

Familias de la Tabla Periódica

Período	Grupo															
	1															
1	1															
	H															
	Hidrógeno															
2	3	4														
	Li	Be														
	Litio	Berilio														
3	11	12														
	Na	Mg														
	Sodio	Magnesio														
			3	4	5	6	7	8	9	10	11	12				
4	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30				
	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn				
	Potasio	Calcio	Escandio	Titanio	Vanadio	Cromo	Manganeso	Hierro	Cobalto	Níquel	Cobre	Cinc				
5	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48				
	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd				
	Rubidio	Estroncio	Itrio	Circonio	Niobio	Moibdeno	Tecnecio	Rutenio	Rodio	Paladio	Plata	Cadmio				
6	55	56	57	72	73	74	75	76	77	78	79	80				
	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg				
	Cesio	Bario	Lantano	Hafnio	Tántalo	Volframio	Renio	Osmio	Iridio	Platino	Oro	Mercurio				
7	87	88	89	104	105	106	107	108	109	110	111	112				
	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uun	Uuu	Uub				
	Francio	Radio	Actinio	Rutherfordio	Dubnio	Seaborgio	Bohrio	Hassio	Meitnerio	Ununnilio	Ununurio	Ununbio				
Lantánidos			6	58	59	60	61	62	63	64	65					
				Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb					
Actínidos			7	90	91	92	93	94	95	96	97					
				Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk					
				Torio	Protactinio	Uranio	Neptunio	Plutonio	Americio	Curio	Berkelio					
Notas:																
Metales Metaloides No metales Gases nobles																
(1) Base en peso atómico carbono de 12																

Colocados en orden creciente de número atómico, los elementos pueden agruparse, por el parecido de sus propiedades, en 18 familias o grupos (columnas). Desde el punto de vista electrónico, Los grupos o familias son 18 y se corresponden con las columnas de la Tabla Periódica.

Los diferentes grupos son:

Alcalinos, Alcalinotérreos, Metales de Transición, Térreos, Carbonoideos, Nitrogenoides, Anfígenos o calcógenos, Halógenos y Gases Nobles.

Nuestro estudio se centrará en los: Alcalinos, Alcalinotérreos, Térreos, Carbonoideos, Nitrogenoides, Anfígenos y Halógenos.

1º Parte

I Metales alcalinos

Los metales alcalinos corresponden al Grupo 1 de la Tabla Periódica (anteriormente grupo I A), son metales muy reactivos, se oxidan con facilidad por lo que no se encuentran libres en la naturaleza. El nombre proviene de sus propiedades básicas (alcalinas). Constituyen el 4,8% de la corteza terrestre, incluyendo capa acuosa y atmósfera. El sodio y el potasio son los más abundantes; el resto es raro.

Su configuración electrónica muestra un electrón en su capa de valencia (1 electrón s). Son muy electropositivos: baja energía de ionización. Por tanto, pierden este electrón fácilmente (número de oxidación +1) y se unen mediante enlace iónico con otros elementos. Son: **litio, sodio, potasio, rubidio, cesio y francio.**

En estado sólido forman redes cúbicas.

Como el resto de los metales, los metales alcalinos son maleables, dúctiles y buenos conductores del calor y la electricidad. Son blanco-plateados, con puntos de fusión bajos (debido a las fuerzas de enlace débiles que unen sus átomos) que decrecen según se desciende en el grupo y blandos, siendo el litio el más duro. Presentan efecto fotoeléctrico con radiación de baja energía, siendo más fácil de ionizar el cesio. La reactividad aumenta hacia abajo, siendo el cesio y el francio los más reactivos del grupo. El litio se parece bastante más al magnesio en cuanto a reactividad que al resto de los alcalinos, debido a que el ion Li^+ es muy pequeño.

Los metales alcalinos se recubren rápidamente de una capa de hidróxido en contacto con el aire y reaccionan violentamente en contacto con el agua, liberando hidrógeno que debido al calor desprendido, arde (con rubidio y cesio la reacción es explosiva, ya que al ser más densos que el agua, la reacción la producen en el fondo y el hidrógeno formado arde produciendo una onda de choque que puede romper el recipiente). También reaccionan con el vapor de agua del aire o con la humedad de la piel. Deben guardarse en líquidos apolares anhidros.

Son reductores poderosos, sus óxidos son básicos así como sus hidróxidos. Reaccionan directamente con los halógenos, el hidrógeno, el azufre y el fósforo originando los haluros, hidruros, sulfuros y fosfuros correspondientes. Con el amoníaco líquido dan soluciones de color azul en las que hay electrones libres ocupando cavidades formadas por moléculas de amoníaco; estas soluciones se emplean para reducir compuestos orgánicos; parece que en estas soluciones existen especies M^{-1} . Según aumenta la concentración de metal, la solución toma color bronce y empieza a conducir la electricidad.

Litio

No se encuentra libre en la naturaleza. Se encuentra combinado en pequeñas unidades cerca de todas las rocas ígneas y aparece en las aguas de muchos manantiales. Sus principales minerales son los mencionados más arriba. Se encuentra en la corteza en un $2 \times 10^{-3} \%$ en peso.

Actualmente se obtiene por electrólisis de LiCl fundido (p. f. 613°C) o de una mezcla de LiCl (45%) y de KCl

(55%). Reacciona con el agua, aunque no tan violentamente como el sodio (muchas de sus reacciones se parecen más a las del magnesio que a las del resto del grupo).

Es agente reductor en la síntesis de muchos compuestos orgánicos.

Actualmente se obtiene de la electrólisis de cloruro de sodio seco fundido (célula Downs): en una cuba de paredes refractarias se introduce NaCl fundido (junto con CaCl_2 para rebajar el punto de fusión del NaCl de 800°C a 590°C); el ánodo de grafito se eleva desde la parte inferior y en él se desprende cloro que se recoge por una campana de hierro cuyo borde rodea un canal en el que se acumula el sodio producido en el cátodo. Como subproducto se obtiene calcio.

Es un metal plateado, blando, paramagnético, que flota en el agua; la descompone, desprende hidrógeno y forma el hidróxido; puede o no inflamarse dependiendo de la cantidad de óxido y metal expuesto al agua. Es muy reactivo: se oxida con facilidad (de esto depende posteriormente su reactividad) por lo que hay que guardarlo en petróleo. Por encima de 115°C arde espontáneamente. En oxígeno puro seco es estable, pero al calentarlo forma el peróxido.

Sus compuestos se emplean en la industria del papel, vidrio, jabones (sales sódicas de ácidos grasos de cadena larga), textil, petróleo, química y metalurgia.

