

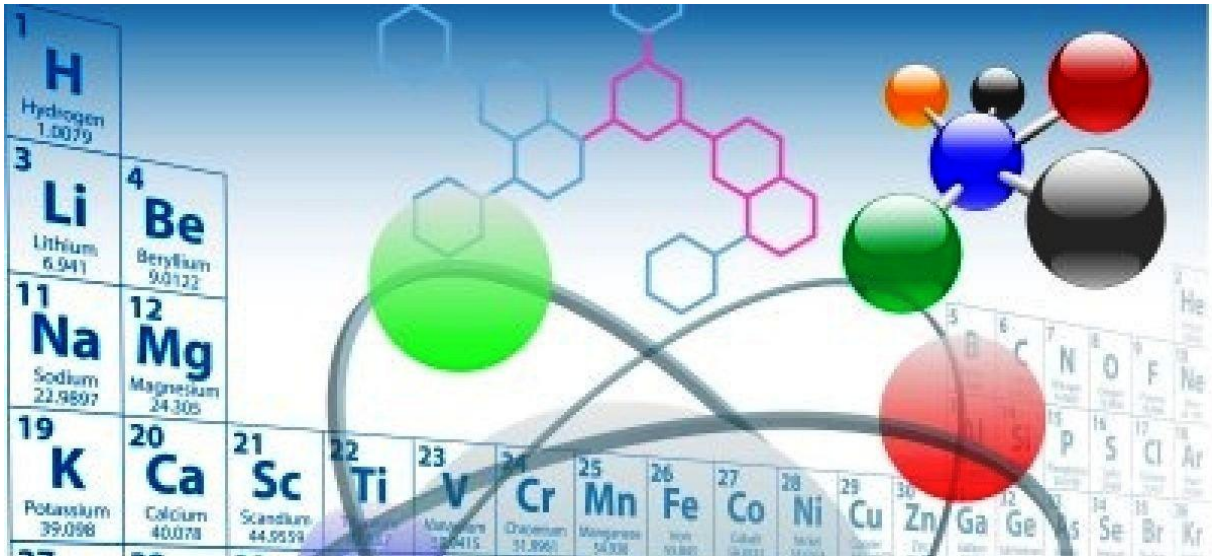
2018

MATERIAL DE APOYO

ÁREA: QUIMICA

PROGRAMA ARTICULATORIO





MÓDULO N° 1: COMPUESTOS QUÍMICOS

MATERIAL DE APOYO
PROGRAMA ARTICULATORIO

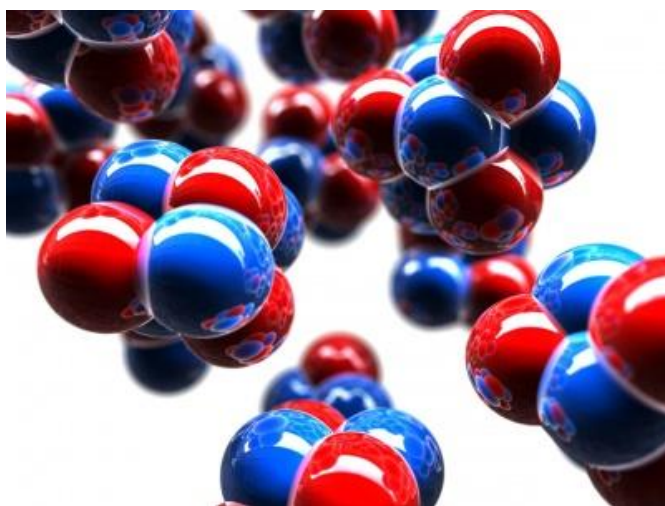


U.N.C.P.B.A.

Guía de contenidos:

Compuestos Inorgánicos: ecuaciones de formación, balanceo y nomenclatura de: óxidos básicos y ácidos, hidruros metálicos y no metálicos, hidrácidos, hidróxidos, oxoácidos y sales. Ionización de hidróxidos y ácidos en agua. Compuestos orgánicos: grupo funcional, nomenclatura y fórmula desarrollada, semidesarrollada y molecular de: Hidrocarburos (alcanos, alquenos y alquinos) Compuestos Oxigenados (alcoholes, éteres, aldehídos, cetonas, ácidos y ésteres).

Introducción:



En la naturaleza existe una gran diversidad de compuestos químicos. Tu mismo puedes observar a tu alrededor diferentes sustancias que identificas a partir de sus distintas propiedades y que seguramente le encuentras un fin a partir de ellas.

En una primera clasificación, los compuestos químicos pueden dividirse en dos grandes grupos de sustancias o compuestos: los compuestos inorgánicos y los orgánicos. A continuación se presentan algunas características principales que te permiten distinguir entre dichos compuestos:

COMPUESTOS INORGÁNICOS	COMPUESTOS ORGÁNICOS
Sus moléculas pueden contener átomos de cualquier elemento de la tabla periódica, incluso carbono bajo la forma de CO, CO ₂ , carbonatos y bicarbonatos.	Sus moléculas contienen fundamentalmente átomos de C, H, O, N y en pequeñas proporciones, S, P, halógenos y otros elementos.
Se conocen aproximadamente unos 500000 compuestos.	El número de compuestos conocidos supera los 10 millones, y son de gran complejidad debido al número de átomos que forman la molécula.
Son, en general, “termo estables” es decir: resisten la acción del calor, y solo se descomponen a temperaturas superiores a los 700°C.	Son “termolábiles”, resisten poco la acción del calor y se descomponen a temperaturas inferiores a los 300°C. Suelen quemarse fácilmente originando CO ₂ y H ₂ O.

