

HIDROGENO.

La formación de hidrógeno elemental se registró por vez primera en el siglo 16 por el alquimista Paracelso (1493–1541), quien observó la formación de un aire (gas) producido por la acción de los ácidos sobre el hierro. Sin embargo fue el químico inglés Henry Cavendish (1731–1810) quien aisló por primera vez el hidrógeno puro y lo distinguió por separado de otros gases. El elemento debe su nombre al químico francés Lavoisier, quien le llamó productor de agua debido al hecho de que se produce agua cuando el gas arde en el aire (del griego hidro , agua gennao, producir).

El hidrógeno es el elemento más abundante en el universo, es el combustible nuclear que se consume en nuestro sol y otras estrellas para producir energía.

Aunque el 70% del universo se compone de hidrógeno, solamente constituye el 0.87% de la masa de la Tierra. Al parecer, grandes cantidades de hidrógeno escaparon de la Tierra durante sus inicios. A diferencia de los grandes planetas, tales como Saturno y Júpiter, la Tierra tiene un campo gravitacional muy débil para mantener las moléculas ligeras de los elementos gaseosos. Todo lo que quedó se encuentra con mayor frecuencia combinado con el oxígeno agua, de cuyo peso el hidrógeno es el 11%, es el compuesto de hidrógeno abundante. Debido a que el agua cubre cerca del 70% de la superficie terrestre hidrógeno se encuentra fácilmente disponible. El hidrógeno también es un importante componente del petróleo, celulosa, almidón, grasas, alcoholes, ácidos y amplia variedad de otras sustancias.

Isótopos del hidrógeno

El isótopo más común del hidrógeno H, posee un núcleo que consta de un único protón. Este isótopo, algunas veces recibe el nombre de protio e incluye el 99.9844% del hidrógeno que se presenta en la naturaleza.

Se conocen otros dos otros dos isótopos: cuyo núcleo contiene un protón y un neutrón y otro cuyo núcleo contiene un protón y dos neutrones. El isótopo recibe el nombre de deuterio. El deuterio constituye el 0.0156% de hidrógeno que se encuentra presente en la naturaleza y no es radiactivo. Cuando se describen las formulas químicas de aquellos compuestos que contienen deuterio, a dicho isótopo se le asigna el símbolo D, como en el caso del D₂O. El D₂O que recibe el nombre de dióxido de deuterio o agua pesada, se puede obtener por electrolisis del agua común. El D₂O que es más pesado, la electrolisis ocurre a una menor velocidad que en el H₂O que es más ligera y por lo mismo se concentra durante este proceso. Usualmente la electrolisis de 2400 L de agua produzcan 83 ml de D₂O al 99%.

El D₂O que actualmente está disponible en toneladas, se emplea como moderador y refrigerante de algunos reactores nucleares. Algunas de las propiedades físicas del agua y del D₂O.

PROPIEDADES DEL HIDRÓGENO

El hidrógeno es el único elemento que no es miembro de familia alguna de la tabla periódica. Debido a su configuración electrónica 1s¹, generalmente se coloca por encima del litio en la tabla periódica. Sin embargo, definitivamente no es un metal alcalino, ya que forma con mucha menor facilidad un ion positivo que cualquier metal alcalino. La energía de ionización del átomo de hidrógeno 1310 kJ/mol, mientras que la del litio es 517 kJ/mol. Es más, el átomo de hidrógeno no tiene electrones por debajo de su capa de valencia. El ion H⁺ es un simple protón aislado, el cual no se sabe que esté presente en ningún compuesto. Su tamaño tan pequeño proporciona una fuerte atracción para los electrones, y puede ya sea atraer electrones de la materia que le rodea (formando átomos de hidrógeno que se combinan para formar H₂), o comparte parejas de electrones formando enlaces covalentes con otros átomos. De cualquier manera, podemos representar al ión hidrógeno acuoso como H⁺, (ac), en donde dicho protón se encuentra unido a una o más moléculas de agua y,

por tanto, a menudo se le presenta como H_3O^+ (ac).

Algunas veces también se coloca al hidrógeno por encima de los halógenos en la tabla periódica, debido a que el átomo de hidrógeno también puede, ganar un electrón para formar el ion hidruro, H^- . Sin embargo, la afinidad del hidrógeno por los electrones no es tan grande como la de cualquier halógeno.

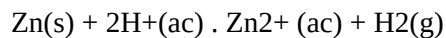
En su forma elemental, el hidrógeno está presente a la temperatura ambiente como un gas incoloro, inodoro e insípido, compuesto de moléculas diatómicas, H_2 . Podemos llamar al H_2 dihidrógeno, pero más a menudo se le da el hidrógeno molecular, o simplemente hidrógeno. Debido a que el H_2 no es polar y solamente tiene dos electrones, las fuerzas de atracción entre sus moléculas son sumamente débiles. En consecuencia, el punto de fusión (2590°C) y el punto de ebullición (2530°C) del H_2 son muy bajos.

La energía de disociación del enlace H-H (436 kJ/mol) es alta para ser un enlace único. Por comparación, la energía de disociación del enlace Cl-Cl es de solamente 242 kJ/mol . Como resultado de esta fuerte unión la mayoría de las reacciones en las que intervienen el H_2 son muy lentas a la temperatura ambiente. Sin embargo, la molécula se puede activar fácilmente por, calentamiento y radiación o por catálisis. El proceso de activación generalmente produce átomos de hidrógeno, los cuales son muy reactivos.

El hidrógeno forma fuertes enlaces covalentes con muchos elementos, incluyendo el oxígeno. La energía de disociación del enlace H-O es de 464 kJ/mol , el fuerte enlace H-O hace del hidrógeno un efectivo agente reductor para muchos óxidos de metal, por ejemplo, cuando el H_2 pasa sobre CuO calentado, se produce cobre

PREPARACIÓN DEL HIDRÓGENO

Cuando se requiere una pequeña cantidad de H_2 en el laboratorio, se obtiene por lo general a partir de la reacción entre un metal activo como el zinc y un ácido diluido como el HCl o el H_2SO_4 :



Debido a que el H_2 posee una solubilidad en el agua extremadamente baja, se

puede obtener por desplazamiento de agua.

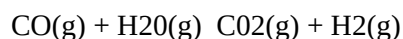
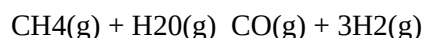
Cuando se llegan a necesitar cantidades comerciales de H_2 , la materia prima

son los hidrocarburos (ya sean del gas natural o del petróleo) o el agua.

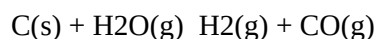
Los hidrocarburos son sustancias como el CH_4 y el C_8H_{18} que constan de carbono e hidrógeno. En la actualidad, la mayor parte del hidrógeno se obtiene en el proceso de la refinación del petróleo, en donde se rompen catalíticamente grandes cadenas de hidrocarburos en moléculas más pequeñas con la consecuente producción de H_2 como producto de desecho.

El hidrógeno también se puede producir haciendo reaccionar el metano, CH_4 , EL

principal componente del gas natural, con vapor a 1000°C :



El carbono, al ser calentado a cerca de 1000°C , también reacciona con el vapor para producir una mezcla de gases de H_2 y CO :



Debido a que tanto el CO como el H₂ arden en el aire para producir, esta mezcla, conocida como gas de agua, se emplea como combustible industrial.