La sal común (NaCl) ha sido importante en nutrición desde tiempos prehistóricos. Se emplea en la obtención electrolítica industrial de cloro, hidrógeno e hidróxido de sodio en celdas de diafragma.

Potasio

Reacciona con el agua desprendiendo hidrógeno, inflamándose espontáneamente. Es uno de los metales más reactivos (es más que el sodio) y más electropositivo. Las dispersiones de potasio en hidrocarburos son más reactivas que el propio metal. Es un reductor muy fuerte. Se disuelve en amoníaco líquido dando una disolución de color azul, en la que se encuentran iones K^- . El potasio y sus sales dan a la llama un color violeta.

Es un oligoelemento fundamental, pues los iones K^+ juega un importante papel en la conducción nerviosa (junto al Na^+ y el Cl^-): la concentración K^+ en el interior de la célula es 40 veces superior que en el exterior; esta diferencia de concentraciones origina un potencial de membrana en reposo que depende de las concentraciones interna y externa. Al recibir un impulso la membrana es permeable selectivamente a los iones K^+ originándose una corriente de iones hacia fuera y alcanzándose un potencial de 100 mV.

Rubidio

Actualmente se obtiene por reducción de cloruro de rubidio con calcio o por calentamiento a vacío de dicromato de rubidio con circonio; el metal destila por encima de 39°C .

El cloruro de rubidio se emplea en la obtención del elemento.

El hidróxido es un sólido muy higroscópico; es una base fuerte y ataca el vidrio.

Cesio

Actualmente se obtiene calentando la polucita a vacío con óxido de calcio; así se forma CsO_2 (superóxido) que con exceso de aluminio produce el metal. La electrólisis de cianuro (CsCN) fundido sigue empleándose, entre otros métodos. Para obtenerlo muy puro, sin gases, se emplea la descomposición térmica de azida de cesio (CsN_3).

Debido a su gran afinidad por el oxígeno, el metal se usa como getter (para eliminar gases) de tubos de vacío.

También se emplea en fotocélulas y como catalizador en la hidrogenación de ciertos compuestos orgánicos.

El isótopo ^{137}Cs (obtenido en barras de combustible de reactores) se utiliza como fuente de radiaciones en la terapia antitumoral.

Dado que es el elemento más electropositivo, recientemente ha encontrado aplicación en sistemas de propulsión iónicos y como gas de plasma en generadores magnetohidrodinámicos.

Construcción de relojes atómicos (precisión de 5s en 300 años).

Sus compuestos principales son el cloruro, el nitrato y el carbonato.

Francio

Artificialmente puede prepararse por bombardeo de torio con protones. Ya que su presencia en la tierra es muy escasa.

Ya que todos los isótopos conocidos son muy inestables, el conocimiento de las propiedades químicas del elemento se obtiene por métodos radioquímicos (sólo se trabaja con trazas). Sus propiedades químicas se asemejan a las del cesio. Tiene el peso equivalente mayor de todos los elementos.

II Metales Alcalinotérreos

Son los elementos metálicos del grupo 2 (antiguo IIA) de la Tabla Periódica. El nombre del grupo proviene de la situación entre los metales alcalinos y los elementos térreos y del hecho de que sus "tierras" (nombre antiguo para los óxidos de calcio, estroncio y bario) son básicos (álcalis). Son: **berilio, magnesio, calcio, estroncio, bario y radio**.

Constituyen algo mas del 4% de la corteza terrestre (sobre todo calcio y magnesio), pero son bastante reactivos y no se encuentran libres. El radio es muy raro.

Se obtienen por electrólisis de sus haluros fundidos o por reducción de sus óxidos.

Son metales ligeros con colores que van desde el gris al blanco, con dureza variable (el berilio es muy duro y quebradizo y el estroncio es muy maleable). Son más duros que los alcalinos.

Su configuración electrónica presenta dos electrones de valencia (2 electrones s). Tienen todos el número de oxidación +2 y son muy reactivos, aumentando la reactividad al descender en el grupo. Se oxidan superficialmente con rapidez. Son buenos reductores.

Berilio

Debido a su baja densidad se emplea en la construcción de satélites y misiles (lockalloy: con 38% de aluminio). Otras aplicaciones en donde se requiere ligereza, rigidez y estabilidad dimensional: giróscopos, partes de computadoras, aviones, cohetes y satélites, armadura de limpiaparabrisas, frenos de disco, estructuras,.....

Es un metal gris acero con muchas buenas propiedades. Muy duro y quebradizo, no magnético, excelente conductividad térmica y eléctrica (10% de la del cobre), buena elasticidad (módulo de elasticidad un tercio mayor que el del acero). Es uno de los metales más ligeros y, entre ellos, es de los de mayor punto de fusión;

por encima de 600°C es fácilmente maleable

Por sus propiedades de baja densidad y elevada dureza se utiliza como material estructural: Se usa en aleaciones como la de cobre–berilio (2–3% de Be), una aleación muy resistente a la presión, no magnética, conductora, empleada en la fabricación de muelles, contactos eléctricos, electrodos de soldadura y herramientas antichispa usadas en refinerías petrolíferas, elevadores de cereales y otros lugares donde existe la posibilidad de explosión, estructuras de parabrisas, discos de freno y otros instrumentos donde se requiere ligereza, rigidez y estabilidad dimensional: giróscopos, partes de computadoras, etc.. Con aluminio (38%) produce materiales estructurales empleados en escudos térmicos de aeronaves, en aviones supersónicos, en misiles y satélites de comunicaciones. Con níquel produce aleaciones extremadamente duras.

Magnesio

Se usa en aleaciones ligeras para aviones, automóviles y bicicletas (con aluminio, manganeso, cobre, litio,...), luces de emergencia y cohetes de señales. Reductor empleado en la obtención y purificación de metales: uranio, cobre, níquel, cromo, vanadio, titanio y circonio. Síntesis orgánica (reactivos de Grignard).

Entre los usos destacan los flash fotográficos, cohetes de señales y en pirotecnia (incluyendo bombas incendiarias)., con aluminio, manganeso, cobre, litio, cinc, circonio y lantánidos, que se usan en construcciones aeronáuticas, automóviles, bicicletas, maletas.

Es un oligoelemento esencial en los seres vivos (en humanos son necesarios unos 300 mg/día; las clorofilas (compuestos más importantes que contienen el elemento) son porfirinas, que utilizando la luz solar realizan la fotosíntesis).

