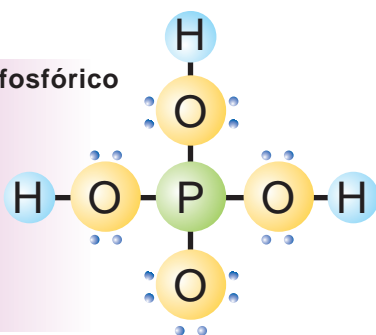
b) Una vez condensado el fósforo gaseoso, se quema en oxígeno para formar el óxido P<sub>4</sub>O<sub>10</sub>.



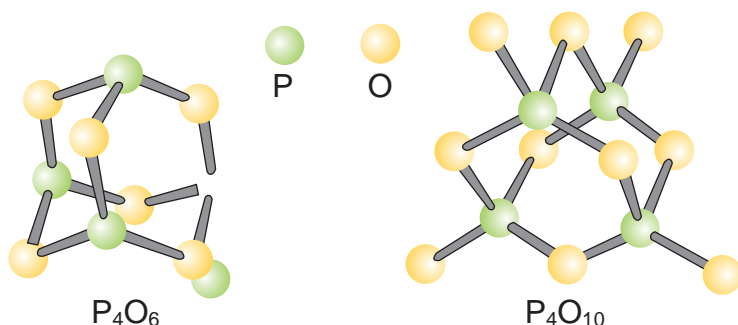
c) Reacción del óxido con agua para dar ácido fosfórico, un ácido débil.



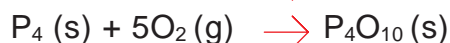
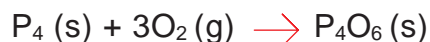
### Estructura Lewis del ácido fosfórico



98



Cuando el fósforo reacciona con oxígeno produce P<sub>4</sub>O<sub>6</sub> (al estar ante exceso de fósforo) y P<sub>4</sub>O<sub>10</sub> (en presencia de exceso de oxígeno).



Estos óxidos reaccionan con agua para formar el ácido fosforoso (H<sub>3</sub>PO<sub>3</sub>) y el ácido fosfórico (H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>).

### ¿Sabías que...?

Muchos insecticidas contienen compuestos organofosforados que son altamente tóxicos para los humanos ya que bloquean la transmisión de señales eléctricas en el sistema respiratorio, causando parálisis y muerte por sofocación.



## Propiedades

A temperatura ambiente, el ácido fosfórico es un líquido transparente que tiene una densidad relativa de 1,83 g/l. Posee un punto de fusión de 42,35 °C. Normalmente el ácido fosfórico se almacena y distribuye en disolución.

## Usos

Se usa en la fabricación de fertilizantes, en el tratamiento de productos de acero y en la fabricación de aditivos para alimentos y detergentes. El ácido fosfórico es utilizado ampliamente en la producción de bebidas gaseosas. El  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$  se emplea en la fabricación de alimentos para controlar el grado de acidez y el  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$  es el ingrediente ácido del polvo de hornear.

## Algunas reacciones de compuestos de ácido fosfórico

Superfosfatos, mezcla de monofosfato de calcio (soluble) y sulfato de calcio: al reaccionar el fosfato de calcio y el ácido sulfúrico se produce superfosfato:



Si se trata la fosforita con ácido fosfórico se obtiene sólo monofosfato de calcio, fosfato enriquecido:



Otras reacciones:



El fósforo en el organismo es un elemento esencial en los ácidos nucleicos que regulan el desarrollo de los seres vivos. También se halla en la molécula de ATP que puede intervenir en los intercambios energéticos dentro de la célula de dos formas: cargándose de energía o cediéndola.

Las plantas toman el fósforo disuelto en el agua en forma de fosfatos solubles, que es como se fabrican estos abonos a partir de un mineral insoluble de origen orgánico, la fosforita o fosfato tricálcico,  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ .

## Importante

- El pentóxido de fósforo se usa para absorber agua en los desecadores de laboratorio y en las cajas secas para eliminar vapor de agua.
- El compuesto tripolifosfato de sodio ( $\text{Na}_4\text{P}_3\text{O}_{10}$ ) ha sido ampliamente utilizado como ingrediente de los detergentes ya que es capaz de romper y suspender manchas en la ropa durante el lavado formando complejos solubles en agua.
- Los compuestos de fósforo al ser desechados en lagos o ríos ocasionan serios problemas de contaminación: es lo que se conoce como proceso de eutrofización. El fosfato es un nutriente que aumenta el crecimiento vegetal en los cuerpos de agua con una consiguiente disminución de oxígeno disuelto y un desequilibrio del balance ecológico, por esta razón se ha reducido el contenido de fosfatos en los detergentes.



**Phosphoric Acid**  
**2.5 L (9.4 lbs)**  
**0260-3**  
**'BAKER ANALYZED'® Reagent**

**ACTUAL ANALYSIS, LOT 312818 MEETS A.C.S. SPECIFICATION**

Assay (H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> by acidimetry)	85.7	%
Color (APHA)	< 10	%
Insoluble Matter, Calcium, Magnesium, and Ba/Str Precipitate	< 0.002	%
Sulfate (SO <sub>4</sub> )	< 0.001	%
Volatile Acids (as CH <sub>3</sub> COOH)	< 0.0007	%
Heavy Metals (as Pb)	< 0.0002	%
Iron (Fe)	< 0.0002	%
Potassium (K by FES)	< 0.000005	%
Sodium (Na by FES)	< 0.0005	%
Reducing Substances	Passes Test	

**Trace Impurities (in ppm):**

Chloride (Cl)	< 2
Nitrate (NO <sub>3</sub> )	< 2
Arsenic (As)	< 0.1
Manganese (Mn)	0.02

© J.T. Baker Chemical Co. Phillipsburg, NJ 08865



# Ácido nítrico (HNO<sub>3</sub>)

El nitrógeno es una de las sustancias químicas más utilizadas en los procesos industriales. Gran cantidad se obtiene del aire pero también de importantes depósitos de salitre (KNO<sub>3</sub> salitre de potasio o NaNO<sub>3</sub> también llamado salitre chileno). Estos compuestos se utilizan fundamentalmente en la producción de fertilizantes. Debido a su gran solubilidad en agua, las sales de nitrato también son usadas para otros fines, por ejemplo: el NaNO<sub>3</sub> para preservar la carne, el KNO<sub>3</sub> para la fabricación de la pólvora y el AgNO<sub>3</sub> para preparar los reveladores de película fotográfica.

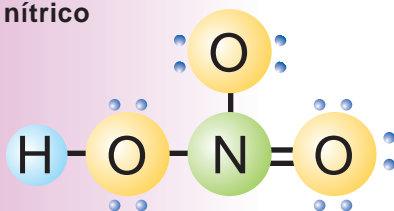
El ácido nítrico fue preparado por primera vez por Glauber, en 1648, a partir del nitrato de potasio. En 1783 Cavendish logró determinar su composición.

El ácido nítrico, además de sus propiedades como ácido fuerte en soluciones acuosas, es un buen agente oxidante. Por esta razón los alquimistas lo usaron bajo la denominación de "agua fuerte" en la separación de oro y plata.