La simple electrólisis del agua consume demasiada energía y en consecuencia resulta un proceso muy costoso para poderse utilizar comercialmente en la producción del H₂. Sin embargo, el hidrógeno se produce como producto de la electrólisis de disoluciones de salmueras (NaCl) durante el proceso fabricación de Cl₂ y NaOH

USOS DEL HIDROGENO

El hidrógeno es una sustancia comercialmente importante; cerca de 2 x 10⁸ Kg (200,000 tons) se producen anualmente tan sólo en Estados Unidos. Más de las dos terceras partes de esta producción anual se consumen para la síntesis de amoníaco por el sistema de Haber. El hidrógeno también se utiliza en la fabricación de metanol CH₃OH.

La hidrogenación de los aceites vegetales en la fabricación de margarinas y salvado vegetal es otra importante aplicación. En este proceso, se agrega el H a enlaces dobles de carbono-carbono del aceite. Un simple ejemplo de lo que es la hidrogenación es el que tiene lugar en la conversión del etileno en etano:

Debido a que los compuestos orgánicos con dobles enlaces tienen la capacidad de agregar átomos de hidrógeno adicionales, se dice que son insaturados. El término poliinsaturado que a menudo aparece en los anuncios de los alimentos, se refiere a las moléculas que tienen numerosos enlaces dobles (poli) entre los átomos de carbono. La siguiente molécula es un hidrocarburo poliinsaturado:

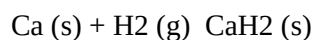
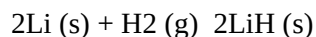


Las moléculas poliinsaturadas que se presentan en los aceites vegetales son mucho más complejas .

COMPUESTOS BINARIOS DE HIDRÓGENO

El hidrógeno reacciona con otros elementos para formar compuestos de tres tipos generales: (1) hidruros iónicos, (2) hidruros metálicos y (3) hidruros moleculares.

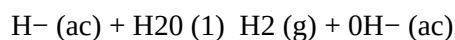
Los hidruros iónicos están formados por los metales alcalinos y por los átomos alcalino-térreos más pesados (Ca, Sr y Ba). Estos metales activos son mucho menos electronegativos que el hidrógeno. En consecuencia, el hidrógeno adquiere electrones de ellos para formar iones hidruro H⁻ como se muestra en las ecuaciones:



Los hidruros iónicos resultantes son sólidos con altos puntos de fusión (el LiH se funde a los 680 °C).

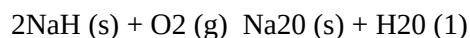
El ion hidruro es muy básico y reacciona fácilmente con compuestos que tienen protones ácidos muy débiles

para formar el H₂. Por ejemplo, el H⁻ reacciona fácilmente con el H₂O:



A si pues, los hidruros iónicos se pueden utilizar como fuentes adecuadas (aunque caras) de H₂. El hidruro de calcio CaH₂, se vende en cantidades comerciales y se emplea para inflar chalecos salvavidas, globos meteorológicos y otras; aplicaciones en donde se desea una producción simple y compacta de H₂. El CaH₂ también se utiliza para eliminar el H₂O de los líquidos orgánicos.

La reacción entre el H⁻ y el H₂O no es solamente una reacción ácido-base, sino que también es una reacción redox.. El ion H⁻ puede verse no solamente como una buena base, sino también como un buen agente reductor. De hecho, los hidruros son capaces de reducir el O₂ hacia H₂O.



Así pues, los hidruros normalmente se almacenan en un medio que debe estar

libre tanto de humedad como de aire.

Los hidruros metálicos se forman cuando el hidrógeno reacciona con los metales de transición. Estos compuestos reciben este nombre debido a que conservan su conductividad metálica así como otras propiedades metálicas. En muchos hidruros metálicos, la relación de átomos de metal con los átomos de hidrógeno no es una relación entre números enteros pequeños, ni es una relación fija. La composición puede fluctuar dentro de varios límites, según las condiciones de la síntesis. Por ejemplo, aunque el TiH₂ se puede llegar a preparar, usualmente su fabricación nos proporciona sustancias con cerca del 10% menos de hidrógeno que dicha cantidad, esto es, TiH_{1.8}. Estos hidruros metálicos no estequiométricos reciben algunas veces el nombre de hidruros intersticiales. Pueden considerarse como disoluciones de átomos de hidrógeno en el metal con los átomos de hidrógeno ocupando los intersticios entre los átomos del metal en la malla de enlaces sólidos. Sin embargo, esta descripción es una sobresimplificación, ya que hay evidencia de interacciones químicas entre el metal y el hidrógeno.

Los hidruros moleculares, formados por no metales y semimetales son ya sea gases o líquidos en condiciones estándar.

En cada familia, la estabilidad térmica (medida por AG_{f0}) disminuye conforme se dirige uno hacia abajo en la misma familia. (Debe recordar mientras más estable es un compuesto en relación con sus elementos en condiciones estándar, más negativa será la AG_{f0}).

OXIGENO

A mediados del siglo XVII se identificó que el aire contenía un componente asociado con la ignición y con la respiración; sin embargo, no fue sino hasta 1774 que el oxígeno fue descubierto por Joseph Priestley. El nombre de oxígeno fue dado posteriormente por Lavoisier.

El oxígeno juega un papel muy importante en la química de la mayoría de los demás elementos y se encuentra en combinación con estos otros elementos en una gran variedad de compuestos. En realidad, el oxígeno es el elemento más abundante tanto en la corteza terrestre como en el cuerpo humano. Constituye el 89% del agua por unidad de masa y el 20.9% por volumen de aire (23% por masa). También constituye el 50% por masa de la arena, barro, piedras calizas y rocas volcánicas que forman la mayor parte de la corteza terrestre.

PROPIEDADES DEL OXÍGENO

El oxígeno tiene dos alótropos, O₂ y O₃. Cuando se habla del oxígeno elemental o molecular, generalmente se sobreentiende que se trata del O₂, que es la forma normal de dicho elemento; el O₃ recibe el nombre de ozono.

El oxígeno molecular, O₂, existe a la temperatura ambiente como un gas inodoro, incoloro e insípido. Funde a -218°C y tiene un punto de ebullición normal de -183°C. Es tan sólo ligeramente soluble en agua, pero su presencia en ella es esencial para la vida marina.

La configuración electrónica del átomo de oxígeno es (He)2s²2p⁴. Así pues oxígeno puede completar su octeto de electrones ya sea tomando cuatro electrones para formar el ion óxido O²⁻, o compartiendo los dos electrones. En sus compuestos covalentes tiende a formar dos enlaces, ya sean enlaces simples como el H₂O o un doble enlace como en el formaldehído, H₂C=O. La molécula O₂ contiene por sí misma un doble enlace.

El enlace en el oxígeno es muy fuerte (la energía de disociación del enlace es de 495 kJ/mol). También forma fuertes enlaces con muchos otros elementos; en consecuencia, muchos compuestos que contienen oxígeno son termodinámicamente estables en comparación con el O₂. Sin embargo, en ausencia de un catalizador, la mayoría de las reacciones del O₂ tienen altas energías de activación y por lo mismo requieren de altas temperaturas para poder tener lugar a una velocidad adecuada. Una vez iniciada una reacción lo suficientemente exotérmica, puede acelerarse rápidamente para producir una reacción de explosiva violencia.

PREPARACIÓN DEL OXÍGENO

El oxígeno se puede obtener ya sea a partir del aire o de algunos compuestos que lo contengan. Casi todo el oxígeno comercial se obtiene por destilación fraccionada de aire licuado. El punto de ebullición normal del O₂ es de -183°C, mientras que el del N₂, el otro principal componente del aire, es de -196°C. Así pues cuando se calienta el aire licuado, el nitrógeno hierve dejando O₂ líquido apenas contaminado con pequeñas cantidades de N₂ y argón.