Calcio

Actualmente se obtiene por reducción aluminotérmica de la cal: una mezcla de CaO pulverizada y aluminio en polvo se comprime en frío para aglomerarlo y se calienta a 1200°C a alto vacío; el vapor de calcio se recoge. El otro método empleado es la electrólisis de CaCl_2 fundido: a la sal se añaden como fundentes CaF_2 y KCl (para bajar el punto de fusión) y se calienta a 790°C; como ánodo se utilizan placas de cobre y el cátodo es una varilla de hierro que toca la superficie del fundido.

El metal es plateado, ligero, bastante duro (como el plomo). Tiene las propiedades típicas de los alcalinotérreos: es estable al aire seco, formando fácilmente una capa blanca de nitrato en el aire, arde con llama rojo–amarillenta formando, en parte, nitrato. Elemento fundamental para tener dientes, huesos, hojas, caparazones sanos: en humanos adultos hay aproximadamente un kilogramo de calcio, principalmente como fosfato (huesos) e hidroxapatita ($\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$, esmalte de los dientes).. Es importante la concentración de iones Ca^{2+} en las células. Papel importante en coagulación de la sangre y en la contracción muscular.

Estroncio

Actualmente se prepara de forma similar al calcio: por electrólisis del cloruro fundido mezclado con KCl para rebajar el punto de fusión, o por reducción de óxido de estroncio con aluminio en virutas, a vacío, y a temperaturas en las que el estroncio destila.

El carbonato (estroncianita) es un polvo blanco poco soluble en agua, que se disuelve en ácidos y es el punto de partida para la obtención del resto de los compuestos. El titanato de estroncio (SrTiO_3) tiene un elevado índice de refracción (2,4) y una dispersión óptica mayor que la del diamante, aunque es menos duro. Se emplea para fabricar gemas artificiales.

Bario

Se obtiene por reducción aluminotérmica del óxido a alto vacío (ver calcio) y también por electrólisis del cloruro.

El bario es un elemento metálico, blando como el plomo, que cuando está puro es blanco plateado también como el plomo. Se parece químicamente al calcio. El CO_2 lo vuelve negro. Se oxida fácilmente y hay que guardarlo en petróleo u otros líquidos o atmósferas que lo aíslen del oxígeno. El agua y el alcohol reaccionan vigorosamente desprendiendo hidrógeno. Los ácidos, excepto el sulfúrico, lo disuelven fácilmente.

tiene pocos usos: eliminar trazas de gases en tubos de vacío y televisión ("getter"). Piedras de mechero, ya que emite electrones fácilmente al calentarse.

El sulfato es el más importante de sus compuestos, pues es la sustancia de partida para obtener otros compuestos. Se usa en pinturas (blanco permanente), goma, papel, cristal. Perforación de petróleo y gas natural, para aumentar la densidad de los huecos de perforación. Junto con ZnS forma el litopón, un colorante blanco brillante muy estable e insoluble y que tiene buenas propiedades de recubrimiento y no oscurece en presencia de sulfuros. El BaSO_4 es insoluble en agua (por lo que no es venenoso) y se usa como contraste en radioscopia de aparato digestivo, ya que absorbe muy bien los rayos X.

Radio

Actualmente se obtiene como bromuro o cloruro, no existiendo cantidades apreciables del elemento aislado.

Es un metal brillante, blanco recién preparado, pero oscurece al aire, probablemente debido a la formación de nitruro.

Descompone el agua y es algo más volátil que el bario. Da color rojo carmín a la llama.

Tanto él como sus sales muestran luminiscencia y por eso se emplean en pinturas oscuras. Emite partículas alfa, beta y rayos gamma y cuando está mezclado con berilio emite neutrones. El radio se utiliza en la producción de pinturas luminosas, fuente de neutrones y en medicina, aunque a este respecto está siendo sustituido por radioisótopos más baratos y menos peligrosos.

Es muy peligroso su manejo: la inhalación, inyección o exposición a radio puede causar cáncer y otras enfermedades, ya que se incorpora al material óseo.

III Elementos térreos o grupo del boro.

Lo forman el grupo 13 de la Tabla Periódica. Son: **boro, aluminio, galio, indio, talio**. El nombre del grupo térreos deriva de la arcilla (contiene aluminio) y se encuentra en desuso.

Constituyen más del 7% en peso de la corteza terrestre, sobre todo el aluminio (metal más abundante y tercer elemento más abundante después de oxígeno y silicio). Indio y talio son muy raros. Son bastante reactivos, por lo que no se encuentran nativos. La mayoría de sus minerales son óxidos e hidróxidos y, en el caso de galio, indio y talio, se encuentran asociados con sulfuros de plomo y cinc.

Su configuración electrónica muestra tres electrones de valencia (2 electrones s y 1 electrón p), por lo que el estado de oxidación que alcanzan es +3; galio, indio y talio presentan además +1, aumentando la tendencia a formar compuestos con este estado de oxidación hacia abajo. En general, se parecen a los metales alcalinotérreos, aunque el boro es no metal; el carácter metálico aumenta hacia abajo. Esto se traduce en una gran diferencia de propiedades: el boro es duro (dureza entre el corindón y el diamante) y el talio es un metal tan blando que puede arañarse con las uñas.

La mayoría de las sales (haluros, nitratos, sulfatos, acetatos y carbonatos) son solubles en agua.

No se disuelven en amoníaco. Son buenos reductores, especialmente el aluminio (aluminotermia): se emplea para la obtención de los metales a partir de sus óxidos, desprendiéndose una gran cantidad de energía al formarse Al 203

El talio es muy tóxico.

Boro

Se puede preparar boro cristalino de alta pureza por reducción en fase de vapor de tricloruro o tribromuro de boro con hidrógeno sobre filamentos de tántalo a 1300°C. Actualmente se dispone de boro de 99,9999% de pureza. Es el único no metal del grupo: es un mal conductor de la electricidad a temperatura ambiente, pero es bueno a alta temperatura; se parece más al silicio que a los demás elementos de su grupo.

El boro elemental es químicamente bastante inerte, aunque su reactividad aumenta con la temperatura y entonces es un buen reductor. El boro tiene una capacidad similar a la del carbono de formar redes moleculares estables de átomos unidos covalentemente: carboranos, metaloboranos, fosfocarboranos y otras familias con miles de compuestos.

Aluminio

El aluminio puro es un metal blanco-plateado, con muy buenas propiedades: ligero, no magnético, es el segundo metal en la escala de maleabilidad y el sexto en la de ductilidad, por lo que tiene muchas aplicaciones: utensilios de cocina, decoración y cientos de aplicaciones industriales donde se necesita resistencia, ligereza y facilidad de fabricación.

