

SÍNTESIS DEL AMONÍACO (NH₃)

El amoníaco es el punto de partida para la obtención de muchos compuestos industriales.

Se libera en la descomposición de la materia orgánica y se encuentra en multitud de minerales además de pequeñas cantidades en el aire .

A temperatura ordinaria es un gas incoloro y de un fuerte olor, muy irritante. Se licua fácilmente dando un liquido incoloro.

Es además un gas muy soluble en agua pudiéndose disolver a 0° C 1150 volúmenes gaseosos de amoniaco en 1 volumen de agua. Esta disolución tiene una densidad menor a la del agua siendo la disolución comercial por ejemplo de 0'92 g / cm³. También es muy soluble en alcohol, acetona y benceno.

CONSTANTES DEL AMONÍACO

Punto de fusión – 77 C

Punto de ebullición – 33 C

Temperatura crítica 133 C

Presión critica 111 atm

Densidad 0'72 g / l

Calor de vaporización 5'6 kcal / mol

La mayoría de las reacciones químicas del amoníaco se pueden clasificar en 3 grupos:

- De adicción que se deben al par electrónico libre de átomos del nitrógeno.
- De sustitución que resultan de sustituir uno o varios hidrógenos de la molécula por uno o mas átomos de la molécula reaccionante..
- De oxidación – reducción. El amoniaco es fácil de oxidar y se puede oxidar incluso con Cl₂ , Fe₂O₃ , MnO₂ y CrO₃ desprendiéndose en todas ellas nitrógeno.

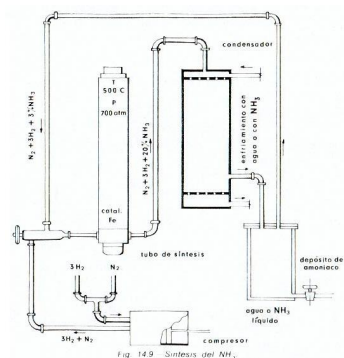
La obtención del amoníaco puede realizarse por varios caminos: Síntesis a partir de los elementos, hidrólisis, descomposición termica o por tratamiento de las sales amoniacales.

Obtención por síntesis directa

En este proceso el nitrógeno y el hidrógeno se combinan entre ellos para formar amoniaco mediante una reacción exotérmica (11,01 kcal) que es seguida de una disminución del volumen alcanzando el equilibrio:



El rendimiento mejora con la presión pero disminuye con la T°. Considerándose condiciones óptimas 1000 atm y 200 C° con un rendimiento del 98'29 %.



Para catalizar este proceso se puede emplear catalizadores de hierro (Fe) que precisan de 500 °C y 600 atm y tan solo obtienen un rendimiento del 20% pero se realizan a una velocidad extraordinariamente rápida

SÍNTESIS DEL ÁCIDO NÍTRICO (HNO₃)

El ácido nítrico, HNO₃, es una sustancia que prácticamente no se encuentra en estado libre teniendo que recurrir a la síntesis para su utilización.

En HNO₃ puro no existe a temperatura ordinaria y solamente existe en estado sólido en forma de masa cristalina.

Es un ácido muy fuerte que conduce la corriente eléctrica debido a que se ioniza de la siguiente manera:

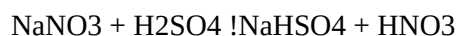


También actúa como oxidante energético desprendiendo diversos óxidos de nitrógeno.

Se puede obtener de diversas maneras:

1º A partir de nitratos.

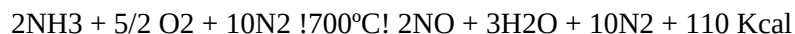
Mediante la acción del ácido sulfúrico sobre los nitratos naturales:



Los rendimientos de este proceso son bajos pero se pueden mejorar trabajando a vacío relativo (P = 20 mm de Hg) y utilizando en el lugar del ácido sulfúrico una mezcla como Na₂S₂O₇ · 3H₂SO₄

2º A partir de NH₃

Este método utilizado actualmente parte de la oxidación del amoníaco con catalizador de platino



En este proceso se distinguen 4 etapas:

1º La oxidación propiamente dicha del amoníaco que se realiza con un 90 % de aire y en presencia del catalizador de platino. La reacción es exotérmica.

2º La transformación de los vapores nitrosos. Los gases al salir del catalizador se enfrían a 40 – 50 °C y son enviados a una torre de oxidación

3º Absorción por agua : Los vapores pasan por una columna de platos en la que circulan a contracorriente con agua. En la parte baja de la columna se recoge ácido nítrico diluido (45 %).

4º Concentración del ácido: jamás el contenido de ácido pasara el 50% por lo que deberá concentrarse pudiendo llegarse a una concentración del 100% realizándolo mediante una deshidratación en el vacío.

El ácido nítrico se emplea principalmente como oxidante y tiene uso en la industria de colorantes, explosivos, plásticos, etc

Según su uso final el ácido nítrico será de una manera u otra así podemos distinguir:

Ácido nítrico químicamente puro con una densidad de 1'37 g/l y una concentración del 66% utilizándose en análisis.

Ácido nítrico puro fumante de densidad 1'50 g/l utilizado para análisis y en farmacia.

Ácido nítrico concentrado de densidad 1'48 g/l y un 98% de concentración utilizado en la industria pirotécnica.