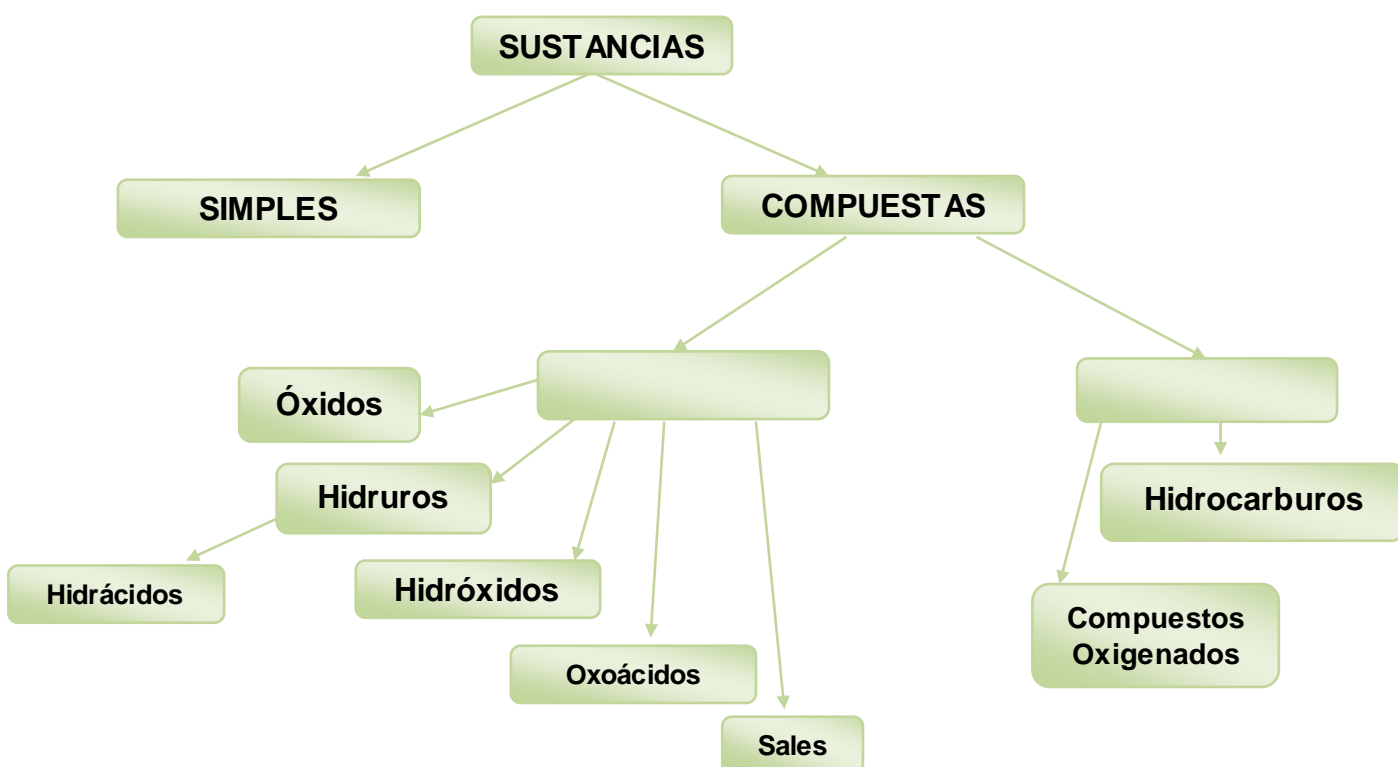
COMPUESTOS INORGÁNICOS	COMPUESTOS ORGÁNICOS
Muchos son solubles en agua y en solventes polares.	La mayoría son insolubles en agua (solo algunos compuestos que tienen hasta 4 o 5 átomos de C). Son solubles en solventes orgánicos como el alcohol, éter, cloroformo, benceno.
Fundidos o en solución son buenos conductores de la corriente eléctrica: son "electrolitos".	No son electrolitos.
Las reacciones que originan son generalmente instantáneas, mediante reacciones sencillas e iónicas.	Reaccionan lentamente y complejamente.

Objetivos:

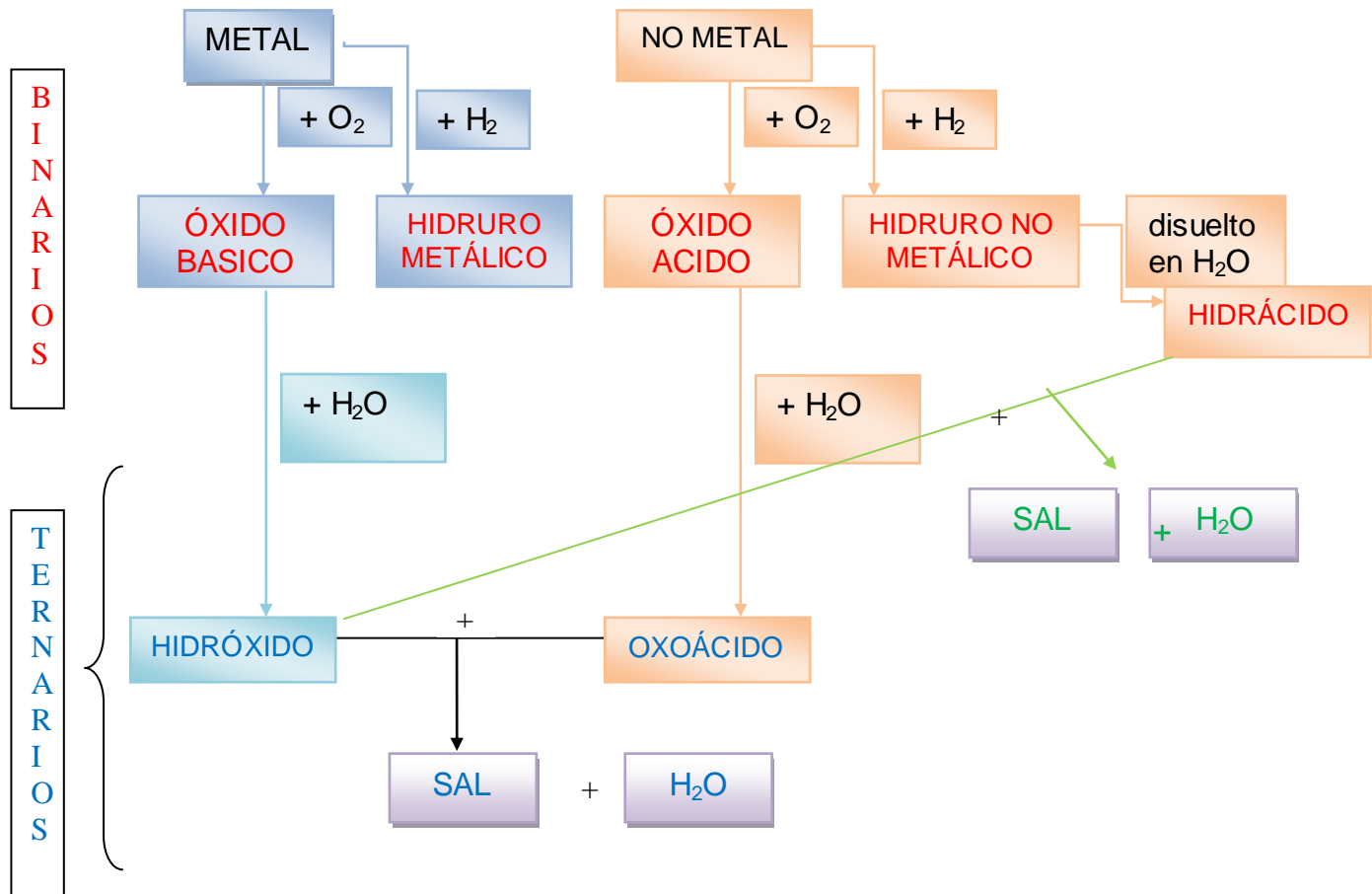
Se espera que al finalizar el trabajo con esta unidad logres:

- *Comprender las diferencias entre las sustancias inorgánicas y las orgánicas.*
- *Plantear y balancear ecuaciones de formación de compuestos inorgánicos.*
- *Escribir las fórmulas de variados compuestos orgánicos.*
- *Nombrar e identificar mediante su fórmula química a compuestos orgánicos e inorgánicos.*

Esquema o gráfico de los conceptos de esta unidad.



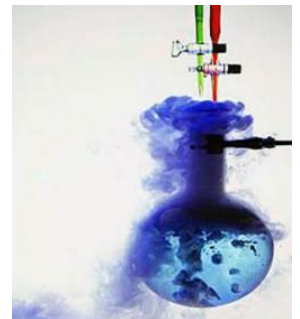
Compuestos inorgánicos



Los compuestos **Binarios** son aquellos que poseen 2 elementos químicos en su composición, en cambio los compuestos **Ternarios** son los que poseen 3 elementos.

Para representar los cambios químicos que ocurren en la naturaleza, se utilizan las ecuaciones químicas, las cuales constan de tres partes fundamentales:

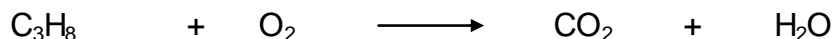
- **Reactivos:** se escriben a la izquierda de la ecuación, puede ser uno solo o varios que se combinan entre sí;
- **Flecha:** indica hacia donde evoluciona la reacción;
- **Productos:** se escriben a la derecha de la flecha, puede ser uno solo o varios los obtenidos en una reacción.



Las ecuaciones químicas deben cumplir con la ley de conservación de la masa (Ley de Lavoisier). Es decir, la masa total de las sustancias reaccionantes debe ser igual que la masa total de los productos de la reacción. Como las sustancias están formadas por átomos, el número de átomos de cada elemento debe ser el mismo en ambos miembros de la ecuación. Para ello, es necesario colocar un coeficiente adecuado delante de cada sustancia, de tal manera de

cumplimentar con la ley de conservación de la masa. Recuerda: los subíndices al lado de cada elemento indican el número de átomos.

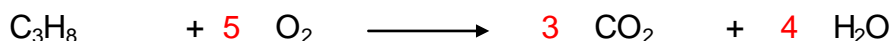
Por ejemplo: el propano reacciona con el oxígeno de la atmósfera dando como producto dióxido de carbono y agua. Las fórmulas moleculares de reactivos y productos son las siguientes:



Si comparamos el número de átomos de cada elemento en ambos miembros de la ecuación, podemos decir que:

ELEMENTO	Nº DE ÁTOMOS EN LOS REACTIVOS	Nº DE ÁTOMOS EN LOS PRODUCTOS
Carbono (C)	3	1
Hidrógeno (H)	8	2
Oxígeno (O)	2	2 + 1 = 3

Por lo tanto, para lograr que quede igual número de átomos de cada elemento debemos agregar los siguientes coeficientes:



Si realizamos nuevamente el recuento de átomos:

ELEMENTO	Nº DE ÁTOMOS EN LOS REACTIVOS	Nº DE ÁTOMOS EN LOS PRODUCTOS
Carbono (C)	3	3 x 1 = 3
Hidrógeno (H)	8	4 x 2 = 8
Oxígeno (O)	5 x 2 = 10	3 x 2 + 4 x 1 = 10

Podemos concluir que la ecuación se encuentra **balanceada** o **equilibrada**.

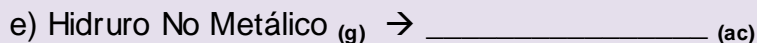
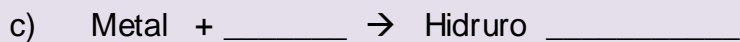
¡Te invitamos a descargar el siguiente simulador para que puedas practicar el balanceo de ecuaciones químicas!

<https://phet.colorado.edu/es/simulation/balancing-chemical-equations>



Te presentamos unos ejercicios para que puedas empezar a ejercitar los contenidos que desarrollamos hasta ahora:

1) Completa las siguientes ecuaciones generales que expresan la formación de compuesto binarios:

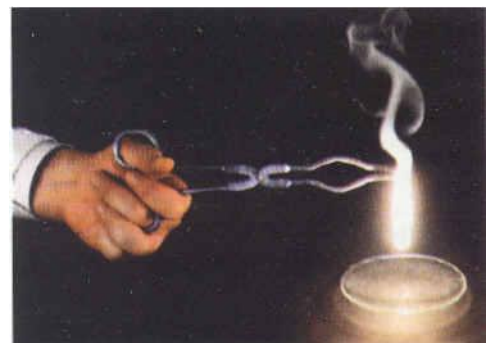


2) Completa las siguientes ecuaciones generales que representan la formación de compuestos ternarios:



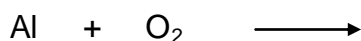
Formación de Óxidos Básicos

Los óxidos básicos se obtienen de la reacción entre un metal y el oxígeno, como el ejemplo de la foto donde el Magnesio reacciona al ser colocado en la llama. Se los denomina básicos ya que por reacción con agua originan bases. Para conocer la fórmula química de este tipo de óxido se debe realizar la unión iónica entre el metal y el oxígeno, de tal manera que ambos elementos logren volverse estables. Una vez planteada la ecuación se debe proceder al balanceo de la misma.