Es un buen conductor del calor y tiene una conductividad eléctrica que es un 60% de la del cobre; sin embargo, debido a su ligereza se usa en transmisión de la corriente eléctrica (conduce doble de corriente que el cobre por unidad de peso).

El aluminio puro es blando y frágil, pero aleado con pequeñas cantidades de cobre, magnesio, silicio, manganeso y otros elementos, se obtienen productos con buenas propiedades: duraluminio (4% Cu, 0,3% Mg, 1% Mn, 0,5% Si), magnaluminio (3-9% Mg), siliminio (hasta 14% Si). Estas aleaciones son de gran importancia en la construcción de los modernos aviones, cohetes, bicicletas,....

El aluminio es muy activo (muy reductor), sin embargo, es estable a la corrosión porque forma rápidamente una fina capa, densa, dura y translúcida de su óxido que impide el ataque posterior por el oxígeno.

Galio

El galio sólido es de color blanco con brillo plateado, blando y dúctil.

El galio muy puro es atacado sólo muy lentamente por los ácidos. En contacto con el aire y con agua forma rápidamente una fina capa de su óxido insoluble y químicamente inerte.

El galio se alea fácilmente con los metales y es un componente de aleaciones de bajo punto de fusión.

Parece tener poca toxicidad, aunque no se disponen de datos suficientes.

Indio

Es un metal muy blando, blanco–plateado brillante. Es estable al aire al recubrirse inmediatamente de una capa fina de su óxido, estable frente al agua y las bases.

El metal puro da un sonido agudo cuando se dobla.

Tiene baja toxicidad, aunque no se dispone de información suficiente.

Talio

Se obtiene como subproducto de la industria del ácido sulfúrico: a partir de los barros de las cámaras de plomo se precipita como cloruro o yoduro de talio (I) de los cuales se obtiene por electrólisis o, alternativamente, en la tostación de blendas que contienen talio se forman polvos volátiles de los que se extraen las combinaciones de talio con agua caliente y se reducen con cinc. El metal se purifica electrolíticamente.

Es un metal blando (se corta con cuchillo), pesado, brillante (en corte reciente), dúctil y maleable. En contacto con el aire desarrolla rápidamente un color gris–azulado, que se parece al del plomo, al formarse el óxido. En presencia de agua forma el hidróxido. Es insoluble en disoluciones alcalinas.

IV Elementos carbonoides

Forman el grupo 14 de la Tabla Periódica. Son: **carbono, silicio, germanio, estaño, plomo.**

Constituyen más del 27% en peso de la corteza, siendo el silicio el que aporta prácticamente todo a ese valor, le sigue el carbono; el germanio es el menos abundante. El silicio es el responsable de toda la estructura inorgánica y el carbono de la vida orgánica de la superficie terrestre. Se presentan en estado nativo carbono, estaño y plomo; aunque los minerales más corrientes son los óxidos y sulfuros.

Las propiedades físicas y químicas varían mucho desde el primero (carbono, no metal, forma compuestos covalentes con los no metales e iónicos con los metales) al último (plomo, metal): el carbono es muy duro (diamante) y el plomo rayado con las uñas. El silicio y germanio son metaloides de dureza intermedia. Al descender en el grupo descende la fuerza de enlace entre los átomos y como consecuencia los puntos de fusión y ebullición.

Tienen cuatro electrones de valencia: 2 electrones s y 2 electrones p, por lo que los estados de oxidación que presentan son +4, +2 y –4: los compuestos con +4 y la mayoría de los de número de oxidación +2 son covalentes. El único ion –4 es el carburo.

No reaccionan con el agua. El germanio, estaño y plomo son atacados por los ácidos. Con la excepción del carbono, son atacados por disoluciones alcalinas desprendiendo hidrógeno. Reaccionan con el oxígeno. Los óxidos de carbono y silicio son ácidos, el estaño es anfótero (reacciona con ácidos y bases calientes) y lo mismo ocurre con el plomo. Existe una gran tendencia a unirse consigo mismos, denominada concatenación al formar hidruros; esta tendencia disminuye al descender en el grupo.

Los elementos silicio y el germanio se emplean en la industria electrónica; el óxido de silicio en la fabricación de vidrios; el carbono y sus derivados como combustibles y en la síntesis de productos orgánicos; el estaño, el plomo y sus aleaciones son muy útiles.

El plomo es tóxico.

Carbono

El acero es una aleación de hierro y carbono; en todos los combustibles fósiles (petróleo, carbón, gas natural) hay compuestos de carbono. Continuamente se usa el carbono: grafito (lápices, filtros, lubricantes, electrodos,...), diamantes (de perforación, tallado, pulido, joyería,...).

Las dos modificaciones fundamentales del carbono son conocidas desde hace tiempo: el diamante y su poco parecido gemelo elemental, el grafito. Con oxígeno se quema para producir los óxidos (CO y CO_2) y la temperatura de inflamación depende del grado de división del carbono.

El dióxido de carbono de la atmósfera (0,03%) y de las aguas de la Tierra es transformado por plantas y bacterias en hidratos de carbono que, al ser ingeridos por los animales, se transforman en otros compuestos, que al morir los seres vivos, se transforman en hidrocarburos y otras sustancias que con el tiempo se convierten en carbón, turba, gas natural, petróleo y otros combustibles fósiles. La combustión de estos materiales y la respiración producen CO_2 . El aumento de la concentración en la atmósfera está relacionado con el efecto invernadero:

El monóxido de carbono (CO , gas tóxico, incoloro e inodoro, inflamable, casi insoluble en agua, no muy reactivo). Es una base de Lewis por lo que forma enlaces covalentes con átomos e iones de metales del grupo d (complejos). Se produce en la combustión de carbón o materia orgánica con escasez de aire (tabaco, motores mal ajustados), procesos de la vida. Sin carbono, la vida sería imposible, pues el silicio que en principio tienen la misma capacidad de unión, no es capaz de formar compuestos estables con cadenas de átomos de silicio largas.

Silicio

Actualmente se obtiene aluminotérmicamente a partir del SiO_2 y tratando el producto con clorhídrico en el que el silicio es insoluble. Otros métodos son posibles: reducción de sílice con carbono o carburo de calcio en un horno eléctrico con electrodos de carbono; reducción de SiCl_4 con magnesio. En forma bastante pura se obtiene por reducción de SiCl_4 con hidrógeno

El silicio es un ingrediente importante del acero y el hierro (ferrosilicio). El silicio amorfo hidrogenado parece tener aplicaciones en células económicas para la conversión de energía solar en electricidad.