Partes de una planta de producción de ácido nítrico

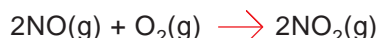
## Estructura Lewis del ácido nítrico



100

## “Síntesis de Ostwald” o método industrial para la obtención de ácido nítrico

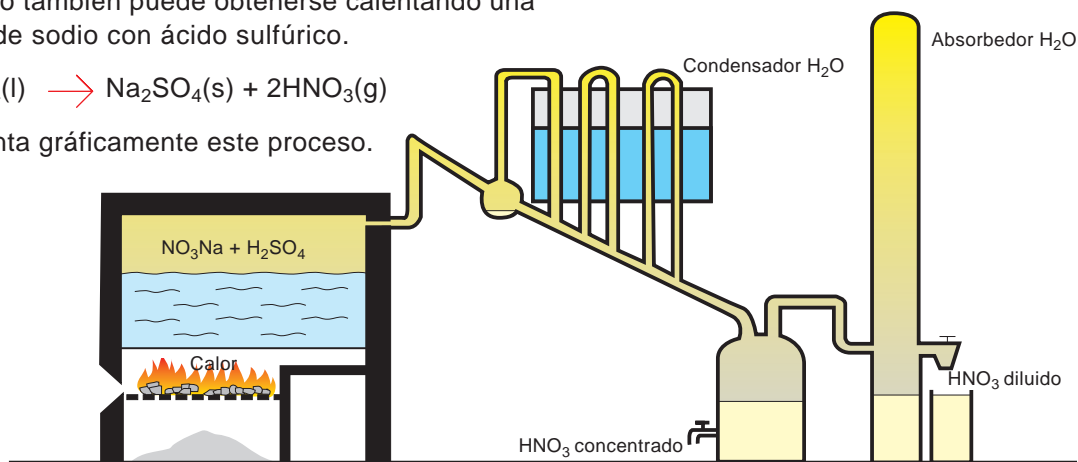
Cerca de la mitad del amoníaco que se produce a nivel industrial se convierte en ácido nítrico mediante el “Proceso Ostwald” según el siguiente esquema de reacciones:



El ácido nítrico puro también puede obtenerse calentando una mezcla de nitrato de sodio con ácido sulfúrico.



El esquema presenta gráficamente este proceso.



Fuente: <http://www.malloeinstein.com/Quimica/Acnitrnico.pdf>



Wilhelm Ostwald,  
químico alemán (1853-1932)

## Propiedades

Líquido incoloro cuando está recién destilado, pero se descompone con la luz y adquiere una coloración amarilla por la presencia de  $\text{NO}_2$  disuelto. Hierve a  $83\text{ }^\circ\text{C}$  y emite humos blancos debido a la condensación de sus vapores con el vapor de agua atmosférico. El ácido comercial tiene una concentración del 68,4% y una densidad de  $1,407\text{ g/cm}^3$ . Este ácido es tóxico y muy corrosivo, ataca las proteínas formando compuestos amarillos (reacción xantoproteica) por eso mancha la piel con ese color y destruye las mucosas.

## Usos

Se usa en la fabricación de abonos nitrogenados para la obtención de productos nitrados: nitroglicerina, nitrotolueno, ácido pícrico, seda artificial, nitrobenzono y compuestos farmacéuticos. También se utiliza en la obtención de colorantes.



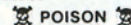
Alfred Nobel nació en Estocolmo, Suecia, en 1833, y en 1866 inventó la dinamita y construyó compañías y laboratorios en más de 20 países. En 1895, un año antes de su muerte, decidió dedicar parte de su fortuna al Premio que lleva su nombre.

## Interesante

Algunos microorganismos o bacterias son capaces de fijar nitrógeno. La más común de estas bacterias es el *rhizobium*. En la fotografía podemos apreciar nódulos fijadores de nitrógeno en las raíces de una planta leguminosa. Estos nódulos contienen *rhizobium* que convierte el nitrógeno atmosférico elemental en compuestos de nitrógeno solubles en agua.

### DANGER!

CAUSES SEVERE BURNS.  
VAPOR EXTREMELY HAZARDOUS.  
MAY CAUSE NITROUS GAS POISONING.  
MAY BE FATAL IF INHALED OR SWALLOWED.  
SYMPTOMS OF LUNG INJURY MAY BE DELAYED.  
STRONG OXIDIZER.  
SPILLAGE MAY CAUSE FIRE OR LIBERATE DANGEROUS GAS.  
Do not get in eyes, on skin, on clothing.  
Do not breathe vapor.  
Use only with adequate ventilation.  
Wash thoroughly after handling.  
Keep from contact with clothing and other combustible materials.  
Do not store near combustible materials.  
Store in tightly closed containers.  
Keep out of reach of children.