La preparación usual del O₂ en el laboratorio implica la descomposición química del clorato de potasio, KClO₃, con dióxido de manganeso, MnO₂ el agrega como catalizador.



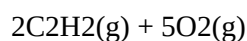
Al igual que el H₂, el O₂ se puede recoger por desplazamiento de agua debido

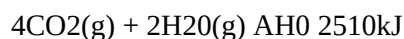
relativamente baja solubilidad.

USOS DEL OXÍGENO

El oxígeno es uno de los elementos químicos de mayor uso industrial. En 1982 quedó solamente detrás del ácido sulfúrico, H₂SO₄, del nitrógeno, N₂, del amoníaco NH₃. Cerca de 1.4 x 10¹⁰ kg (15 millones de toneladas) de O₂ se emplean anualmente en los Estados Unidos. El oxígeno es embarcado y almacenado, ya sea como líquido o en recipiente de acero como gas comprimido; sin embargo cerca del 70% del gasto de O₂ se genera en el sitio en donde se requiere.

El oxígeno es con mucho el agente oxidante más ampliamente utilizado. Más de la mitad del O₂ producido se emplea en la industria del acero, principalmente para eliminar las impurezas de éste. También se emplea para blanquear la pulpa y el papel. (La oxidación de compuestos de intenso color, a menudo produce productos incoloros). Otras aplicaciones incluyen su uso en medicina para aliviar problemas respiratorios. También se emplea junto con el acetileno, C₂H₂, en la soldadura al oxiacetileno. La reacción entre el C₂H₂ y el O₂ es altamente exotérmica, y produce temperaturas que exceden a los 3000°C.



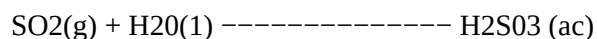


Oxidos

La electronegatividad del oxígeno está únicamente después de la del flúor. Por consecuencia, el oxígeno muestra estados de oxidación negativos en todos los compuestos excepto con los de flúor, OF_2 y O_2F_2 . El estado de oxidación de 2 es con mucho el más frecuente. Como ya hemos visto, los compuestos en este estado de oxidación reciben el nombre de óxidos. Los compuestos que contienen enlaces OO y oxígeno en un estado de oxidación de -1 reciben el nombre de peróxidos. El oxígeno posee un estado de oxidación de $-1/2$ en O_2 ; el cual recibe el nombre de ion superóxido.

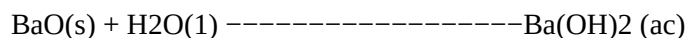
Los no metales forman óxidos covalentes.

La mayoría de estos óxidos son moléculas simples con bajos puntos de fusión y ebullición. Sin embargo, el SiO_2 y el B_2O_3 tienen estructuras poliméricas. La mayoría de los óxidos no metálicos se combinan con el agua para formar oxiácidos, por ejemplo, el dióxido de azufre, SO_2 se disuelve en agua para darnos ácido sulfuroso, H_2SO_3 :



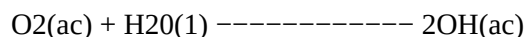
Tales óxidos reciben el nombre de anhídridos ácidos (anhídrido significa sin agua) u óxidos ácidos.

La mayoría de los óxidos metálicos son compuestos iónicos. Aquellos óxidos iónicos que se disuelven en el agua para formar hidróxidos son por consecuencia, llamados anhídridos básicos u óxidos básicos. Por ejemplo, el óxido de bario, BaO , se disuelve en agua para formar hidróxido de bario, $\text{Ba}(\text{OH})_2$:



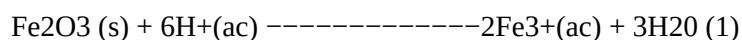
La descarga eléctrica entre los tubos interno y externo; produce la reacción que da lugar a la formación del ozono.

Tales reacciones se pueden atribuir a la alta alcalinidad del ion O_2 y en consecuencia a su hidrólisis virtualmente completa en el agua:



Aun aquellos óxidos iónicos que son insolubles en el agua tienden a disolverse

ácidos. El óxido de hierro (III), por ejemplo, se disuelve en ácidos:



Esta reacción es la que se utiliza para eliminar la herrumbre ($\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$) del hierro o el acero antes de aplicarle una capa protectora de zinc o estaño.

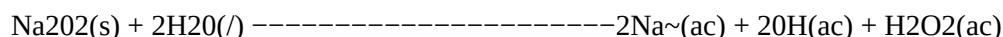
Los óxidos que se encuentran en los límites de las características ácidas y básicas se dice que son anfotéricos. Si un metal forma más de un óxido, el carácter básico del óxido disminuye conforme aumenta el estado de oxidación del metal:

PERÓXIDOS Y SUPRÓXIDOS

Los metales más activos (Cs, Rb y K) reaccionan con el O₂ para dar superóxidos (CsO₂, RbO₂ y KO₂). Sus vecinos activos en la tabla periódica (Na, Ca, Sr y Ba) reaccionan con el O₂ produciendo peróxidos (Na₂O₂, CaO₂, SrO₂ y BaO₂) metales menos activos y los no metales producen óxidos normales.

Debido a esta reacción, el superóxido de potasio, KO₂, se usa como fuente de oxígeno en las máscaras que se emplean en trabajos de rescate. La humedad de la respiración provoca la descomposición del compuesto para formar O₂ y KOH. El KOH formado de esta manera sirve para eliminar el CO₂ del aire exhalado.

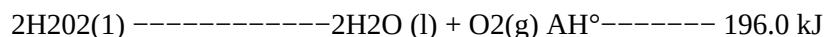
El peróxido de sodio, Na₂O₂, se usa comercialmente como agente oxidante cuando se disuelve en el agua produce peróxido de hidrógeno:



El peróxido de hidrógeno, H₂O₂ es el peróxido más común y comercialmente más importante.

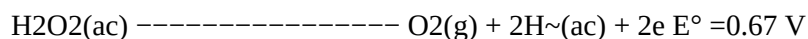
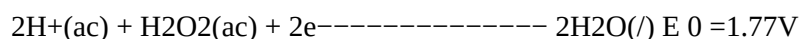
El peróxido (OO) se presenta en otros tipos de iones además del H₂O₂ y el O₂²⁻.

El peróxido de hidrógeno puro es un líquido denso y claro, con una densidad de 1.47 g/cm³ a 00C. Funde a -0.40C y su punto de ebullición normal es de 1510C. Estas propiedades son características de un líquido altamente polar, fuertemente enlazado con el hidrógeno tal como el agua. El peróxido de hidrógeno concentrado es una sustancia peligrosamente reactiva debido a que su descomposición para formar agua y gas oxígeno es sumamente exotérmica:



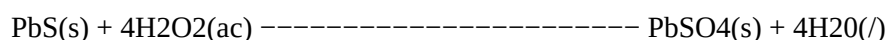
La descomposición puede tener lugar con una violencia explosiva si el peróxido de hidrógeno a altas concentraciones se pone en contacto con sustancias que pueden catalizar la reacción. El peróxido de hidrógeno es etiquetado como reactivo químico en disoluciones acuosas de más del 30% en peso. Una disolución que contiene cerca del 3% en peso de H₂O₂ se usa comúnmente como un antiséptico leve. De alguna manera, disoluciones más concentradas se emplean para blanquear algunas telas como el algodón, la lana o la seda.

El peróxido de hidrógeno es capaz de actuar ya sea como agente oxidante o como reductor. Las ecuaciones 20.37 y 20.38 muestran las medias reacciones para la reacción en disolución ácida.