Entre sus compuestos:

Germanio

El elemento se obtiene de la germanita y ranierita o, más importante, como subproducto en los procesos de obtención de cobre, cinc y en las cenizas de ciertos carbones (ésta última constituye la mayor reserva futura de germanio). Cualquier compuesto del elemento existente en los minerales se transforma en GeCl_4 , covalente que, al ser volátil (P.E. 84°C), sirve para separarlo de los demás elementos presentes en los minerales (arsénico fundamentalmente) por destilación fraccionada. El cloruro se hidroliza para obtener GeO_2 , que se reduce con hidrógeno a 650°C en crisoles de grafito

Está encontrando nuevas aplicaciones en aleaciones (una con un 26% de germanio y 76% de arsénico funde a 351°C , otra de germanio, niobio y aluminio es superconductora a $20,7\text{ K}$ y sirve para fabricar imanes de gran potencia), como colorante activador en lámparas fluorescentes y como catalizador.

Es transparente a la radiación infrarroja (también lo es el óxido de germanio) y se usan en forma de monocristales en espectroscopios infrarrojos (lentes, prismas y ventanas) y otros aparatos ópticos, entre los que se encuentran detectores infrarrojos extremadamente sensibles.

Estaño

El estaño metálico (b) es brillante, maleable, dúctil, muy blando y tiene una gran estructura cristalina: debido a la rotura de estos cristales, se oye el grito del estaño cuando se dobla una barra del metal. Es un metal muy delicado que adquiere poros y grietas con facilidad; si se corroe aparecen en su superficie marcas como de escarcha.

A temperatura ambiente es estable frente al aire y el agua.. Es estable a la acción de los ácidos y bases débiles; las bases fuertes en frío lo atacan lentamente, en caliente la reacción es más rápida y producen estannatos; los ácidos fuertes lo disuelven desprendiendo hidrógeno

Plomo

El metal se obtiene a partir de los sulfuros minerales, los cuales se enriquecen mediante trituración, flotación y desecación; el concentrado se tuesta y sinteriza en un horno; así se obtiene PbO y SO₂, que se utiliza en la obtención de ácido sulfúrico.

Es un metal blanco azulado, brillante, muy blando, muy maleable, dúctil y un pobre conductor de la electricidad y el calor. Al aire forma rápidamente una capa protectora de color gris de carbonato básico que impide la corrosión posterior: las tuberías de plomo usadas por los romanos para sus baños todavía están en uso; por eso mismo se usa en recipientes para líquidos corrosivos (ácido sulfúrico). Finamente dividido se inflama espontáneamente al aire. El agua ataca al plomo en presencia de oxígeno; sin embargo las aguas duras forman un recubrimiento de carbonato básico insoluble. Fenómenos de pasivación se producen con los ácidos sulfúrico y fluorhídrico diluidos. El ácido sulfúrico concentrado, nítrico diluido, clorhídrico, ácidos orgánicos y las bases en caliente atacan el plomo. Pasivado se utiliza para el transporte de ácido sulfúrico concentrado. En caliente se combina con el azufre y los halógenos.

Puede endurecerse por adición de pequeñas cantidades de antimonio u otros metales.

Entre sus aleaciones destacan las empleadas en soldadura (Pb-Sn), tipos de imprenta (Pb-Sn-Sb) y varias antifricción (Pb-Sb). Grandes cantidades de plomo y de su dióxido se emplean en baterías. Otros usos incluyen recubrimiento de cables, fontanería, aparatos químicos, municiones y en la preparación de plomo tetraetilo [Pb(C₂H₅)₄] usado como antidetonante en las gasolinas (su uso está disminuyendo). El metal es muy efectivo en la absorción de sonido y vibraciones (insonorización de máquinas) y se emplea como blindaje para la radiación en reactores nucleares y en equipos de rayos X.

V Elementos nitrogenoides

Forman el grupo 15 (antiguo VA) de la Tabla Periódica. Son: **nitrógeno, fósforo, arsénico, antimonio, bismuto**. Constituyen el 0,33% de la corteza terrestre (incluyendo agua y atmósfera). A veces se presentan nativos. Los minerales son óxidos o sulfuros. Se obtienen por reducción de los óxidos con carbono o por tostación y reducción de los sulfuros.

La configuración electrónica muestra que poseen cinco electrones de valencia (2 electrones s y 3 electrones p), sin embargo, las propiedades difieren del primero al último. Las propiedades metálicas se incrementan desde el nitrógeno al bismuto de forma que el nitrógeno es no metal, gas diatómico, las modificaciones negra del fósforo y gris de arsénico y antimonio presentan algunas propiedades metálicas y el bismuto es un metal pesado. Esto se traduce en una disminución de los puntos de fusión a partir del arsénico, pues disminuye el carácter covalente de los enlaces y aumenta el carácter metálico. La semioocupación de los orbitales p se traduce en un potencial de ionización alto, ya que es una estructura electrónica relativamente estable.

Frente a los electropositivos (hidrógeno y metales) presentan estado de oxidación -3, aunque disminuye la estabilidad de los compuestos según crece el número atómico, y frente a los electronegativos (oxígeno, azufre y halógenos) +3 y +5, aumentando la estabilidad de los compuestos con el número atómico. Al crecer el

número atómico predomina el estado +3.

No reaccionan con el agua o con los ácidos no oxidantes; salvo el nitrógeno, todos reaccionan con ácidos oxidantes. Con el oxígeno se forman los óxidos con número de oxidación +3 y +5, excepto el nitrógeno que forma todos los comprendidos entre +1 y +5, aunque principalmente, +1, +2, +4. La acidez de los hidróxidos $X(OH)_3$ disminuye según aumenta el número atómico, siendo el $Bi(OH)_3$ básico. En estado pentavalente todas las combinaciones oxigenadas son ácidas, disminuyendo su fuerza según aumenta el número atómico.

El fósforo, arsénico y antimonio y sus combinaciones son tóxicos.

Nitrógeno

A temperatura ambiente, es un gas incoloro, inodoro e insípido, no combustible, diamagnético. Es más ligero que el aire. A 0°C se disuelven en agua 0,023 volúmenes/% de nitrógeno; la solubilidad del O_2 es el doble y, por consiguiente, la presión parcial del oxígeno en el agua es superior a la del nitrógeno, lo que es esencial para los seres vivos acuáticos.

El nitrógeno atómico, que se forma mediante descargas eléctricas en una atmósfera de nitrógeno, es muy reactivo: reacciona a temperatura ambiente con metales y no metales.