Call a physician at once.  
FIRST AID: In case of contact, immediately flush eyes or skin with plenty of water for at least 15 minutes while removing contaminated clothing and shoes. Wash clothing before reuse.  
If inhaled, remove to fresh air. If not breathing give artificial respiration, preferably mouth-to-mouth. If breathing is difficult, give oxygen.  
If swallowed, do not give emetics or baking soda. Give tap water, milk of magnesia or eggs beaten with water. Never give anything by mouth to an unconscious person.  
In case of spill: Flush immediately with large volumes of water; after washing neutralize residue with soda ash or lime.  
In case of fire: Use large quantities of water for extinguishing fire.  
Exposure to light causes formation of colored oxides of nitrogen. Store in a cool, dark place.

Allied Corporation  
Allied Chemical  
Morristown, New Jersey 07960

Allied Chemical  
An ALLIED Company

## Nitric Acid

Code 108-002677

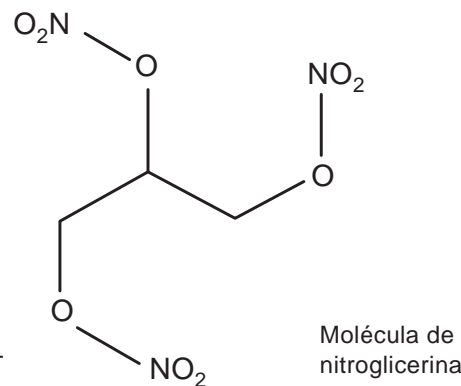
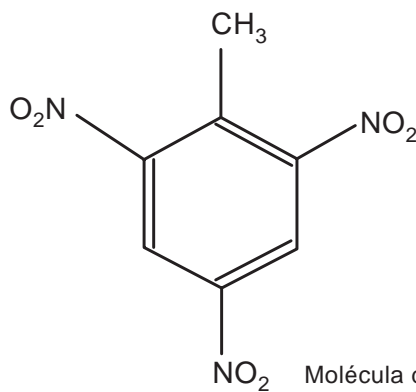
Semiconductor Low Mobile Ion Grade  
Meets SEMI specifications.  
For manufacturing use only.  
Not for food or drug use.

$\text{HNO}_3$  F.W. 63.01  
Assay ( $\text{HNO}_3$ ) ..... 70.0-71.0%  
Density at  $25^\circ\text{C}$  (g/mL) ..... 1.42 approx.  
NET WT. 7 LBS. (3.18 kg)

## Reacciones

Reacciona con casi todos los metales excepto con el oro y el platino.

El ácido nítrico es el agente oxidante menos costoso y se usa en una gran cantidad de procesos químicos incluyendo la producción de explosivos como el trinitrotolueno (TNT), la nitroglicerina y la nitrocelulosa.



# El amoníaco (NH<sub>3</sub>)

El amoníaco se encuentra en el aire del ambiente, en el suelo, en el agua, en plantas y animales e, incluso, en seres humanos. La exposición a niveles altos de amoníaco puede producir irritación y quemaduras serias en la piel y en la boca, la garganta, los pulmones y los ojos. Si la exposición es a niveles muy altos, puede hasta provocar la muerte.

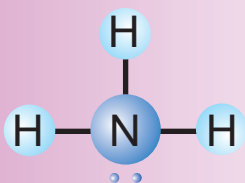
El amoníaco está presente en la naturaleza y puede ser manufacturado. Es una fuente importante del nitrógeno que necesitan las plantas y los animales. Las bacterias que se encuentran en los intestinos pueden producir amoníaco.