Por ejemplo:

Si reacciona el Aluminio con el Oxígeno, comenzamos colocando los reactivos y la flecha de la reacción:

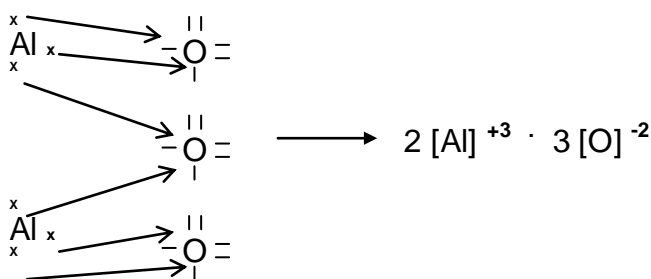


El oxígeno es biatómico, ya que en la naturaleza se encuentran dos átomos unidos entre sí, formando moléculas de oxígeno gaseoso.

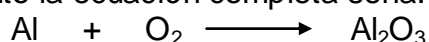
Si realizamos la unión iónica entre el Aluminio (Al) y el Oxígeno (O), sabemos que el Al debe perder 3 electrones para volverse estable, asemejándose de esta manera al Neón, su gas inerte más cercano y quedando con 8 electrones en su último nivel. En cambio el O debe ganar 2 electrones para volverse estable, asemejándose de esta manera al Neón, su gas inerte más cercano y quedando con 8 electrones en su último nivel.

Al \rightarrow posee 13 e⁻ \rightarrow distribución de electrones en niveles \rightarrow 2-8-3 \rightarrow son los que debe perder

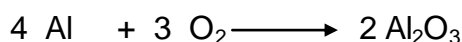
O \rightarrow posee 8 e⁻ \rightarrow distribución de electrones en niveles \rightarrow 2-6 \rightarrow debe ganar 2



Por lo tanto la ecuación completa sería:



Balanceando la ecuación queda:



Nomenclaturas

- La IUPAC (abreviatura del inglés que significa Unión Internacional de Química Pura y Aplicada) recomienda para los óxidos básicos la nomenclatura por **numerales de Stock**. Consiste en denominar el óxido con el nombre del metal correspondiente, seguido por la valencia o estado de oxidación entre paréntesis y en números romanos.
- A pesar de esta recomendación aún se usa la nomenclatura **clásica o tradicional** que establece:
 - Si el metal que constituye el óxido tiene una sola valencia o número de oxidación, se antepone al nombre del metal: óxido de (metal correspondiente);
 - Cuando el metal que forma al óxido tiene varias valencias o estados de oxidación, para identificar a cada uno se añade al nombre del metal (generalmente se utiliza el símbolo):
 - a) El prefijo **oso** para la menor valencia o estado de oxidación;
 - b) El prefijo **ico** para la mayor valencia o estado de oxidación.
- Por último, también se puede utilizar la nomenclatura por **atomicidad**, en la cual se tiene en cuenta el número de átomos de cada elemento que forman la

molécula. Se comienza indicando el número de oxígenos que forman el óxido, luego se coloca la palabra *de* y por último el número de átomos del metal. A continuación puedes observar los prefijos correspondientes para nombrar:

NÚMERO DE OXÍGENOS	<i>de</i>	NÚMERO DE ÁTOMOS DEL METAL
1: Monóxido		1 solo átomo: (nombre del metal)
2: Dióxido		
3: Trióxido		2 átomos del metal: Di..... (nombre del metal)
4: Tetróxido		
5: Pentóxido		
6: Hexóxido		
7: Heptóxido		

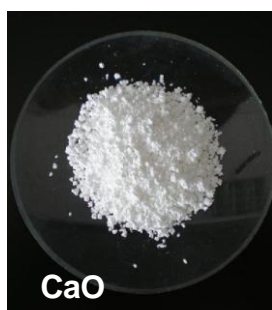
Los nombres para el óxido del ejemplo realizado previamente serían:

N. S. : óxido de Aluminio (III)

N. C. : óxido de Aluminio

N. A. : Trióxido de Di Aluminio

Ejemplos y usos de los óxidos básicos.



El óxido de sodio, Na_2O , se obtiene fácilmente por la gran reactividad del sodio con el oxígeno del aire; el óxido de calcio, CaO , es un sólido pulverizado blanco denominado, también, cal viva; el óxido de zinc, ZnO , se utiliza en polvos antisépticos y astringentes; el óxido férrico u óxido de hierro (III), Fe_2O_3 , se usa como pigmento para el caucho, las pinturas, el papel, el linóleo y la cerámica; el óxido cuproso u óxido de cobre (I), Cu_2O , es el mejor fungicida para ciertos tratamientos de semillas; y el óxido cúprico u óxido de cobre (II), CuO , se utiliza en la industria

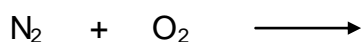
cerámica para colorear vidrios y esmaltes de verde, rojo o azul.

Formación de Óxidos Ácidos.

Los óxidos ácidos se obtienen de la reacción entre un no metal y el oxígeno. Para conocer la fórmula química del óxido ácido se debe realizar la unión covalente entre el no metal y el oxígeno, de tal manera que ambos elementos logren volverse estables. Una vez planteada la ecuación se debe proceder al balanceo de la misma.

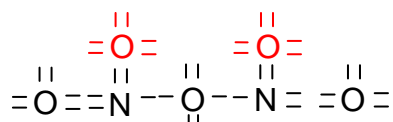
Por ejemplo:

Si reacciona el Nitrógeno utilizando su mayor valencia o estado de oxidación con el Oxígeno, comenzamos colocando los reactivos y la flecha de la reacción:



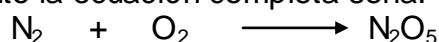
El nitrógeno, al igual que el oxígeno es biatómico, ya que en la naturaleza se encuentran dos átomos unidos entre sí, formando moléculas de nitrógeno gaseoso.

Si realizamos la unión covalente entre el Nitrógeno (N) y el Oxígeno (O), sabemos que el N debe ganar 3 electrones para volverse estable, asemejándose de esta manera al Neón, su gas inerte más cercano y quedando con 8 electrones en su último nivel. El O debe ganar 2 electrones para volverse estable, asemejándose de esta manera al Neón, su gas inerte más cercano y quedando con 8 electrones en su último nivel. Por lo tanto, ambos elementos deben compartir pares de electrones entre sí, de tal manera de alcanzar la estabilidad.