Etc.

El esquema del proceso de síntesis será:

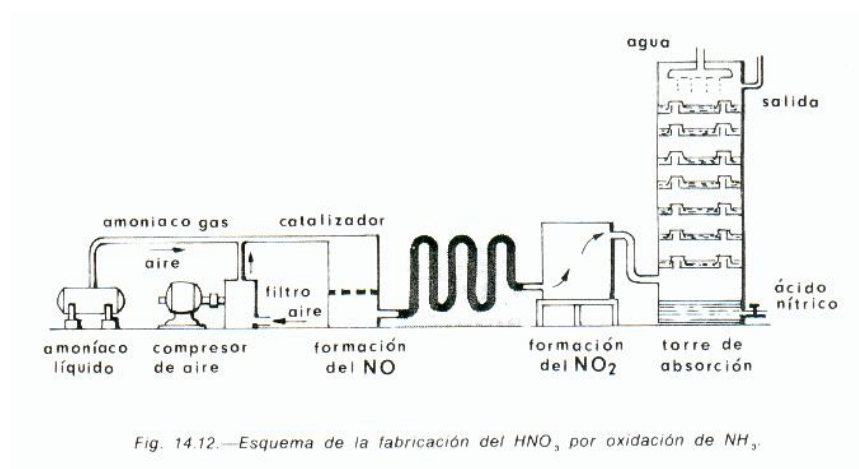


Fig. 14.12.—Esquema de la fabricación del HNO_3 por oxidación de NH_3 .

SÍNTESIS DEL ÁCIDO SULFÚRICO (H_2SO_4)

El ácido sulfúrico es una sustancia inodora, incolora, muy pesada y viscosa. Posee su punto de fusión a 10'3 °C y el punto de ebullición a 290°C

El ácido sulfúrico posee tres grandes características: es un ácido fuerte, es un oxidante energético y un gran deshidratante.

El alto poder oxidante se debe al elevado numero de oxidación del azufre (+6) y a la posibilidad de que los H^+ que libera oxiden a los metales de potencial estándar negativo.

El ácido sulfúrico es básico en el desarrollo mundial. A partir de el se obtienen numerosos productos.

La obtención tiene tres pasos fundamentales:

1° Obtención de SO₂

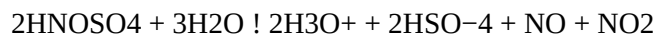
2° Oxidación del SO₂ a SO₃

3° Obtención y purificación del H₂SO₄

Hoy en día existen dos procesos industriales para la obtención del ácido sulfúrico. El primero, el método de obtención de las cámaras de plomo esta cada vez menos utilizado debido a su bajo rendimiento pero es mas económico. El segundo, el método de contacto es mas caro pero con un alto rendimiento y una alta velocidad.

En el primer método, se produce un ácido sulfúrico del 70% de riqueza suficiente para algunos sectores de su utilización con lo que es empleado por ellos por su bajo costo.

Este método se puede expresar en dos reacciones en las que los óxidos de NO y NO₂ actúan de catalizadores:



disolución de H₂SO₄

Estas reacciones tienen lugar en unas cámaras de plomo de donde procede su nombre.

El método de contacto utiliza un catalizador de contacto el V₂O₅ + CuO + Fe₂O₃. Previamente hay que purificar el SO₂ para no envenenar el catalizador y por tanto estropearlo.

Los gases lavados, SO₂ + N₂ + O₂, entran en el convertidor que contiene al catalizador previamente nombrado, en un doble ciclo para aumentar la conversión:



La reacción es exotérmica por lo que la concentración de SO₃ disminuye al aumentar la temperatura. La temperatura óptima es de 400° C a 500° C

Los gases que salen del convertidor pasan por torres absorbentes en las cuales no se utiliza agua pues en contacto con el SO₃ forma una niebla muy difícil de absorber.

Se utiliza una disolución de H₂SO₄ al 98% que absorbe muy bien el agua así se obtiene un ácido muy puro, de casi un 100%.

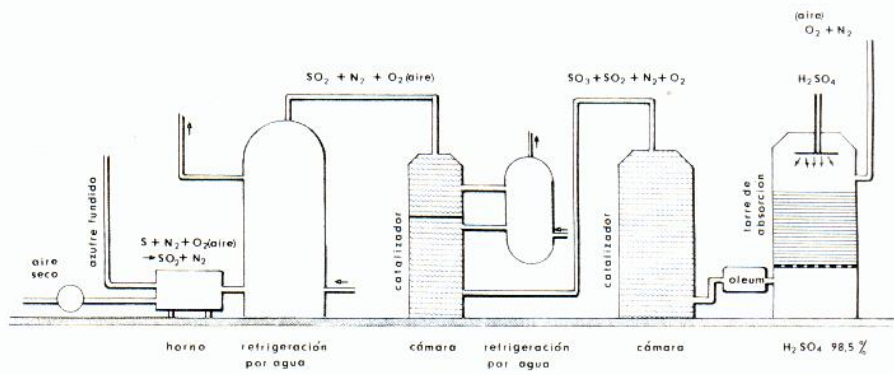


Fig. 15.7.—Fabricación de H_2SO_4 por el método de contacto.