Se utilizan grandes cantidades de nitrógeno en la industria electrónica para crear atmósferas inertes en la producción de transistores, diodos, etc. En la industria del petróleo para incrementar la presión en los pozos y forzar la salida del crudo. También en expulsar el aire de tanques de combustible parcialmente llenos y como propelente de aerosoles y extintores.

El ácido nítrico (líquido incoloro) que se obtiene a partir del amoníaco, es un ácido fuerte y oxidante poderoso y se emplea en la fabricación de nitratos, nitración de sustancias orgánicas. Los nitratos de sodio y potasio que se han formado por descomposición de materia orgánica reaccionando con compuestos de los metales, se encuentran en ciertas áreas desérticas en gran cantidad y se utilizan como abonos. Son muy solubles.

Fósforo

Hay varios métodos, pero se obtiene principalmente por métodos electroquímicos en atmósfera seca a partir de mineral (fosfato) molido mezclado con coque y arena y calentado a 1400°C en un horno eléctrico o de fuel. Los gases de salida se filtran y enfrían hasta unos 50°C con lo que condensa el fósforo blanco que se recoge bajo agua o ácido fosfórico.

El fósforo es componente esencial de los huesos y dientes; también del protoplasma celular y del tejido nervioso. Los enlaces fosfodiéster sirven para almacenar energía para los procesos celulares. El hombre necesita un aporte de 1 g diario en forma de combinaciones fosforadas.

Arsénico

El arsénico es un sólido cristalino de color gris acerado, muy quebradizo, semimetálico (se encuentra en la frontera entre metales y no metales). Al aire pierde el lustre (se vuelve negro) y cuando se calienta, se oxida rápidamente a óxido arsenioso (As_2O_3) que tiene un olor a ajo. Arde con llama blanco-azulada produciendo humos blancos y venenosos del trióxido.

El arsénico se usa en los bronce, en pirotecnia y como dopante en transistores y otros dispositivos de estado sólido.

El arsénico (la forma gris parece ser no venenosa) y sus compuestos son venenosos, por lo que se usa poco. El

famoso veneno es en realidad Óxido de Arsénico (III) (As_2O_3 , con olor a ajo).

Antimonio

Se obtiene fundiendo estibina para concentrar el Sb_2S_3 y éste se tuesta a Sb_2O_3 que se reduce con carbón. Se purifica por sublimación o por fusión por zonas. También es un subproducto en los procesos metalúrgicos de cobre y plomo.

Es un elemento de color blanco azulado, brillante, muy quebradizo y puede pulverizarse fácilmente. Es estable frente al aire y el agua a temperatura ambiente. Se disuelve en los ácidos sulfúrico, nítrico y fosfórico concentrados y en caliente y en agua regia. Reacciona muy vigorosamente, incluso a temperatura ambiente, con los halógenos. Forma aleaciones con la mayoría de los metales, dando mayor dureza y resistencia a la corrosión al metal.

Bismuto

La mayor parte del bismuto se obtiene como subproducto del refinado de metales como plomo, cobre, estaño, plata y oro, en los barros anódicos de la electrólisis. El bismuto obtenido (bismuto bruto) se purifica mediante fusión por zonas.

Es un metal blanco cristalino, quebradizo, con matices rosados.

Desde el punto de vista químico es casi un metal precioso: insoluble en agua, ácido clorhídrico y sulfúrico diluido, aunque si es atacado por los ácidos nítrico y sulfúrico concentrado y caliente.

El elemento tiene una toxicidad intermedia entre la del antimonio y la del plomo. Grandes cantidades afectan las mucosas de la boca y del intestino grueso. Sus sales, al ser insolubles en agua, no son tóxicas. Si lo son las combinaciones orgánicas.

VI Elementos calcógenos o anfígenos

Forman el grupo 16 (antiguo VIA) de la Tabla Periódica. Son: **oxígeno, azufre, selenio, telurio, polonio.**

El nombre calcógeno proviene del griego y significa formador de minerales: una gran parte de los constituyentes de la corteza son óxidos o sulfuros. El término anfígeno fue asignado por Berzelius y significa formador de ácidos y bases.

El oxígeno es el elemento más abundante de la tierra (50,5% en peso de la corteza). Los demás son menos frecuentes. El polonio es muy raro, siendo un producto intermedio de corta vida media en las series de desintegración, su porcentaje es de $2,1 \times 10^{-14}$. Los minerales son óxidos, sulfuros y sulfatos y también se encuentran en estado nativo.

El oxígeno se extrae del aire y el resto por reducción de los óxidos o nativos. El selenio y telurio se obtienen como subproductos de los barros de las cámaras de plomo o de los barros anódicos. El polonio se obtiene bombardeando bismuto con neutrones.

La configuración electrónica presenta seis electrones de valencia: 2 electrones s y 4 electrones p. Al crecer el número atómico disminuye la tendencia de los electrones a participar en la formación de enlaces. Los estados de oxidación más usuales son -2, +2, +4 y +6, los dos últimos debido a la presencia de orbitales d a partir del azufre.

El oxígeno y azufre son no metales, mientras que el carácter metálico aumenta del selenio al polonio. El

oxígeno es un gas diatómico y el polonio un metal pesado. Presentan modificaciones, excepto polonio, algunas de selenio y telurio son metálicas.

La estabilidad de las combinaciones análogas con elementos electropositivos disminuye al crecer el número atómico. El carácter ácido de los oxoácidos disminuye de la misma forma; el de los calcogenuros de hidrógeno aumenta al aumentar el número atómico, siendo todos ellos débiles en disolución acuosa. No reaccionan con el agua y, salvo el azufre, no reaccionan con las bases. Excepto el oxígeno, todos reaccionan con el ácido nítrico concentrado. Con el oxígeno forman dióxidos que en con agua dan lugar a los correspondientes oxoácidos. Con los metales forman óxidos, sulfuros, seleniuros y telururos, cuya estabilidad disminuye desde el oxígeno al telurio.

El oxígeno es fundamental en todos los procesos de oxidación (combustiones, metabolismo de los seres vivos) y es la base de numerosos procesos industriales. El azufre se emplea como fungicida y en numerosos procesos industriales. El selenio y telurio se emplean como semiconductores. El polonio no tiene prácticamente utilidad.

Las combinaciones hidrogenadas de estos elementos (excepto el agua) son gases tóxicos de olor desagradable.

Oxígeno

Actualmente se obtiene por licuación del aire y destilación fraccionada del mismo (99% de la producción). En el laboratorio se prepara por electrólisis del agua (restante 1%) y por calentamiento de clorato de potasio con dióxido de manganeso como catalizador, descomposición térmica de óxidos (HgO), descomposición catalítica (níquel platinado) de peróxido de hidrógeno u otros peróxidos metálicos.