En disolución básica, los potenciales correspondientes al electrodo estándar, son de 0.87 V para la reducción del H₂O₂ y de 0.08 V para su oxidación.

En muchas pinturas antiguas, los pigmentos blancos a base de carbonato de plomo se han decolorado debido a la formación del sulfuro de plomo negro. El peróxido de hidrógeno se emplea en trabajos de restauración, para convertir el sulfuro negro a sulfato de plomo blanco. Ambas sales son insolubles en agua. La reacción es como se muestra en la ecuación.



El ciclo del oxígeno

El oxígeno constituye cerca de una cuarta parte de los átomos de la materia viva. Debido a que el número de

átomos de oxígeno es fijo, conforme se toma del aire el O₂ por medio de la respiración y Otros procesos, necesita ser repuesto. Las principales fuentes inanimadas del oxígeno además del O₂ son el CO₂ y el H₂O.

Cuando el O₂ es convertido en CO₂, se produce energía, la cual debe proporcionarse para reformar el O₂ a partir del CO₂. La energía es proporcionada por el sol. Así pues, la vida sobre la tierra depende del reciclaje químico que es posible gracias a la energía solar.

EL NITRÓGENO.

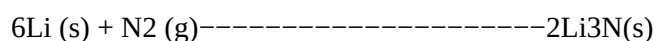
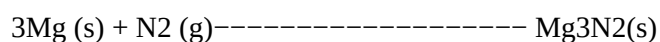
El nitrógeno lo descubrió en 1772 el botánico escocés Daniel Rutenford encontró que cuando se encerraba a un ratón en un frasco sellado, el animal rápidamente consumía el componente capaz de mantenerlo vivo, muriendo al fin. Cuando el aire fijado (CO₂) en el recipiente era eliminado, permanecía en él aire nocivo siendo a su vez, incapaz de mantener la combustión ni la vida. Este gas es el que actualmente se conoce como nitrógeno.

El nitrógeno constituye el 78% en volumen de la atmósfera terrestre, en donde se presenta como moléculas de N₂ aunque el nitrógeno es un elemento para la vida, los compuestos de nitrógeno no son particularmente abundantes en la corteza terrestre. Los depósitos naturales más importantes de compuestos del nitrógeno, son los de KNO₃ (salitre) en la India y de NaNO₃ (salitre chileno) en Chile y otras regiones desérticas de Sudamérica.

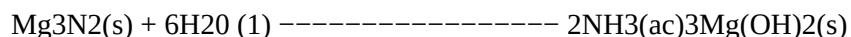
PROPIEDADES DEL NITRÓGENO

El nitrógeno es un gas también incoloro, inodoro e insípido, compuesto de moléculas de N₂ su punto de fusión es -210°C y su punto normal de ebullición es -196°C.

La molécula de N₂ es muy poco reactiva, debido a la fuerza del triple enlace entre los átomos de nitrógeno. (La energía de disociación del enlace N=N es de 951 kJ/mol, cerca del doble de la que se presenta en el O₂). Cuando las sustancias arden en el aire, reaccionan normalmente con el O₂, pero no con el N₂. Sin embargo, cuando se quema magnesio en el aire, ocurre una reacción con el N₂ formándose nitruro de magnesio Mg₃N₂. Una reacción semejante se presenta con el litio:



El ion nitruro es una fuerte base de Bronsted y reacciona con el agua para formar amoníaco, NH₃:



La configuración electrónica del átomo de nitrógeno es [He]2s²2p³. El elemento muestra todos los estados de oxidación formal desde el +5 hasta el -3. Debido a que el nitrógeno es el tercer elemento más electronegativo, sólo después del flúor y el oxígeno, muestra estados positivos de oxidación solamente en combinación con estos dos elementos.

PREPARACIÓN Y USOS

El nitrógeno se obtiene en cantidades comerciales mediante la destilación fraccionada del aire líquido. Cerca del 1.6 x 10¹⁰ kg (18 millones de toneladas) de N₂ se producen anualmente tan sólo en los Estados Unidos.

Debido a que tiene una baja reactividad, se emplean grandes cantidades de N₂ como una cubierta inerte gaseosa para excluir el O₂ durante el procesamiento y empaque de alimentos, la producción de sustancias

químicas, la fabricación de metales y la producción de aparatos electrónicos. El N₂ líquido se emplea como refrigerante para congelar rápidamente los alimentos.

La aplicación de mayor importancia del nitrógeno está en la fabricación de sustancias químicas que lo contienen. La formación de compuestos del nitrógeno a partir del N₂ se conoce como fijación del nitrógeno. La demanda por el nitrógeno fijado es alta debido a que el elemento se necesita para mantener la fertilidad de la tierra. Aunque estamos sumergidos en un océano de aire que contiene abundante N₂, nuestra producción de alimento está limitada más por la disponibilidad del nitrógeno fijado que por cualquier otro nutriente para la planta. Así pues, el N₂ se usa fundamentalmente para la fabricación de fertilizantes que lo contienen. También se le emplea en la fabricación de explosivos, plásticos y muchas sustancias químicas importantes.

La cadena de conversión del N₂ en una gran variedad de diferentes tipos de compuestos simples que contienen nitrógeno.

COMPUESTOS HIDROGENADOS DEL NITRÓGENO

El amoníaco es uno de los compuestos nitrogenados más importantes. Es un gas tóxico, incoloro, que tiene un característico e irritante olor; la molécula de NH₃ es básica ($K_b = 1.8 \times 10^{-5}$).

En el laboratorio, el NH₃ se prepara por la acción del NaOH sobre una sal de amonio, el ion NH₄⁺, que es el ácido conjugado del NH₃, cede un protón al OH⁻. El NH₃ resultante es volátil, y se obtiene de la disolución mediante un ligero calentamiento:



La producción comercial de NH₃ se obtiene mediante el proceso de haber en el cual el N₂ y el H₂ se combinan catalíticamente a temperaturas y presión muy altas:



Cerca del 75% del amoníaco producido en los Estados Unidos se emplea fertilizante.

La hidrazina, N₂H₄, tiene las mismas relaciones con el amoníaco que la tiene el peróxido de hidrógeno con el agua. La molécula de hidrazina contiene un solo enlace NN, la hidrazina es muy venenosa y se puede preparar mediante la reacción del amoníaco con el ion hipoclorito OCl⁻ en disolución acuosa:



La posible formación de N₂H₄ a partir del amoníaco casero y del blanqueador de cloro el cual contiene OCl⁻ es una de las razones por las cuales continuamente se llama la atención acerca de no mezclar los agentes limpiadores caseros.

La hidrazina pura es un líquido aceitoso incoloro, con un punto de fusión 1.50°C y un punto de ebullición del 130°C. La sustancia pura explota con el calor y es un agente reductor sumamente reactivo. El N₂H₄ se emplea normalmente en disoluciones acuosas en aquellos sitios en donde se puede manejar con seguridad.

La sustancia es una base débil y se pueden formar sales de N₂H₅.

La hidrazina y los compuestos que se derivan de ella, tales como la monometilhidrazina, se emplean como combustible para cohetes. La monometilhidrazina es uno de los combustibles que se emplearon para el lanzamiento del taxi espacial Columbia.

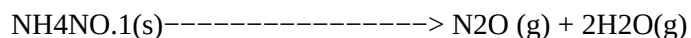
Se puede pensar que la hidroxilamina NH_2OH es un derivado del NH_3 en el que se ha sustituido un hidrógeno con un grupo OH . Al igual que la N_2H_4 es altamente reactiva y más bien inestable cuando se encuentra en estado puro. Normalmente actúa como agente reductor con formación de N_2 . Pero, se puede oxidar por algunos oxidantes fuertes formando N_2O o hasta NO_3^- .