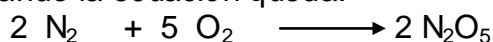


Como el Nitrógeno este utilizando su mayor valencia o estado de oxidación, debe compartir los 5 electrones que posee en su último nivel.

Por lo tanto la ecuación completa sería:



Balanceando la ecuación queda:



Los nombres para el óxido serían:

N. S. : óxido de Nitrógeno (V)

N. C. : óxido nítrico

N. A. : Pentóxido de Di Nitrógeno

Algunas aclaraciones:

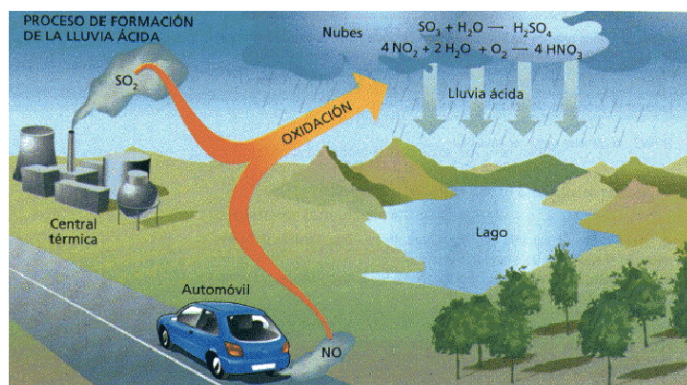
- El Azufre (S) posee 3 valencias o estados de oxidación: 2, 4 y 6. Con el oxígeno usa solo 4 y 6 nombrándose en el caso de la nomenclatura tradicional con el prefijo *oso* al compuesto cuando utiliza 4 y con el prefijo *ico* cuando utiliza 6.
- En la tabla actual el Nitrógeno (N) posee varias valencias o estados de oxidación: 1, 2, 3, 4 y 5; de las cuales 3 y 5 son las que se utilizan en la formación de óxidos ácidos.
- Los elementos Cloro (Cl), Bromo (Br) e Yodo (I) tienen cuatro valencias o estados de oxidación posibles: 1, 3, 5 y 7, por lo que se debe hacer una aclaración en cuanto a la nomenclatura clásica:

Valencia o estado de oxidación	Nomenclatura Clásica
1	Óxido Hipo.....oso
3	Óxidooso

5	Óxidoico
7	Óxido Per.....ico

Ejemplos de los óxidos ácidos.

El óxido carbónico, CO_2 , es un gas componente del aire e importante en el proceso respiratorio; el monóxido de carbono, CO , es un gas altamente tóxico debido a la mayor afinidad con respecto al oxígeno que tiene con la hemoglobina; los óxidos nitrogenados como el N_2O_3 y el N_2O_5 y los óxidos de azufre como el SO_2 y el SO_3 , son gases tóxicos que hacen parte de la denominada lluvia ácida, porque a partir de ellos, al reaccionar con el vapor de agua condensado del aire, es que se forman los ácidos correspondientes nitroso, nítrico, sulfuroso y sulfúrico que ocasionan tanto daño a la respiración de los seres vivos y a la vida de la vegetación.



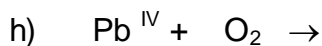
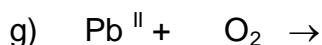
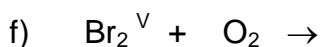
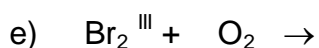
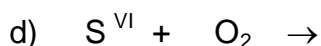
Te presentamos más ejercicios para que sigas ejercitando los contenidos nuevos desarrollados:

3) Escribir las ecuaciones de formación de los siguientes óxidos:

- Óxido de plata.
- Óxido cloroso.
- Óxido mercurioso.
- Óxido perbrómico.
- Óxido hipobromoso.
- Óxido áurico.
- Óxido yódico.
- Óxido mercúrico.

4) Completar y balancear las ecuaciones correspondientes a las reacciones indicadas y nombrar los productos obtenidos:

- $\text{K} + \text{O}_2 \rightarrow$
- $\text{Ba} + \text{O}_2 \rightarrow$



Formación de Hidruros

Los hidruros son compuestos binarios que resultan de la combinación del hidrógeno con otro elemento químico.

Hidruros Metálicos

Resultan de la combinación entre un metal y el hidrógeno. Aquí el hidrógeno actúa como no metal, por lo tanto debe ganar 1 electrón para volverse estable, en cambio el metal pierde electrones para alcanzar la estabilidad, produciéndose una unión iónica entre ellos.

Para nombrarlos se utiliza la nomenclatura clásica, para la cual se coloca: Hidruro de.....(nombre del metal correspondiente).

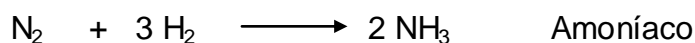
Hidruros No Metálicos

Resultan de la combinación entre un no metal y el hidrógeno. Aquí el hidrógeno debe ganar 1 electrón para volverse estable, pero el no metal también debe ganar electrones para alcanzar la estabilidad, produciéndose por lo tanto una unión covalente entre ellos. Los no metales utilizan su menor valencia o estado de oxidación en la formación de hidruros, por lo que existe un solo hidruro por cada elemento.

Generalmente se encuentran en estado gaseoso a temperatura ambiente, son solubles en agua y para su nomenclatura se agrega el sufijo **uro** a la raíz del nombre del no metal y luego se añade **de hidrógeno**. Algunos tienen nombres especiales como el amoníaco (NH_3), fosfina (PH_3).