Su olor es característico y fácilmente reconocido por mucha gente ya que se usa en sales aromáticas, en muchos productos de limpieza domésticos e industriales y en productos para limpiar vidrios.



Planta de amoníaco

## Estructura Lewis del amoníaco



102

## ¿Sabías que...?

El amoníaco (NH<sub>3</sub>) fue la primera molécula compleja encontrada en el espacio interestelar. Su presencia ha sido confirmada en nubes de polvo cósmico, en la Vía Láctea y en estado sólido es uno de los constituyentes de los anillos de Saturno.

## Proceso de obtención del amoníaco

El amoníaco se produce industrialmente por el **Proceso Haber** que consiste en una reacción de hidrógeno gaseoso y nitrógeno gaseoso en presencia de un catalizador (hierro-molibdeno) a una presión de 300 atm y a temperatura de 500 °C.

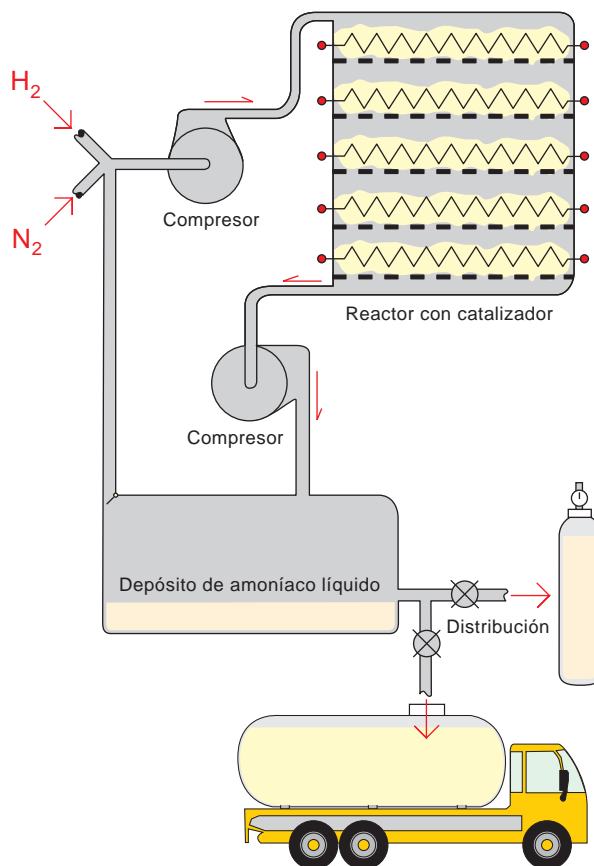


A escala de laboratorio el amoníaco se puede obtener calentando una mezcla de cloruro de amonio y cal viva (óxido de calcio).



El Proceso Haber es una eficiente y elegante pieza de la química. Toma nitrógeno del aire e hidrógeno del agua o de la reacción entre metano y vapor de agua caliente. A alta temperatura y presión, y en presencia de catalizadores, produce el amoníaco.

El amoníaco, en forma de sulfato o nitrato de amonio, es un nutriente de las plantas, las cuales lo convierten en proteínas que se traspan a los animales y, una vez que éstos mueren, retorna a las plantas o al aire. Aparte del combustible necesario para el calentamiento, el Proceso Haber no requiere recursos no renovables. Sería muy difícil producir alimentos para la población actual si no se contara con él.



## Propiedades

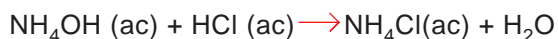
Es un gas incoloro (25 °C), de olor picante que irrita las mucosas nasales y la conjuntiva de los ojos, excitando la glándula lacrimal. Se licua a 25 °C y 10 atm de presión. Es muy soluble en agua: en condiciones normales 100 litros de gas en un litro de agua. Las disoluciones acuosas poseen carácter básico (hidróxido de amonio).

