

Trabajo Práctico de Química.

HNO₃

Ácido Nítrico

Ácido Nítrico, Historia:

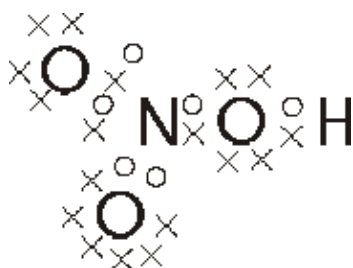
Se preparó por primera vez en 1648 a partir del Nitrato de Potasio por Glauber.

En 1783, Cavendish logró la determinación de su composición.

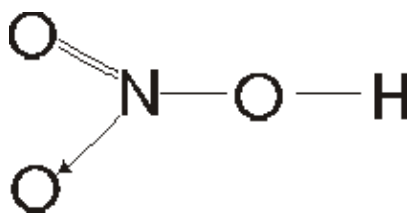
Formula Mínima:



Formula de Lewis:



Formula Desarrollada:



Propiedades: El ácido Nítrico se halla en la atmósfera luego de las tormentas eléctricas. El HNO₃ es un líquido incoloro que se descompone lentamente por la acción de la luz, adoptando una coloración amarilla por el NO₂ que se produce en la reacción. En el aire húmedo despiden humos blancos, su punto de fusión es de -43 °C y su punto de ebullición es de 83 °C pero a esa temperatura se acentúa su descomposición. Es soluble en agua en cualquier proporción y cantidad y su densidad es de 1,5 g/ml.

El Ácido Nítrico es uno de los más fuertes desde el punto de vista iónico. Pero lo que lo caracteriza químicamente es su energía de acción oxidante. La misma se manifiesta sobre casi todos los metales excepto por el Oro y el Platino, ciertas sales, sustancias orgánicas y en general sobre toda sustancia capaz de oxidarse. Así, una astilla de madera con un punto en ignición, al contacto con el Ácido Nítrico, sigue ardiendo con formación de CO₂ y vapores rutilantes.

Este ácido es tóxico, muy corrosivo, mancha la piel de amarillo y destruye las mucosas.

Su acción oxidante se intensifica cuando tiene disuelto Peróxido de Nitrógeno que actúa como catalizador; por eso el ácido más energético es el Ácido Nítrico Rojo Ofumante.

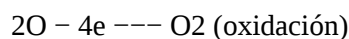
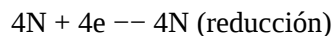
Propiedades químicas:

1) Ácido inestable.

Calentado se descompone:



En esta descomposición se verifica una oxidación-reducción.



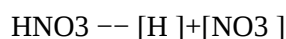
el nitrógeno pasa de pentavalente en el óxido nítrico a tetravalente en el óxido de nitrógeno reduciéndose, y el oxígeno pasa de combinado a libre oxidándose.

Esta descomposición la produce mas lentamente la luz por eso, el ácido nítrico debe guardarse en frascos esmerilados.

Los vapores rutilantes se disuelven en el ácido comunicándole al mismo coloración Rojo Pardo.

2) Es un ácido Monoprótico:

por eso solo forma sales neutras: Nitratos.



El radical nitrato posee una sola valencia, es decir, monovalente. Al formar sales, hay tantos radicales nitratos como valencias posea el metal.

NaNO_3 Nitrato de Sodio

$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ Nitrato de Calcio

$\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ Nitrato de Bario

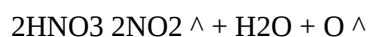
$\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ Nitrato de Aluminio

El ácido nítrico se disocia muy fácilmente, lo que permite que el mismo actúe sobre los elementos de forma eficaz. En otras palabras, es un ácido muy fuerte, vale decir, muy disociado.

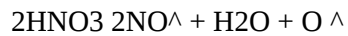
3) Es un fuerte oxidante:

La acción oxidante del ácido nítrico se ejerce sobre los metales y los no metales.