La azida de hidrógeno, HN_3 , es el compuesto original de una cantidad de azida covalente iónica. Se puede preparar mediante la reacción de azida de sodio, NaN_3 , con ácido sulfúrico. La azida de hidrógeno es un líquido sumamente peligroso que tiene un punto de ebullición de 360°C y que se descompone exclusivamente en sus elementos libres. En agua es un ácido débil ($K_a = 1.9 \times 10^{-5}$) y a sus disoluciones acuosas se les da el nombre de ácidos hidroazoicos. Sus sales reciben el nombre de azidas, y son inestables. Cuando las sales de azida de metales pesados se calientan o se golpean, se pueden descomponer explosivamente para formar N_2 y el metal libre. La azida de plomo, $\text{Pb}(\text{N}_3)_2$, se usa como detonador en las municiones.

ÓXIDOS Y OXIÁCIDOS DE NITRÓGENO 1

El nitrógeno forma tres óxidos comunes: N_2O (óxido nitroso), NO (óxido y NO) y NO_2 (dióxido de nitrógeno). También forma dos óxidos inestables N_2O_3 (trióxido de dinitrógeno) y N_2O_5 (pentóxido de dinitrógeno).

El óxido nitroso, N_2O , también conocido como gas hilarante debido a que una persona se siente algo risueña después de inhalarlo aunque sea en muy poca cantidad. Este gas incoloro fue la primera sustancia que se empleó como anestésico general. También se usa como el gas comprimido propelente de diversos aerosoles y espumas tal como la crema batida. Se puede preparar en el laboratorio mediante un cuidadoso calentamiento del nitrato de amonio hasta 200°C .



El óxido nítrico, NO , también es un gas incoloro, pero a diferencia del N_2O es

ligeramente tóxico. Se puede preparar en el laboratorio mediante la reducción de ácido nítrico diluido usando cobre o hierro como agente reductor:

También se produce por la combinación directa de N_2 y O_2 a elevadas temperaturas. Esta reacción es una fuente significativa de óxido de nitrógeno, contaminante del aire, que se forma en las reacciones de combustión en presencia de aire.

Sin embargo, la combinación directa de N_2 se usa actualmente para la producción comercial de NO , debido a que el rendimiento es bajo; la constante de equilibrio, K_c a 2400 K es de solamente 0.05.

La vía comercial para la obtención del NO (y por ende, para otros compuestos del nitrógeno que contienen oxígeno mediante la oxidación catalítica del NH_3

En ausencia del catalizador de platino, el NH_3 se convierte en N_2 en lugar de hacerlo en NO .



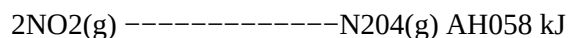
La conversión catalítica de NH_3 a NO es el primero de tres pasos en un proceso conocido con el nombre de proceso de Ostwald, mediante el cual el NH_3 se convierte comercialmente en ácido nítrico, HNO_3 . El óxido nítrico reacciona fácilmente con el O_2 formando NO_2 cuando queda expuesto al aire:



Ya disuelto en el agua, el NO₂ forma el ácido nítrico:
 $3\text{NO}(g) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow 2\text{H}^+(\text{ac}) + 2\text{NO}_3^-(\text{ac}) + \text{NO}(g)$

En esta reacción el nitrógeno queda tanto oxidado como reducido. Se dice que el NO₂ ha sufrido una desproporción. El producto de la reducción, NO, puede convertirse nuevamente en NO₂ al quedar expuesto al aire y después disolverse en agua para preparar más HNO₃.

El dióxido de nitrógeno es un gas café-amarillento. Es venenoso y de olor asfixiante. A bajas temperaturas, pueden combinarse dos moléculas de NO₂ para formar el N₂O₄ incoloro:



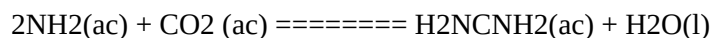
Los dos oxiácidos más comunes del nitrógeno son el ácido nítrico, HNO₃ y el ácido nitroso, HNO₂. El ácido nítrico es un líquido incoloro y corrosivo que puede ser un ácido fuerte o un buen agente oxidante. Se emplea en la producción de plásticos, sustancias farmacéuticas, y en fertilizantes nitrogenados explosivos. Gracias al desarrollo de los procesos de Haber y Ostwald en Alemania, este país pudo antes de la primera Guerra Mundial, fabricar municiones, aun cuando los bloqueos navales evitaban el acceso a las fuentes tradicionales de nitratos. Entre los explosivos que se fabrican a partir del ácido nítrico, tenemos la nitroglicerina, el trinitrotolueno (TNT) y la nitrocelulosa.

A partir del líquido se forma una considerable cantidad de productos gaseosos cuya súbita formación, aunada a su expansión que es el resultado del calor generado por la reacción es lo que produce la explosión.

EL CICLO DEL NITRÓGENO EN LA NATURALEZA

Existen dos vías principales para la fijación del nitrógeno en la naturaleza: los relámpagos que ocasionan la formación del NO a partir de N₂ y O₂ en el aire. además, los nódulos de las raíces de ciertas leguminosas como el chícharo, frijol, cacahuate y alfalfa contienen bacterias fijadoras de nitrógeno. Es bien sabido, que tanto el hierro como el molibdeno participan en los sistemas enzimáticos responsables de la fijación del nitrógeno en estos nódulos de la raíz. Es de interés comprender este proceso y desarrollar catalizadores que al igual que las enzimas fijen el nitrógeno a presión y temperatura ambiente (y por ende, potencialmente un nivel de ahorro de energía sobre el proceso de Haber).

El nitrógeno se encuentra en numerosos compuestos imprescindibles para la vida, incluyendo proteínas, enzimas, ácidos nucleicos, vitaminas y hormonas. Las plantas usan compuestos muy simples como materiales iniciales, a partir de los cuales se forman tales compuestos más complejos y biológicamente necesarios. Las plantas pueden utilizar diversas formas del nitrógeno, especialmente el NH₃, NH₄⁺ y el NO₃⁻. El amoníaco líquido, el nitrato de amonio, NH₄NO₃, y la urea, (NH₂)₂CO, están entre los fertilizantes más comúnmente empleados. La urea se produce por la reacción del amoníaco con el dióxido de carbono:



El NH₃ se libera muy lentamente conforme la urea va reaccionando con el agua de la tierra.

Los animales son incapaces de sintetizar los complejos compuestos nitrogenados que requieren para vivir, a partir de las simples sustancias que utilizan las plantas. En cambio, requieren de precursores mucho más complicados que están presentes en los alimentos. Aquellos compuestos de nitrógeno que el animal no necesita, se excretan como desechos nitrogenados. Algunos microorganismos pueden convertir estos desechos de regreso en NO₂. El nitrógeno es reciclado de esta manera. Como en el caso del ciclo del oxígeno, se requiere la energía solar.

Los cultivos a gran escala de leguminosas fijadoras de nitrógeno y en fijación industrial, han aumentado la cantidad de nitrógeno fijado en la biosfera. Un efecto de esta intromisión en el ciclo del nitrógeno ha sido la creciente contaminación del agua. Mucho del nitrógeno fijado termina como nitratos en la tierra, compuestos que son altamente solubles en agua. Así, se lavan fácilmente de la tierra en aquellos sitios que se riegan en exceso, quedando únicamente una porción de los fertilizantes que se administran a las plantas. Una vez presentes en un lago, los nitratos estimulan el crecimiento de las plantas, reforzando por ejemplo, el rápido crecimiento de las algas. Cuando estas plantas mueren, su desintegración consume el O_2 del agua, matando por tanto peces y demás organismos dependientes del oxígeno. El medio ambiente anaeróbico que resulta va a dar lugar a los desagradables olores que se asocian con los depósitos lacustres altamente contaminados.