## Usos

Se combina con diferentes componentes de los suelos y se convierte en un excelente nutriente para las plantas. Se usa igualmente en la obtención de derivados nitrogenados como la hidracina,  $\text{H}_2\text{N}-\text{NH}_2$ , la urea,  $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$  muy empleada como abono, y en la fabricación de plásticos.

## Reacciones

Algunas reacciones del amoníaco son:



\* El  $\text{NH}_4\text{OH}$  en solución existe en forma ionizada, es decir en  $\text{NH}_4^+$  y  $\text{OH}^-$

$\rightleftharpoons$  indica que la reacción no es completa.

$\rightleftharpoons$  indica que sólo una pequeña cantidad del  $\text{NH}_3$  disuelto reacciona con el agua.

Reacciones como esas son un ejemplo de equilibrio en medio acuoso.



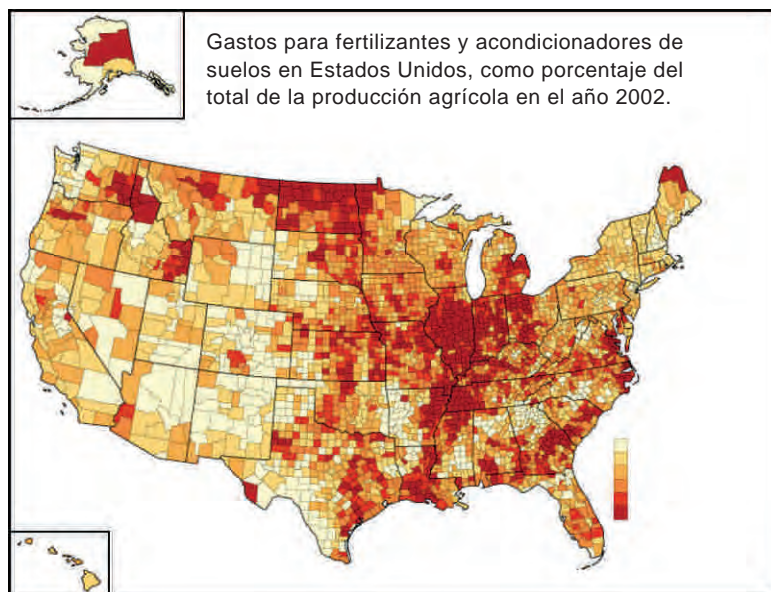
103

## Para saber más

### Química de los fertilizantes

El cultivo intensivo de especies vegetales resulta hoy fundamental para cubrir las necesidades alimenticias de los casi 6 000 millones de habitantes que pueblan nuestro planeta.

Pero este tipo de cultivo produce el agotamiento en el suelo de elementos imprescindibles para las plantas, como lo son: el nitrógeno, el fósforo, el potasio, el calcio y el azufre. Además de éstos, a las plantas les son necesarios, aunque en cantidades muy pequeñas, los llamados oligoelementos: magnesio, hierro, cobre, boro, manganeso, zinc y silicio. Para reponer todos los anteriores elementos, se emplean grandes cantidades de abonos o fertilizantes obtenidos industrialmente.