Ejemplos:



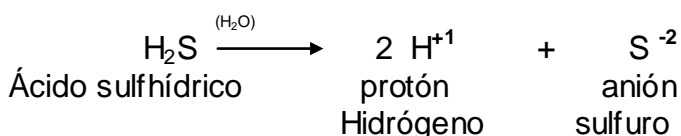
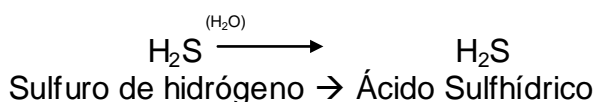
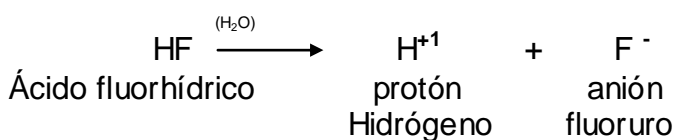
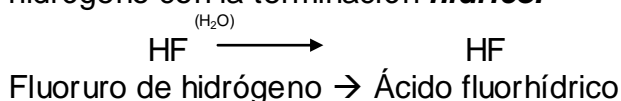


Hidrácidos

Existen cinco hidruros no metálicos correspondientes a elementos de los grupos 16 y 17 de la Tabla Periódica que al disolverse en agua adquieren propiedades ácidas. Ellos son: fluoruro de hidrógeno (HF), cloruro de hidrógeno (HCl), bromuro de hidrógeno (HBr), yoduro de hidrógeno (HI) y sulfuro de hidrógeno (H₂S).

Las soluciones acuosas de estos compuestos gaseosos constituyen el grupo de ácidos denominados hidrácidos. Las propiedades ácidas de estos hidruros se deben al hecho de que, al disolverse en agua, liberan *cationes hidrógeno H⁺¹*.

Los hidrácidos se suelen nombrar con la nomenclatura clásica: primero la palabra **ácido** y luego la raíz del nombre del elemento que acompaña al hidrógeno con la terminación **hídrico**.



Ejemplos y usos de los hidrácidos

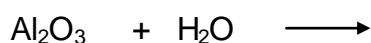
El ácido fluorhídrico, HF, se utiliza para grabar leyendas sobre vidrios; el ácido clorhídrico, HCl, es un componente abundante del jugo gástrico y se usa como agente de limpieza, en grado comercial se conoce como "ácido muriático"; el sulfuro de hidrógeno, H₂S, es un gas de olor a huevo podrido muy característico; el ácido yodhídrico, HI, es también un agente desinfectante.

Formación de Hidróxidos

Son compuestos ternarios que se sintetizan mediante la combinación de un óxido básico y agua. Su fórmula general es M(OH)_m, siendo "M" el símbolo del metal y "m" la valencia o estado de oxidación del metal. Todos los hidróxidos se caracterizan por presentar el grupo o ión oxhidrilo: OH⁻. Este grupo está constituido por un átomo de oxígeno y otro de hidrógeno unidos fuertemente entre sí mediante una unión covalente.

Su nomenclatura consiste en cambiar la palabra óxido, del óxido básico, por hidróxido y se suele usar tanto la nomenclatura clásica como la de numerales de stock.

Por lo tanto, para escribir la ecuación de formación de un hidróxido, se debe colocar el óxido básico, por lo cual primero debemos conocer su fórmula, y luego realizar la combinación con agua:



A continuación debes:

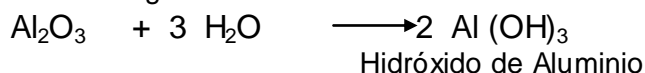
- a) Pasar el metal que se encuentra en el óxido básico SOLO a la derecha de la flecha



- b) Luego se agregan tantos grupos OH^- como valencia o estado de oxidación utiliza el metal



- c) Para balancear la ecuación primero se ajusta el metal, luego el hidrógeno y por último el oxígeno.



IMPORTANTE: entre el metal y los grupos OH^- se generan uniones iónicas, por lo que en los hidróxidos coexisten los dos tipos de uniones.

Ejemplos y usos de los hidróxidos.



El hidróxido de sodio o soda cáustica, NaOH , es muy utilizada en limpiezas de cañerías por su fortaleza alcalina; el hidróxido de calcio o cal apagada, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, es utilizada como un agente blanqueador de paredes; el hidróxido de aluminio, $\text{Al}(\text{OH})_3$ y el hidróxido de magnesio, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, son las bases constituyentes de los antiácidos comerciales; el hidróxido ferroso o hidróxido de hierro (II), $\text{Fe}(\text{OH})_2$, tiene poca importancia comercial, y el hidróxido férrico o hidróxido de hierro (III), $\text{Fe}(\text{OH})_3$, se usa para purificar el agua, como contraveneno del arsénico, como absorbente en tratamientos químicos y como pigmento; el hidróxido cúprico, $\text{Cu}(\text{OH})_2$, se usa como pigmento para teñir el papel.

Disociación iónica de los hidróxidos

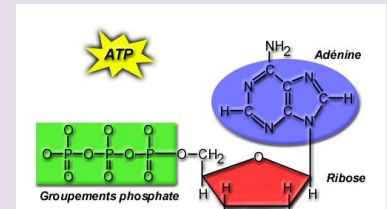
HNO_3 , se pueden formar al combinarse los óxidos nitrogenados, liberados industrialmente a la atmósfera, con el vapor de agua del aire produciendo lluvia ácida, de igual manera que los óxidos de azufre producen los ácidos sulfuroso, H_2SO_3 , y sulfúrico, H_2SO_4 . Los oxoácidos halogenados son agentes oxidantes utilizados como agentes blanqueadores y desinfectantes como el ácido hipocloroso, HClO .

IMPORTANTE:

Los óxidos de fósforo originan tres ácidos fosforosos y fosfóricos debido a sus tres grados de hidratación. Si estos óxidos se combinan con:

- una molécula de agua forman los ácidos metafosforoso, HPO_2 , y metafosfórico, HPO_3 ,
- al combinarse con dos moléculas de agua forman los ácidos pirofosforoso, $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_5$, y pirofosfórico, $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$,
- al combinarse con tres moléculas de agua forman los ácidos ortofosforoso, H_3PO_3 , y ortofosfórico, H_3PO_4 .

Los ácidos pirofosfórico y ortofosfórico son importantes por su presencia en estructuras orgánicas fosforiladas como el adenosín difosfato o ADP, el adenosín trifosfato, ATP, conocida esta última como la moneda energética celular porque es la molécula donde biológicamente se almacena la energía liberada en los procesos productores de energía.

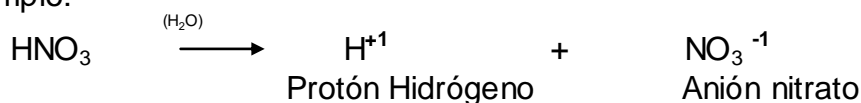


Disociación iónica de los oxoácidos

Los oxoácidos son compuestos covalentes polares que al disolverse en agua se ionizan. Este proceso se denomina disociación iónica.