El ácido nítrico concentrado forma los siguientes productos al actuar como oxidante:



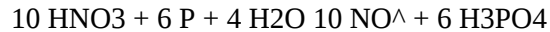
en cambio, el diluido se descompone así:



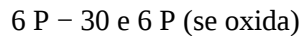
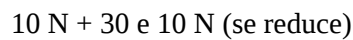
4) Acción del HNO₃ sobre los NO metales:

Con el fósforo, el ácido nítrico actúa de esta forma:

- $10 \text{HNO}_3 \rightarrow 5 \text{N}_2\text{O}_5 + 5 \text{H}_2\text{O}$
- $5 \text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow 10 \text{NO} + 15 \text{O}$
- $15 \text{O} + 6 \text{P} \rightarrow 3 \text{P}_2\text{O}_5$
- $3 \text{P}_2\text{O}_5 + 9 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 6 \text{H}_3\text{PO}_4$



El proceso Redox es el siguiente:



el nitrógeno del ácido pasa a formar parte del óxido nítrico disminuyendo su valencia y reduciéndose.

El fósforo pasa de elemento libre a formar parte de un compuesto donde actúa con valencia +5.

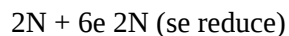
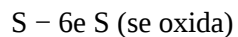
Cede electrones, se oxida.

Con el azufre sucede lo siguiente:

- $2\text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{N}_2\text{O}_5$
- $\text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow 2\text{NO} + 3 \text{O}$
- $3 \text{O} + \text{S} \rightarrow \text{SO}_3$
- $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$



La ecuación Redox es:

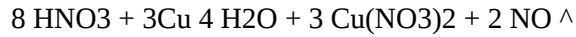
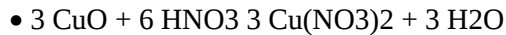


5) Reacción del HNO₃ con los Metales:

Ataca a todos los metales excepto al Platino y al Oro.

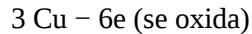
La acción más energética la ejerce el ácido menos concentrado. Con el ácido diluido el cobre reacciona en frío así:

- $2 \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{N}_2\text{O}_5$
- $\text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow 2 \text{NO} + 3 \text{O}$
- $3 \text{O} + 3 \text{Cu} \rightarrow 3 \text{CuO}$



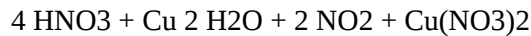
El NO incoloro se une en el aire con el O₂ y da vapores rutilantes de NO₂

La ecuación de oxidación–reducción es:



si el ácido nítrico es concentrado, la reacción es esta:

- $2 \text{ HNO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{N}_2\text{O}_5$
- $\text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow 2 \text{ NO}_2 + \text{O}$
- $\text{O} + \text{Cu} \rightarrow \text{CuO}$
- $\text{CuO} + 2 \text{ HNO}_3 \rightarrow \text{Cu(NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$



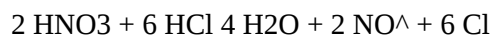
Reacción del HNO₃ sobre la materia orgánica:

Ataca la materia orgánica, es tóxico y muy corrosivo, ataca las mucosas, en contacto con la piel la colorea de amarillo, esta es una reacción debida a las proteínas de la piel y se llama Reacción Xantoprotéica.

Agua Regia:

Una mezcla formada por tres volúmenes de HCl y por una de HNO₃ se la llama Agua Regia por atacar al Oro y al Platino:

- $2\text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{N}_2\text{O}_5$
- $\text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow 2 \text{ NO} + 3 \text{ O}$
- $3 \text{ O} + 6 \text{ HCl} \rightarrow 3 \text{ H}_2\text{O} + 6 \text{ HCl}$



este Cloro atómico reacciona con el Oro y el Platino.

Aplicaciones del HNO₃:

El HNO₃ es uno de los ácidos mas importantes desde el punto de vista de vida industrial, pues se le consume en grandes cantidades en la industria de los abonos, colorantes, explosivos, fabricación del ácido sulfúrico, medicamentos y grabado de metales.

Los métodos de fijación de nitrógeno atmosférico (procedimiento de Birkeland–Eyde) y los estudiados para el amoníaco (Haber), complementados en la síntesis de Osdwald, tienen enorme importancia industrial y en particular para la agricultura pues las reservas naturales de abonos naturales como el salitre son insuficientes para satisfacer las necesidades de los cultivos, por lo que el aprovechamiento del nitrógeno atmosférico resolvió un problema de capital interés al suministrar nitratos minerales en grandes cantidades y a bajo costo.

Los explosivos modernos que han reemplazado a la antigua pólvora negra, son derivados nitratos obtenidos

por la acción del ácido nítrico sobre alguna sustancia orgánica: con el algodón forma Algodón Pólvora o nitrocelulosa y se usa para el colodión y celuloide.