Fuente: U.S. Department of Agriculture, National Agriculture Statistics Service

# El óxido nítrico: Un compuesto importante para muchas funciones fisiológicas

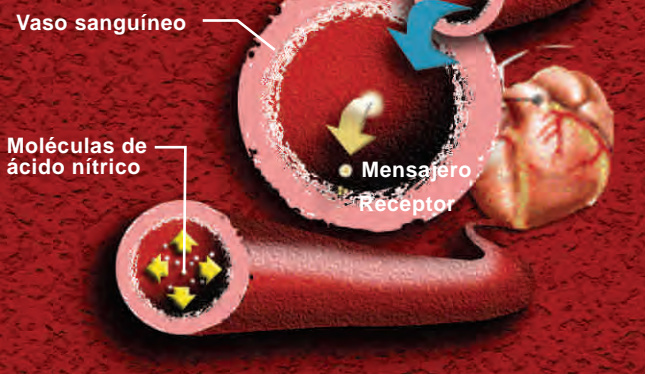
De visita en Venezuela, Louis Ignarro, Premio Nobel de Medicina (1998), defendió los beneficios del óxido nítrico (NO) también llamado monóxido de nitrógeno, molécula que se produce naturalmente en el organismo y que es vital para la protección de los vasos sanguíneos. El científico señaló que “el óxido nítrico (...) además de proteger contra las enfermedades cardiovasculares, se ha probado que ayuda a prevenir la apoplejía, el infarto al miocardio y la hipertensión pulmonar en niños y adultos. También es valioso para la memoria y el aprendizaje, se asocia con la protección contra la enfermedad de Alzheimer y la demencia senil. Se ha utilizado en el desarrollo de productos contra la disfunción eréctil que han causado revoluciones comerciales y medicinales en los últimos años. El óxido nítrico producido en el organismo funciona como un factor que mantiene la salud del endotelio, la pared de las células que reviste los vasos sanguíneos...”.

*El Nacional*, 3-12-2004, p. B-18.



## Mejor presión sanguínea

El ácido nítrico incrementa el diámetro de los vasos sanguíneos. Medicinas que utilizan este compuesto ayudan al tratamiento de la hipertensión y la disfunción eréctil.



104

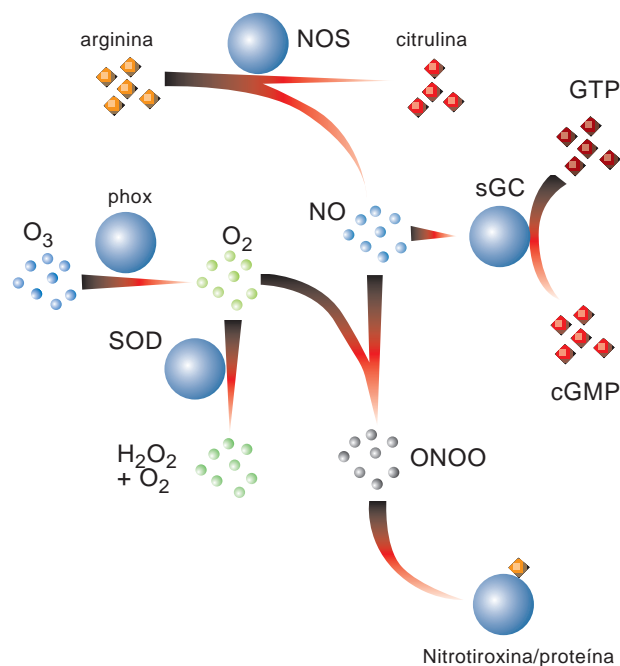
El óxido nítrico (NO), un radical libre gaseoso, es un importante mediador en muchos procesos fisiológicos y patológicos. Cruza fácilmente las membranas y actúa como mensajero intercelular modulando el flujo sanguíneo; desempeña también un importante papel a nivel endotelial como agente antitrombótico. Se ha visto además que tiene acción antimicrobiana y puede actuar como destructor de células cancerosas. Se produce por la acción de la óxido nítrico sintetasa, enzima que tiene tres isoformas.



Aunque el NO es un radical libre tiene muy poca toxicidad dado que es muy volátil y no se acumula. Sin embargo, se vuelve altamente tóxico por la reacción con un radical superóxido y la formación de peroxinitrito que es un oxidante muy potente.



El peroxinitrito (ONOO) se ha relacionado con enfermedades renales, crónicas e inflamatorias, con procesos neurodegenerativos y artritis reumatoide.



Síntesis del óxido nítrico en el cuerpo humano  
Fuente: <http://www.upstate.com/browse/categories/reagents.q>