CARBONO

El carbono no es un elemento abundante, ya que solamente constituye el 0.027% de la corteza terrestre. Aunque se puede presentar en su forma elemental, como en el grafito y en el diamante, la mayor parte de él se encuentra en forma combinada. Más de la mitad se presenta como carbonatos, tal como el $CaCO_3$. El carbono puede también encontrarse en el carbón, petróleo y gas natural. La importancia de este elemento tiene su origen en gran parte debido a su constante presencia en los organismos vivos.

La vida, tal como la conocemos, se basa en los compuestos del carbono. Hace cerca de 150 años, el mundo científico creía que estos compuestos que mantenían la vida solamente podían fabricarse dentro de los sistemas vivos, por esta razón recibieron el nombre de compuestos orgánicos, aunque en la actualidad ya se sabe que estos compuestos orgánicos pueden ser también sintetizados en el laboratorio, a partir de simples sustancias inorgánicas (no orgánicas). A pesar de que aún persiste el nombre de química orgánica, actualmente sólo se emplea para describir la porción de la química que estudia los hidrocarburos y los compuestos que de ellos se deriven mediante la sustitución de algunos átomos de hidrógeno por otros átomos.

FORMAS ELEMENTALES DE CARBONO

el carbono se presenta en dos formas alotrópicas, el grafito y el diamante.

El carbón, el mineral y el coke son formas cristalinas o amorfas del grafito.

El grafito se encuentra en minas en diferentes partes del mundo, pero también se puede producir sintéticamente a partir del carbono amorfo.

La palabra grafito se origina del griego que quiere decir escribir. Las llamadas puntilla lápices contienen grafito junto con una pasta generalmente de barro, para hacerlo más duro. El grafito es un sólido suave, blando, resbaloso, que tiene un brillo metálico, conductor de la electricidad. No debe sorprender, entonces, que el grafito se use comercialmente como lubricante y también en la fabricación de electrodos.

Su relativa suavidad y su conductividad eléctrica pueden relacionarse con su estructura. El grafito cristalino se forma con átomos paralelos de carbono que forman láminas en disposición hexagonal de los átomos de carbono .

Cada átomo muestra hibridización sp^2 y participa en la deslocalización de los enlaces con otros átomos en la lámina. Este sistema deslocalizado es el responsable de la conductividad eléctrica del grafito; la interacción de los electrones con la luz es la responsable del color negro. La suavidad y la lubricación se originan en los enlaces débiles, debido a las fuerzas de dispersión de London encuentran entre las láminas.

Las propiedades del grafito son anisotrópicas (esto es, son diferentes según las diversas direcciones en las que se considere el sólido). A lo largo de los planos del carbono, el grafito posee una gran fuerza debido al número y la fuerza de los enlaces carbono-carbono en esta dirección.

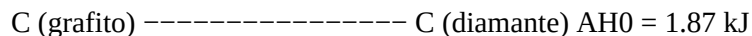
Por el contrario, ya se ha mencionado que los enlaces entre planos son relativamente débiles, haciendo que el grafito sea débil en dicha dirección.

Pueden prepararse fibras de grafito en donde los planos de carbono se encuentren alineadas en diferentes grados de paralelismo a los ejes de la fibra. Estas fibras también son muy ligeras (densidad de carga de 2g/cm³) y químicamente también muy poco reactivas. Las fibras orientadas se logran mediante una lenta pirólisis inicial en las fibras orgánicas hasta cerca de 150 a 3000C.

Entonces, se calientan estas fibras hasta cerca de los 2500° C para grafitizarlas (esto es, convertir el carbón amorfo en grafito). El extender fibras durante la pirólisis, ayuda a orientar los planos paralelos del grafito al eje de la fibra. Se forman fibras adicionales de carbono amorfo mediante la pirólisis de fibras orgánicas de 1200 a 14000C. Estas sustancias amorfas, que con frecuencia reciben el nombre de fibras de carbón, son el más comúnmente se utiliza en las sustancias comerciales.

Los materiales compuestos que se valen de la fuerza, estabilidad y baja densidad de las fibras de carbono se utilizan ampliamente. Los materiales compuestos, como su nombre lo indica, son las combinaciones de dos o más materiales, los cuales se encuentran presentes como fases separadas que se combinan para formar estructuras que se valen de algunas de las propiedades deseables de cada componente. En los compuestos del carbono, las fibras de grafito, a menudo están entrelazadas en una estructura que queda incluida en una matriz que las enlaza en una sólida estructura. Las fibras transmiten sus cargas— uniformemente a través de la matriz. El compuesto acabado es, por tanto, más fuerte que cualquiera de sus componentes. Los sistemas epoxi son matrices muy útiles debido a su excelente adherencia, pero son muy costosas quedando limitada su actividad por las temperaturas de trabajo abajo de los 1500C. Son necesarias más resinas termorresistentes para numerosas aplicaciones aeroespaciales en donde el carbono tiene las principales aplicaciones.

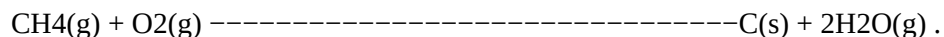
Los diamantes se encuentran en diversas partes del mundo, aunque la mayoría proviene de Sudáfrica. La conversión del grafito hacia diamante es endotérmica:



Más aún, el diamante es el alótropo más denso ($d = 2.25 \text{ g/cm}^3$ para el grafito, d

$= 3.51 \text{ g/cm}^3$ para el diamante). Así pues, su formación a partir del grafito se ve favorecido por altas temperaturas y presiones. Estas condiciones se aprovechan en la síntesis de diamantes de grado industrial que se emplean para el corte, grabado y pulido de herramientas. El diamante es la sustancia más dura que se conoce, y debido a esta propiedad, se utilizan los diamantes como agujas de tocadiscos de alta calidad. La dureza del diamante se atribuye a su estructura. Cada átomo de carbono tiene cuatro vecinos cercanos a los cuales se encuentra unido por enlaces. Todos los ángulos de enlace tienen 109.5°, una hibridación sp^3 típica. La malla interconectada que se obtiene como resultado de los enlaces covalentes hace que esta estructura sea muy rígida. El hecho de que participen en los enlaces a todos los electrones de valencia, hace del diamante un no conductor.

El carbón negro se forma cuando se calientan los hidrocarburos en un lugar que posee una limitada cantidad de oxígeno.



Se le emplea como pigmento en las tintas negras y también se utilizan cantidades en la fabricación de llantas de automóviles.

El carbón mineral se forma cuando la madera se calienta a grandes temperaturas en ausencia de aire. El carbón mineral tiene una estructura muy abierta dándole una gran área superficial por unidad de masa. El

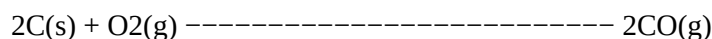
carbón activado es una forma pulverizada cuya superficie se ha limpiado mediante calentamiento con vapor y se usa ampliamente en la absorción de moléculas. Se le emplea en filtros para eliminar olores molestos del aire así como para quitar impurezas que dan color mal sabor al agua.