Con el Tolueno da lugar a la formación del TRINITROTOLUENO (T.N.T.) o Trotyl.

Es empleado para preparar Nitrobenceno, base de la anilina.

Con la glicerina constituye la Nitroglicerina, que mezclada con tierra porosa constituye la Dinamita.

Se prepara con el ácido piérico y Nitrato de Plata usado en la fotografía.

Por su acción oxidante, se emplea en muchos procesos y por la acción nitrante en la industria de los colorantes.

Forma con el ácido clorhídrico y con el ácido sulfúrico la terna de ácidos de mayor aplicación industrial.

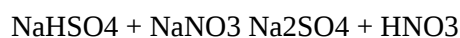
Preparación del HNO_3

a) Método de Laboratorio:

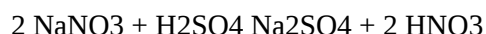
tratando al Nitrato de Sodio con ácido sulfúrico concentrado. Se aplica aca una de las reglas de Bertholet, pues el ácido sulfúrico es mas fijo que el ácido nítrico.



Si se eleva la temperatura:



Sumando ambas reacciones:



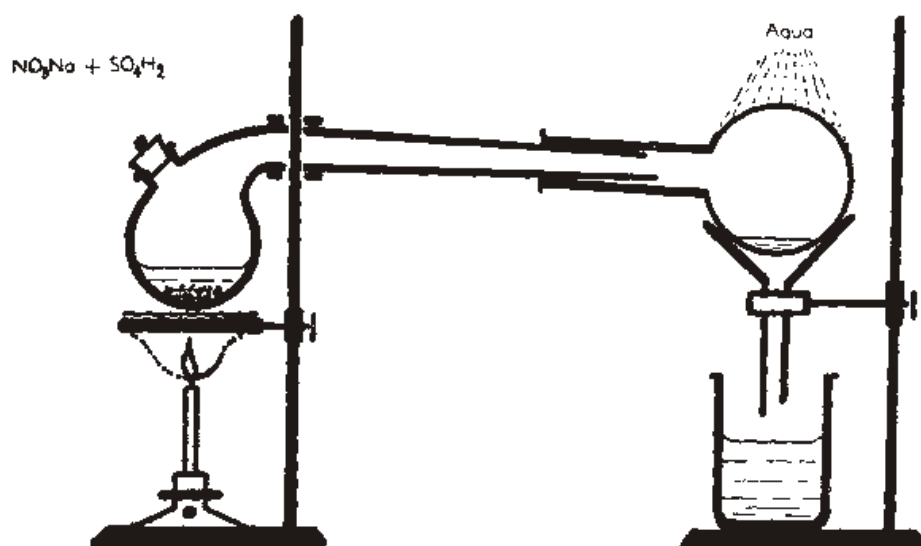
Experiencia: obtención del ácido nítrico en el laboratorio.

Se colocan en una retorta 85 gr de Nitrato de Sodio seco y 98 gramos de ácido sulfúrico de 66°Beaume. Conviene un exceso de Ác. Sulfúrico.

El pico de la retorta debe penetrar profundamente en el cuello del balón. El balón se cubre con un paño y se coloca bajo un chorro de agua fría fuerte que refrigera.

E calienta con cuidado. previamente con una varilla de vidrio se disuelve el ácido para que no quede nada de nitrato seco en contacto con la pared de la retorta, pues esta podría romperse.