El O_2 es la forma alotrópica más abundante del oxígeno. Es un gas paramagnético (posee electrones desapareados), incoloro, inodoro e insípido.

El oxígeno es muy reactivo y es el componente de cientos de miles de compuestos orgánicos e inorgánicos: se combina con todos los elementos. El proceso de combustión es más vivo en oxígeno puro que en aire. Con oxígeno líquido el proceso de combustión puede ser explosivo, sobre todo si la sustancia presenta gran superficie. La mayor parte del consumo de oxígeno se produce en los hornos de obtención de acero por soplado de oxígeno. Otros consumidores importantes son las industrias consumidoras de gas de síntesis ($\text{CO} + \text{H}_2$): amoníaco (nítrico) y metanol, síntesis de óxido de etileno y soldadura oxiacetilénica.

El ozono (O_3) (la otra forma alotrópica del oxígeno) fue descubierto en 1839 por Schönbein. Es una sustancia muy activa que se forma por acción de descargas eléctricas o de luz ultravioleta sobre el oxígeno. Es un gas diamagnético azulado, de olor característico (el que se percibe después de las tormentas con importante aparato eléctrico). Su presencia en la atmósfera (en una cantidad equivalente a una capa de 3 mm de espesor en condiciones ordinarias de presión y temperatura) ayuda a impedir que los peligrosos rayos ultravioleta del Sol alcancen la superficie de la Tierra: se transforma por efecto de los rayos UV en oxígeno. Los contaminantes atmosféricos (derivados halogenados de hidrocarburos, fundamentalmente) tienen efectos negativos sobre esta capa.

Azufre

Curiosidades sobre el elemento: Presenta numerosas modificaciones (rómbrica, monoclinica, ciclooctaazufre, poliazufre) lo que hizo que hasta 1777 no se reconociese como elemento; lo hizo Lavoisier. Se encuentra en los meteoritos. R.W. Wood sugiere que la zona oscura próxima al cráter Aristarco es un depósito de azufre.

Se encuentra nativo en la proximidad de volcanes y fuentes termales. Está ampliamente distribuido en la naturaleza en forma de piritas, galena, esfalerita o blenda, cinabrio, estibinita, yeso, sales de epsom, celestita, baritina, etc.,. Constituye aproximadamente el 0,035% de la corteza.

El azufre se obtiene comercialmente de cubetas situadas a centenares de metros de profundidad, en domos salinos de la costa del Golfo de México mediante el método Frasch: se introduce agua sobrecalentada (180°C) que funde el azufre y con ayuda de aire comprimido, sube a la superficie. En Sicilia se encuentra en rocas con un 10–40% de azufre, que se funden y el azufre se purifica por destilación.

También se obtiene del petróleo y gas natural. Antiguamente se hacía por métodos químicos. Actualmente hay nuevos procesos.

El azufre es un sólido amarillo pálido, inodoro, frágil, insoluble en agua y soluble en disulfuro de carbono

El azufre junto con la sal común, la cal, el carbón y el petróleo es una de las cinco materias básicas de las grandes industrias químicas. En estado puro se usa para la fabricación de pólvora negra, cerillas, colorantes, en el vulcanizado del caucho natural. También como fungicida (vid).

El SO_2 sirve también para obtener ácido sulfuroso, cuyas sales (sulfitos y bisulfitos) tienen aplicaciones: industria papelera, fumigantes, blanqueantes de frutos secos,

Los compuestos orgánicos que contienen azufre son muy importantes (puentes disulfuro que mantienen la estructura de las proteínas). El azufre es un componente esencial para la vida: forma parte de grasas, lípidos corporales y minerales del esqueleto.

Selenio

Se usa como decolorante de vidrio, cerámicas, células fotoeléctricas y rectificadores. Xerografía (Fotocopiadoras), cámaras de televisión, toner fotográfico. En la industria del vidrio se utiliza para decolorarlo y para hacer vidrios y esmaltes de color rubí. Aditivo de aceros inoxidables.

Hasta hace poco se obtenía del procesamiento de minerales con sulfuro de cobre (chimeneas), pero actualmente la mayor parte se obtiene del ánodo del proceso de refinado electrolítico del cobre y de la plata: contienen hasta un 8% de seleniuros. El selenio se recupera por tostación de los lodos anódicos. El SeO_2 formado es sólido.

A partir del SeO_2 se obtiene el elemento por reacción con SO_2 .

Teluro

Se emplea en aleaciones con el acero, hierro colado, cobre, para favorecer su mecanizado, y plomo, para disminuir la acción corrosiva del ácido sulfúrico al mejorar su resistencia al desgaste, a la tracción mecánica y sus propiedades eléctricas y térmicas.

También se usa en cerámica y en la obtención de vidrios de color rojo, azul o marrón.

Polonio

Se le denominó radio F y fue el primer elemento descubierto por M. Curie en 1898 al intentar encontrar la causa de la radiactividad de la pechblenda de Joachimsthal, Bohemia. El electroscope demostró que era diferente del bismuto.

Químicamente se asemeja al telurio y bismuto. Se disuelve en ácidos diluidos y con H_2S precipita sulfuro de polonio (PoS)

También se alea o mezcla con berilio para obtener una fuente de neutrones.

Es muy peligroso su uso. El daño se produce por absorción de la energía de las partículas alfa en el tejido. La máxima cantidad corporal admisible es de 0,03 microcurios, lo que representa un peso de $6,8 \times 10^{-12}$ gramos. El ^{210}Po es tan peligroso, que el manejo de cantidades de microgramos requiere equipos especiales y controles estrictos. A igualdad de peso, es aproximadamente $2,5 \times 10^{11}$ veces más tóxico que el ácido cianhídrico. La máxima concentración permitida de compuestos solubles de polonio en el aire es de 2×10^{-11} microcurios/cm³.

VII Elementos Halógenos

Los halógenos son los cinco elementos no metálicos que se encuentran en el Grupo 17 de la Tabla Periódica: **flúor, cloro, bromo, yodo, astato**. El término "halógeno" significa "formador de sales" y a los compuestos que contienen halógenos con metales se les denomina "sales".

Se presentan en moléculas diatómicas cuyos átomos se mantienen unidos por enlace covalente simple y la fortaleza del enlace disminuye al aumentar el número atómico.