1

El coque es una forma impura del carbono que se forma cuando se calienta fuertemente la antracita en ausencia de aire. Se usa ampliamente como agente reductor en ciertas operaciones metalúrgicas.

ÓXIDOS DE CARBONO

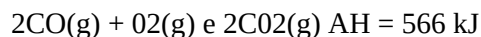
El carbono forma dos óxidos principales: el monóxido de carbono, CO y el dióxido de carbono, CO₂. El monóxido de carbono se forma cuando los hidrocarburos se queman en presencia de una limitada cantidad de oxígeno:



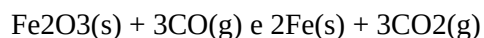
Es un gas incoloro, inodoro e insípido (p.f. -1990C; p.e = -1920C). tóxico debido a su capacidad para unirse con la hemoglobina e interferir así con el intercambio de oxígeno. Con un ligero envenenamiento, se produce dolor de cabeza y mareos; desde luego, concentraciones más altas conducen envenenamiento por este gas y la muerte.

El CO es un compuesto muy raro del carbono debido a que tiene un solo par de electrones sobre el carbono: :C- O:. Podría llegarse a pensar que el CO no es reactivo al igual que la molécula isoelectrónica de N₂, ya que ambas sustancias tienen altas energías de enlace (1072 kJ/mol por C=O y 941 kJ/mol para el N=N). Sin embargo debido a la baja carga nuclear del carbono (en comparación ya sea con la del N o la del O), este único par del carbono no se mantiene tan fuertemente unido como ocurre con el N o el O. Como consecuencia, el CO funciona mejor como donador de un par de electrones de lo que lo hace el N₂. El CO puede formar una amplia variedad de compuestos covalentes conocidos como carbonilos metálicos con los metales de transición. Ejemplo de tales compuestos es el Ni(CO)₄, compuesto volátil muy tóxico que se forma simplemente por el calentamiento del níquel metálico en presencia de CO. La formación de tales carbonilos metálicos es el primer paso en la catálisis de transición metálica de una amplia variedad de reacciones en las que interviene el CO.

El monóxido de carbono tiene numerosas aplicaciones comerciales. Debido a que fácilmente arde para formar CO₂ también se le emplea como combustible:



También es un importante agente reductor empleado en operaciones metalúrgicas para reducir los óxidos metálicos; por ejemplo, es el agente reductor más importante en los altos hornos del óxido de hierro (III):



El monóxido de carbono se utiliza también en la preparación de numerosos compuestos orgánicos.

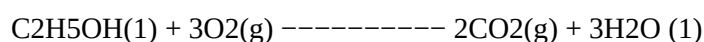
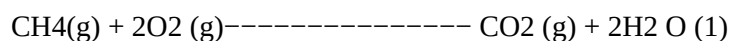
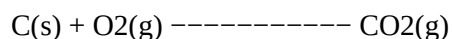
El empleo del monóxido de carbono como material inicial básico para la síntesis de los hidrocarburos y otras sustancias químicas es el tema de mayor investigación en la actualidad. Se ha dado un gran impulso a estos estudios, debido a que se cree que el continuo incremento de costos, o la continua disminución del petróleo disponible, pudiera llegar a producir circunstancialmente el cambio de materias del petróleo al carbón. El carbón puede convertirse en una mezcla de monóxido de carbono y nitrógeno mediante su tratamiento con vapor, a temperaturas elevadas .

Esta mezcla gaseosa se puede usar para alimentar una amplia variedad de síntesis químicas.

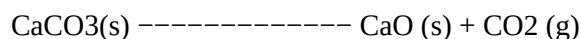
El interés sobre el CO como materia química se remonta a los esfuerzos alemanes por producir combustibles sintéticos entre 1930 y 1940. En ese tiempo se desarrolló un proceso, la síntesis de Fischer-Tropsch, en la cual el CO se hidrogena catalíticamente para formar hidrocarburos y CO₂.

Un inconveniente de este proceso es que produce una amplia mezcla de hidrocarburos. Cerca de 100 diferentes hidrocarburos se llegaban a formar en el proceso original, la mitad de los cuales se encontraban en un rango de C₃ y C₈. Se cree que el mecanismo implica la disociación del H₂ y del CO en la superficie del catalizador. Los átomos de O resultantes, son atacados por átomos de H para formar H₂O. Los átomos de carbono son atacados para formar unidades CH₂ enlazadas al catalizador. M = CH₂. Estas unidades CH₂ se combinan de carbono en carbono para formar cadenas de hidrocarburos. En la actualidad, gran parte de la investigación está dirigida a encontrar catalizadores que pudieran aumentar la selectividad de la reacción, produciendo una cantidad menos variable de hidrocarburos como productos.

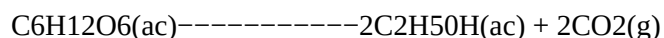
El dióxido de carbono se produce cuando se queman en presencia de exceso de oxígeno las sustancias que contienen carbono:



También se produce al calentar muchos carbonatos:

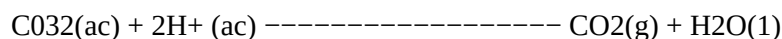


Se obtienen grandes cantidades como producto de desecho de la fermentación de azúcar en la producción del alcohol:



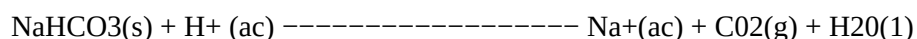
Glucosa Etanol

En el laboratorio, el CO₂ se produce normalmente por la acción de los ácidos sobre los carbonatos:



El dióxido de carbono es un gas incoloro e inodoro, no es tóxico, pero a concentraciones incrementa la frecuencia respiratoria y puede producir sofocación. Se puede licuar fácilmente por compresión, sin embargo, cuando se le enfria a presión atmosférica se condensa como un sólido en lugar de hacerlo líquido.

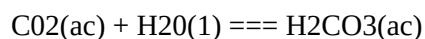
El sólido sublima a la presión atmosférica (a -78°C). Esta propiedad del CO₂ sólido un valioso refrigerante que siempre queda libre de la forma líquida; el CO₂ sólido es conocido como hielo seco. Cerca de la mitad del CO₂ se consume anualmente se utiliza para este tipo de refrigeración. Las otras principales aplicaciones del CO₂ se encuentran en la producción de bebidas gaseosas emplea también en grandes cantidades para la preparación de jabón para Na₂CO₃. El H₂O y carbonato para hornear, NaHCO₃. El carbonato para hornear recibe este nombre debido a que durante el horneado tiene lugar la siguiente reacción:



El H(ac) es proporcionado por el vinagre, la leche agria o por hidrólisis de algunas sales. Las burbujas de CO₂ que se forman quedan atrapadas en la masa produciendo que ésta se esponje. El carbonato de sodio se emplea para precipitar los iones metálicos que interfieren con la acción limpiadora del jabón.

ACIDO CARBÓNICO Y CARBONATOS

El dióxido de carbono es moderadamente soluble en H₂O a presión atmosférica. Las disoluciones resultantes son también moderadamente ácidas como resultado de la formación del ácido carbónico, H₂CO₃:

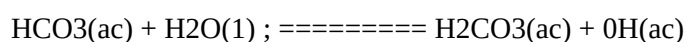


El ácido carbónico es un ácido diprótico débil. Su carácter ácido hace que las bebidas carbonatadas tengan un definido sabor ligeramente ácido.

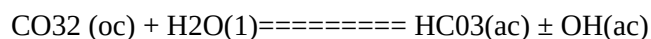
Aunque el ácido carbónico no puede aislarse como compuesto puro, pueden obtenerse dos tipos de sal por neutralización de disoluciones de ácido carbónico, hidrógeno carbonatos (bicarbonatos) y carbonatos. La neutralización parcial produce el HCO₃⁻, mientras que la neutralización completa da lugar al CO₃²⁻.