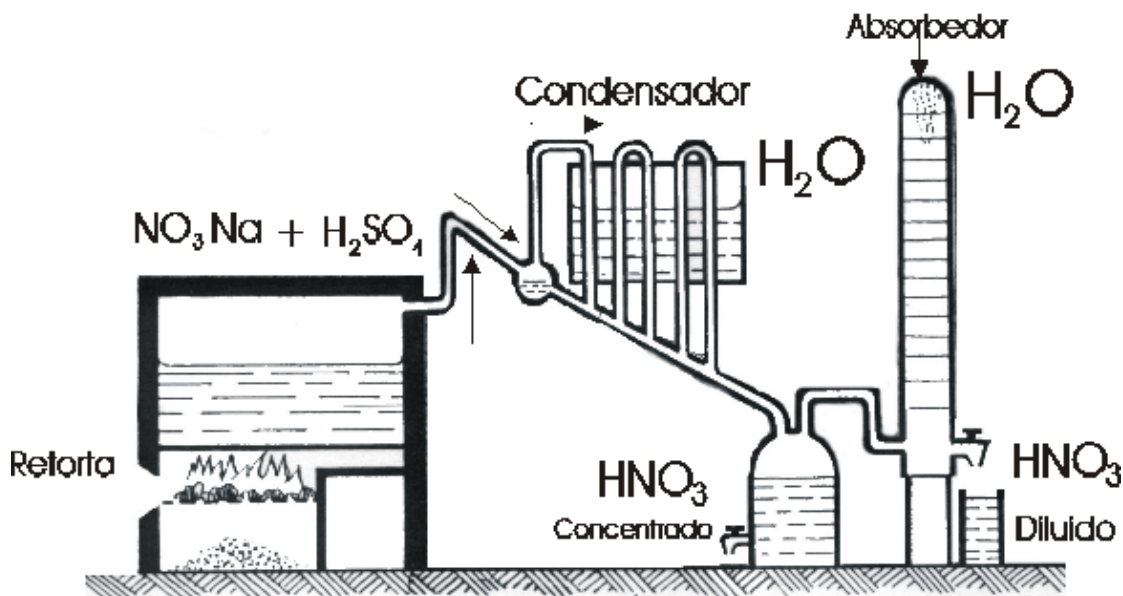
Al comienzo se producen vapores rutilantes debido a que se descompone el anhídrido nítrico producto de la deshidratación que el ácido sulfúrico ocasiona en el nítrico.



esta atmósfera roja desaparece y cuando comienza a aparecer de nuevo por descomposición del HNO_3 formado por acción de la temperatura, se interrumpe la operación.

Esto debe hacerse al aire libre, con mucha ventilación o en compañía de gases, pues los vapores que se desprenden son muy corrosivos y venenosos.

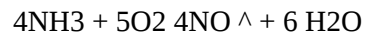
Este mismo método para la obtención del HNO_3 se emplea también en la industria



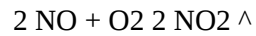
Método Industrial: La Síntesis de Oswald

Se hacen pasar vapores de amoníaco y aire previamente calentados por una malla de platino a 1000°C .

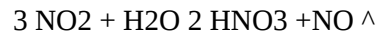
Se produce la Siguiete reacción:



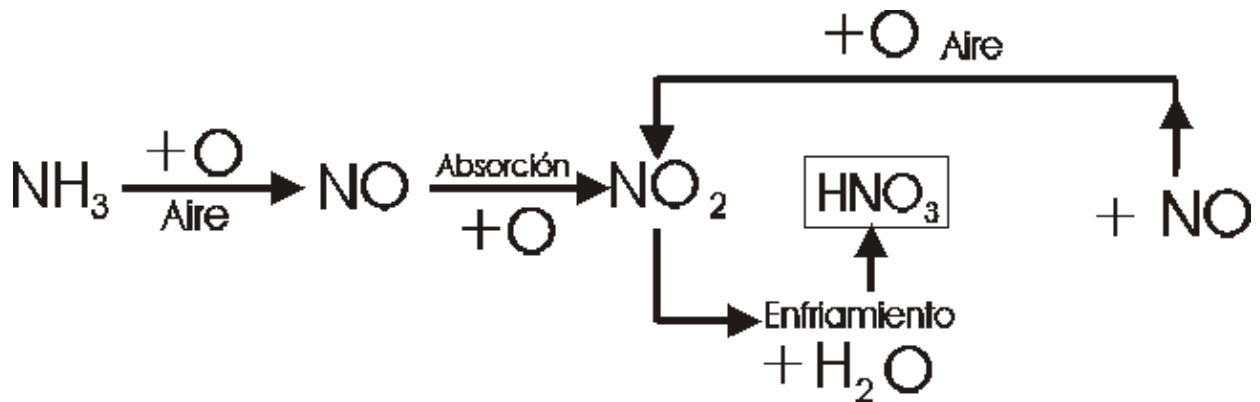
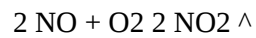
este gas pasa a unas torres metálicas de absorción donde se produce esta otra reacción:



este dióxido de nitrógeno con agua forma:



El óxido nítrico vuelve a dar la reacción:



Bibliografía:

Química General e Inorgánica (segunda parte)

De Hector Fernández Serventi

Diccionario Enciclopédico Ilustrado Sapiens, Tomo 1

1º Pol Cs. Nat Ácido Nítrico Pagina 7 de 8