La explicación de esta propiedad se encuentra en el hecho de que el agua, cuyas moléculas son polares, ejercen atracciones sobre los átomos de los ácidos, llegando a romper las uniones covalentes polares que presentan. La unión que sufre la ruptura es la del Hidrógeno con el Oxígeno, ya que la diferencia de electronegatividades entre dichos elementos es grande.

Por ejemplo:

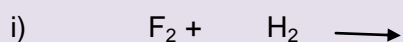
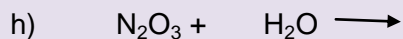
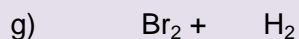
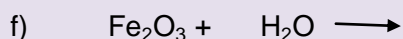
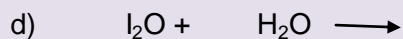
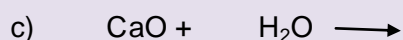




Te presentamos más ejercicios para que sigas ejercitando los contenidos nuevos desarrollados:

5) Con los óxidos que planteaste previamente en la consigna 3), escribir las ecuaciones de formación de los respectivos hidróxidos y oxoácidos y nombrar los productos obtenidos.

6) Completar y balancear las ecuaciones correspondientes a las reacciones indicadas y nombrar los productos obtenidos:

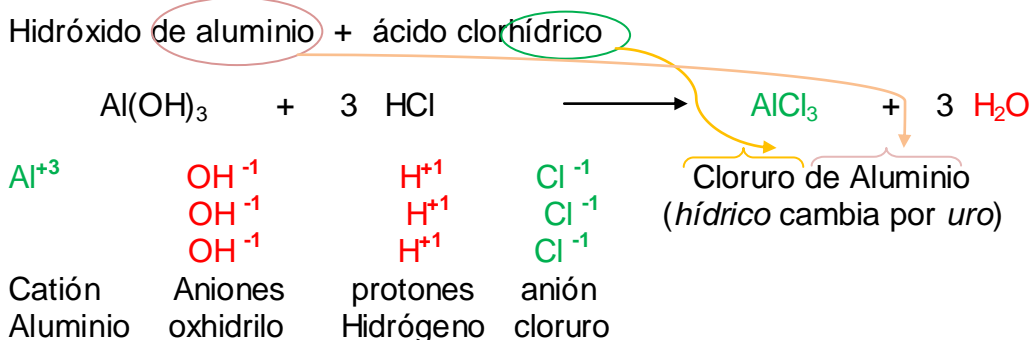


Formación de Sales

Las sales son compuestos que resultan de la combinación de un ácido con una base, donde los protones hidrógeno que liberan los ácidos (H^{+1}) son neutralizados por los oxhidrilos que liberan los hidróxidos (OH^{-1}) formando moléculas de agua y los iones que además se obtienen de dichas ionizaciones se neutralizan formando una sal neutra. Por esta razón se denomina al método de obtención, neutralización ácido-base.

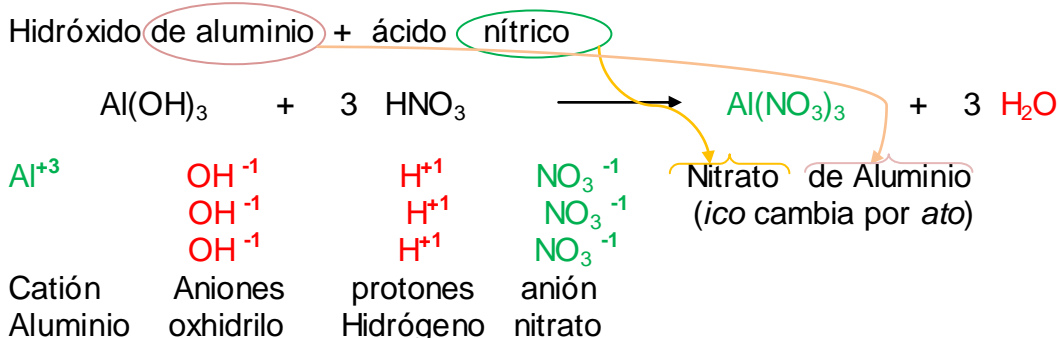
Existen sales binarias (solo contienen un metal y un no metal) resultantes de la neutralización de un hidróxido y con un hidrácido, así como también existen sales ternarias (contienen un metal, un no metal y oxígeno), que se obtienen por la neutralización de un hidróxido con un oxoácido.

Ejemplo de formación de sal binaria:

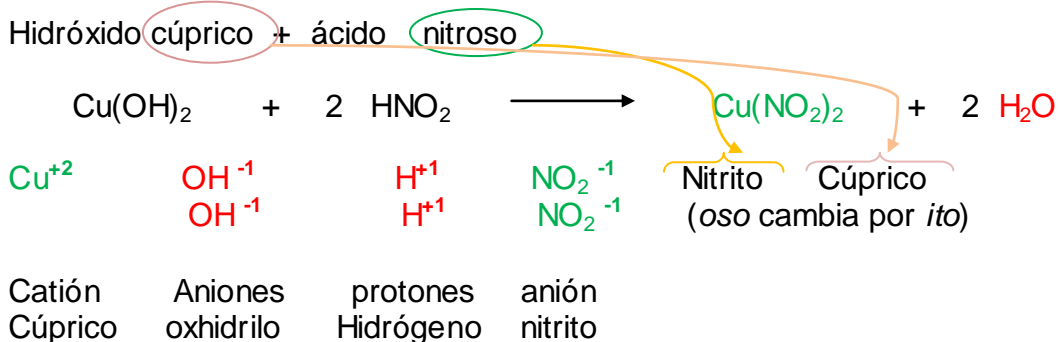


Por cada molécula de hidróxido se necesita de tres moléculas de hidrácido para que se neutralicen completamente formando una sal neutra (Cloruro de Aluminio) y tres moléculas de agua.

Ejemplo de formación de sal ternaria:

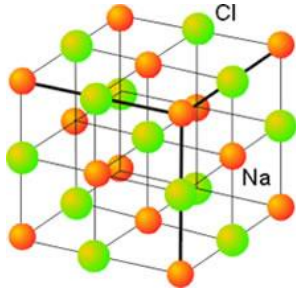


Por cada molécula de hidróxido se necesita de tres moléculas de oxoácido para que se neutralicen completamente formando una sal neutra (Nitrato de Aluminio) y tres moléculas de agua.