El ion HCO₃⁻ es más básico que ácido (K_a 5.6 x 10⁻⁸; K_b 2.3 x 10⁻⁸).

En consecuencia, las disoluciones acuosas de HCO₃⁻ son levemente alcalinas:

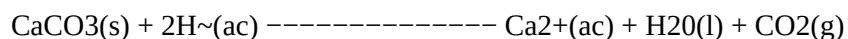


El ion carbonato es más fuertemente básico (K_b = 1.8 X10⁻⁸):

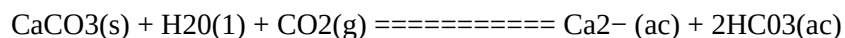


Los minerales que contienen el ion carbonato son muy numerosos.

* Los principales minerales de carbonato son la calcita (CaCO₃), magnesita (MgCO₃), dolomita [MgCa(CO₃)₂], y siderita (FeCO₃). La calcita es el principal mineral en las piedras calizas, cuyos grandes depósitos se encuentran en muchas partes del mundo. También es el principal componente del mármol, el yeso, las perlas, los arrecifes de coral y de las conchas de los animales marinos como las almejas y las ostras. Aunque el CaCO₃ tiene baja solubilidad en agua pura, se disuelve fácilmente en disoluciones ácidas, con la producción de CO₂:



Debido a que el agua que contiene CO₂ es ligeramente ácida. El CaCO₃ se disuelve lentamente en este medio:



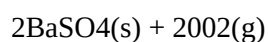
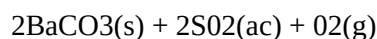
Esta reacción se presenta cuando se movilizan subterráneamente corrientes de agua a través de depósitos de piedra caliza. Esta es la principal manera como el Ca²⁺ se incorpora en las corrientes subterráneas produciendo aguas duras

Si la piedra caliza que se disuelve se encuentra bajo una capa de tierra, comparativamente delgada, se producen los llamados cenotes

Si los depósitos de piedra caliza son lo suficientemente profundos dentro de la tierra, la disolución de la piedra caliza produce una cueva, siendo dos de las cavernas calcáreas mejor conocidas como la Cueva del Mamut en Kentucky y las Cavernas de Carlsbad en Nuevo México .

La reacción química entre el CaCO_3 y las disoluciones ácidas que se forman por el CO_2 , son las responsables de la erosión de los monumentos de mármol y de piedra caliza. Las concentraciones cada vez más altas de SO_2 en la lluvia, como resultado de los procesos industriales, han acelerado estos procesos de corrosión. Para disminuir la erosión de los monumentos, algunos de ellos han sido tratados con una mezcla de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ y urea $((\text{NH}_2)_2\text{CO})$. Estas dos sustancias reaccionan entre sí para formar una capa de BaCO_3 sobre la superficie de los monumentos:

El carbonato de bario ($K_{sp} = 5.1 \times 10^{-9}$) es tan insoluble como el carbonato de calcio ($K_{sp} = 2.8 \times 10^{-9}$). Sin embargo, cuando reacciona con el SO_2 forma un compuesto todavía más insoluble, el BaSO_4 , como se muestra ecuación.

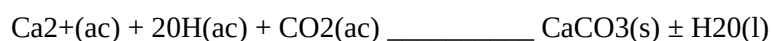
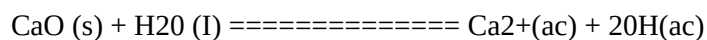


El producto de solubilidad del BaSO_4 es 1.1×10^{-10} mientras que el del CaSO_4 es de solamente 9.1×10^{-6}

Una de las reacciones más importantes del CaCO_3 es su descomposición en CaO y CO_2 a elevadas temperaturas.

Más del 1.3×10^{10} kg (15 millones de toneladas) de óxido de calcio, conocidas como cal o cal viva, se usan anualmente en los Estados Unidos.

Debido a que el óxido de calcio reacciona con agua para formar $\text{Ca}(\text{OH})_2$, una importante base comercial. También es importante en la fabricación del mortero, una mezcla de arena, agua y CaO que sirve en la industria de la construcción para unir ladrillos, bloques y otras rocas. El CaO reacciona con agua y CO_2 para formar CaCO_3 el cual une la arena en el mortero.



CARBUIROS.

Los compuestos binarios del carbono con metales, metaloides y algunos no metales, reciben el nombre de carburos. Existen tres tipos diferentes: iónicos, intersticiales y covalentes. Los carburos iónicos o del tipo salino se forman con los metales más activos. Los carburos iónicos más frecuentes contienen iones $\text{C}_2^{2-}::\text{C}=\text{C}:2-$. Este ion se hidroliza para formar acetileno:



Los carburos que contienen C_2^{2-} reciben por esta razón el nombre de acetiluros. El carburo iónico más importante es el carburo de calcio. CaC_2 , que es producido industrialmente por la reducción del CaO con carbón a alta temperatura:



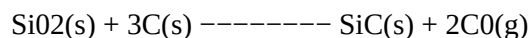
El CaC_2 se usa en la preparación del acetileno que se utiliza en la preparación del acetileno que se utiliza en la

soldadura.

Los carburos intersticiales se forman con muchos metales de transición. Los átomos de carbono ocupan los espacios abiertos (intersticios) entre los átomos de metal en una forma análoga como lo hacen los hidruros intersticiales.

Un ejemplo es el carburo de tungsteno, WC, que es muy duro y resistente al calor y en consecuencia se puede usar en la fabricación de herramientas cortantes.

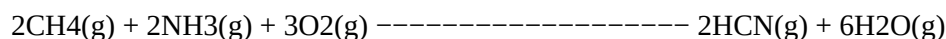
Los carburos covalentes se forman con el boro y el sílice. El carburo de silicio, SiC se conoce por carborundum. Se produce al calentar el SiO₂ arena y carbono a altas temperaturas:



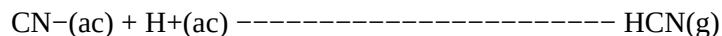
El SiC tiene la misma estructura que el diamante, excepto que los átomos de silicio se alternan con los de carbono. Al igual que los diamantes industriales, el carbono es muy duro y se emplea, por tanto, como abrasivo y en herramientas cortantes.

OTROS COMPUESTOS INORGÁNICOS DEL CARBONO

El cianuro de hidrógeno o ácido cianhídrico HCN, es un gas extremadamente tóxico que tiene olor a almendras amargas. Se forma comercialmente mediante el paso de una mezcla de metano, amoníaco y aire sobre un catalizador a 800°C:



En el laboratorio se le fabrica al calentar una sal de cianuro como el NaCN con un ácido:



Las disoluciones acuosas del HCN se conocen como ácido cianhídrico. La neutralización mediante una base como el NaCN, los cianuros se emplean en la fabricación de numerosos plásticos bien conocidos, incluyendo el nilón y el orlón.

El ión CN forma complejos muy estables con la gran mayoría de los metales de transición.

La acción tóxica del CN es provocada por su combinación con el hierro (III) sobre el citocromo oxidasa, una enzima clave que favorece la respiración.

El disulfuro de carbono, es un importante solvente industrial para las ceras, grasas, celulosas y otras sustancias no polares. Es un líquido incoloro, volátil. Sus vapores son muy venenosos y sumamente inflamables. El compuesto se forma por la reacción directa del carbono y el azufre a altas temperaturas.