Por cada molécula de hidróxido se necesita de dos moléculas de oxoácido para que se neutralicen completamente formando una sal neutra (Nitrito Cúprico) y dos moléculas de agua.

Ejemplos y usos de las sales



El cloruro de sodio o sal de cocina, NaCl , es el soluto del denominado suero fisiológico, utilizado para propósitos de rehidratación además de agente de limpieza nasal; el yoduro de potasio, KI , es un componente importante de las soluciones yodadas utilizadas para uso antiséptico; el cloruro de calcio, CaCl_2 , y

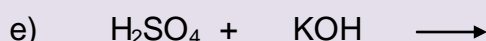
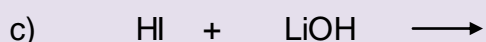
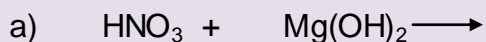
el cloruro de potasio, KCl , son componentes importantes de soluciones electrolíticas usadas con propósitos clínicos para recuperación fisiológica de los iones correspondientes; los cloruros de hierro y cobre se utilizan con propósitos analíticos de reconocimiento de algunos compuestos orgánicos; algunos sulfuros y seleniuros tienen propiedades curativas para algunos tipos de acné.

A partir del ácido carbónico se originan la sal neutra, Na_2CO_3 , carbonato de sodio, y la sal ácida, NaHCO_3 , bicarbonato de sodio, utilizada como antiácido porque también puede reaccionar con el ácido clorhídrico del jugo gástrico; el nitrito de potasio, KNO_2 , y el nitrato de potasio, KNO_3 , se agregan a los alimentos como preservativos de los envasados al vacío como carnes, jugos y conservas; del ácido sulfúrico se derivan sales neutras como el sulfato cúprico, CuSO_4 , recomendado con algunos propósitos dermatológicos y sales ácidas como el bisulfato de sodio, NaHSO_4 ; el sulfato ferroso, FeSO_4 , es una sal neutra utilizada como un antianémico; el hipoclorito de sodio, NaClO , es una sal neutra de olor muy característico ampliamente utilizada como agente de blanqueo y desinfección



Te presentamos nuevos ejercicios para que sigas practicando los contenidos:

7) Completar y balancear las ecuaciones correspondientes a las reacciones indicadas y nombrarlas:



8) Escribir las fórmulas de las siguientes sustancias e indicar que tipo de compuesto es cada uno:

a) Sulfito de sodio.

b) Carbonato de bario

c) Sulfuro plúmbico.

d) Óxido cúprico.

e) Sulfuro de hidrógeno.

f) Fosfato de calcio.

g) Fluoruro de litio.

Compuestos orgánicos

Se conoce como Química Orgánica a la rama de la Química que estudia los compuestos del carbono. Los compuestos orgánicos superan los 10 millones y el número de ellos sintetizados en laboratorios es mucho mayor que los aislados de la naturaleza. El enorme desarrollo de la química orgánica, su estrecha interrelación con otras ciencias y las características especiales de los compuestos del carbono justifica la existencia de esta rama especial de la Química.

Muy pocos de los elementos químicos conocidos forman parte de los compuestos orgánicos, el carbono está siempre



presente en ellos. Prácticamente siempre hay hidrogeno y frecuentemente oxígeno, nitrógeno y halógenos. Algunas veces se encuentra azufre y menos frecuentemente fosforo. Los átomos de estos elementos están unidos por enlaces covalentes.


El elevado número de combinaciones orgánicas se debe a la característica capacidad del carbono de formar cadenas ramificadas o lineales, cíclicas o acíclicas.

Clasificación de los compuestos orgánicos

✓ Hidrocarburos

<i>Nombre de la función</i>	<i>Grupo funcional y fórmula general</i>	<i>Ejemplo</i>
1.1. Alcanos (Parafinas)	$\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—}$ $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$	$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_3$ Butano
1.2. Alquenos (Olefinas)	—CH=CH— C_nH_{2n}	$\text{CH}_2\text{=CH—CH}_3$ Propeno
1.3. Alquinos (Acetilenos)	$\text{—C}\equiv\text{C—}$ $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$	$\text{CH}\equiv\text{C—CH}_3$ Propino

✓ Compuestos Oxigenados y Nitrogenados

2. COMPUESTOS OXIGENADOS	2.1. Alcoholes	$R-CH_2OH$	CH_3-CH_2-OH Etanol
	2.2. Fenoles	$Ar-OH$	 Fenol
	2.3. Éteres	$R-O-R'$	$CH_3-O-CH_2-CH_3$ Metoxietano
	2.4. Aldehídos	$R-C \begin{matrix} \nearrow O \\ \searrow H \end{matrix}$	$CH_3-CH_2-C \begin{matrix} \nearrow O \\ \searrow H \end{matrix}$ Propanal
	2.5. Cetonas	$R-C \begin{matrix} \nearrow O \\ \searrow R' \end{matrix}$	$CH_3-C \begin{matrix} \nearrow O \\ \searrow CH_3 \end{matrix}$ Propanona
	2.6. Ácidos	$R-C \begin{matrix} \nearrow O \\ \searrow OH \end{matrix}$	$CH_3-CH_2-C \begin{matrix} \nearrow O \\ \searrow OH \end{matrix}$ Ácido propanoico
	2.7. Ésteres (y sales)	$R-C \begin{matrix} \nearrow O \\ \searrow O-R' \end{matrix}$	$CH_3-C \begin{matrix} \nearrow O \\ \searrow O-CH_3 \end{matrix}$ Etanoato de metilo
3. COMPUESTOS NITROGENADOS	3.1. Aminas	$R-NH_2$	$CH_3-CH_2-NH_2$ Etilamina
	3.2. Amidas	$R-C \begin{matrix} \nearrow O \\ \searrow NH_2 \end{matrix}$	$CH_3-CH_2-C \begin{matrix} \nearrow O \\ \searrow NH_2 \end{matrix}$ Propanamida
	3.3. Nitrilos	$R-C \equiv N$	$CH_3-CH_2-C \equiv N$ Propanonitrilo
	3.4. Nitrocompuestos	$R-NO_2$	$CH_3-CH_2-NO_2$ Nitroetano