Reaccionan con el oxígeno, formando óxidos inestables; esta reactividad disminuye al aumentar el número atómico. Excepto el flúor que la oxida, se disuelven en agua y reaccionan parcialmente con ella. Reaccionan con el hidrógeno para formar haluros de hidrógeno, que se disuelven en agua, formando disoluciones ácidas (ácidos hidrácidos); el ácido más fuerte es el HI. Reaccionan con casi todos los metales formando haluros metálicos, casi todos ellos iónicos.

En estado elemental se usa solamente el cloro en el tratamiento de aguas. Los compuestos de estos elementos son muy importantes y útiles.

Debido a su poder oxidante, todos los halógenos son tóxicos. Algunas combinaciones halogenadas (fluoruros, cloratos y bromatos) son muy venenosos.

El flúor, el cloro y el yodo son oligoelementos importantes para los seres vivos.

Cloro

Se obtiene por acción de agentes oxidantes sobre los cloruros o más frecuentemente por electrólisis de los mismos o de disoluciones acuosas. También se emplea la electrólisis de ácido clorhídrico. Es un subproducto de la obtención de metales alcalinos y alcalinotérreos.

También se disuelve en dicloruro de diazufre, ácido clorhídrico, tetracloruro de carbono, ácido acético y nitrobenzeno.

Se usa en la producción de papel, colorantes, productos textiles, derivados del petróleo, medicinas, antisépticos, insecticidas, alimentos, disolventes, pinturas, plásticos y otros productos de gran consumo. Los procesos que más cantidad de cloro consumen son: sanitarios, blanqueantes, desinfectantes y textiles.

Bromo

El método de obtención actual consiste en la oxidación de bromuros con cloro. El bromo obtenido se condensa, destila y deseca. En el laboratorio se puede obtener por acción del ácido sulfúrico sobre bromuro potásico con dióxido de manganeso como catalizador.

Es el único no metal líquido y junto con el mercurio el único elemento líquido a temperatura ambiente. De color rojo oscuro, pesado (cinco veces más denso que el aire), fluido, que se volatiliza fácilmente a temperatura ambiente, produciendo un vapor rojo de olor muy desagradable, que asemeja al cloro.

Se emplea en la obtención de fumigantes (bromuro de metilo), agentes antiinflamables (hexabromobenceno, hexabromociclododecano) de fibras artificiales, extintores, colorantes, desinsectación, desinfección de agua de piscinas, fotografía (bromuros inorgánicos), etc.,... Los bromuros orgánicos son también importantes intermedios.

Tiene efectos muy irritantes sobre ojos y garganta en concentraciones mínimas: disoluciones 1:1000 tienen efectos letales.

Iodo

Se obtiene por reacción del $\text{Ca}(\text{IO}_3)_2$ con SO_2 .

Forma compuestos con muchos elementos (excepto gases nobles, azufre y selenio), aunque es menos activo que los otros halógenos, que lo desplazan de los yoduros. Es un oxidante moderado.

El iodo es un nutriente esencial; se necesitan pequeñas cantidades (0,2 mg/día) para el funcionamiento adecuado de la glándula tiroides que lo contiene en forma de dos hormonas: tiroxina y triyodotironina, las cuales aumentan el ritmo metabólico y el consumo de oxígeno de las células; su déficit produce bocio. La tintura de iodo es una disolución al 7% de iodo en alcohol con un 3% de KI; es un antiséptico importante.

Astato

Fue sintetizado en 1940 mediante bombardeo de ^{209}Bi con partículas α por Corson, McKensie y Segre. El astato obtenido (isótopos de larga vida 209 a ^{211}At) se destila calentando la mezcla al aire.

Es sólido. Es el más metálico y pesado de los halógenos. Por espectrometría de masas se ha comprobado que es muy parecido químicamente al resto de los halógenos, sobre todo al iodo, aunque es más metálico y probablemente se acumula también en la glándula tiroides. Se están usando haces moleculares para identificar y estudiar reacciones en las que está implicado el astato.

2ª Parte

Estudio de los principales compuestos del Hidrógeno, Oxígeno, Nitrógeno y Azufre. (Hidruros, Óxidos, Ácidos)

Ácido clorhídrico (HCl)

Propiedades

También denominado como cloruro de hidrógeno es un compuesto polar covalente. A temperatura ambiente es un gas con un punto de fusión de -115°C y un punto de ebullición de -85°C , es incoloro y de olor acre, ácido e irritante, que forma nieblas con el aire húmedo, por ser muy soluble en el agua. En la disolución acuosa se comporta como un ácido muy fuerte. Por ello reacciona con óxidos e hidróxidos metálicos, carbonatos sulfitos etc... así como con metales activos, formando el cloruro correspondiente.



Obtención del ácido clorhídrico

El HCl puede obtenerse por el desplazamiento de sus sales mediante ácido sulfúrico concentrado



La reacción tiene lugar en dos fases. En la primera, a temperatura ordinaria, el equilibrio está desplazado hacia la derecha, por desprenderse en HCl ; en la segunda hay que calentar para que se verifique.

En la industria el HCl suele obtenerse por la unión directa de hidrógeno y cloro moleculares que tiene lugar de una forma explosiva por lo que hay que realizarlo bajo unas medidas de seguridad.

Aplicaciones del ácido clorhídrico

Tiene gran importancia industrial utilizándose para la limpieza del acero antes de galvanización o para obtener productos como cloruros metálicos tintes, jabones o como reactivo en análisis químicos, también se utiliza para la producción de productos textiles y como subproducto de la combustión del carburante usado en las centrales eléctricas que queman carbón.

El Agua (H₂O)

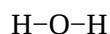
El agua, una molécula simple y extraña,. Es la sustancia más abundante en la biosfera, dónde la encontramos en sus tres estados y es además el componente mayoritario de los seres vivos, pues entre el 65 y el 95% del peso de de la mayor parte de las formas vivas es agua.

El agua fue además el soporte donde surgió la vida. Molécula con un extraño comportamiento que la convierten en una sustancia diferente a la mayoría de los líquidos, posee una manifiesta reaccinabilidad y posee unas extraordinarias propiedades físicas y químicas que van a ser responsables de su

importancia biológica.

Estructura del agua

La molécula de agua está formada por dos átomos de H unidos a un átomo de O por medio de dos enlaces covalentes. La disposición tetraédrica de los orbitales sp³ del oxígeno determina un ángulo entre los enlaces



aproximadamente de 104'5°, además el oxígeno es más electronegativo que el hidrógeno y atrae con más fuerza a los electrones de cada enlace.

El resultado es que la molécula de agua aunque tiene una carga total neutra (igual número de protones que de electrones), presenta una distribución asimétrica de sus electrones, lo que la convierte en una molécula polar, alrededor del oxígeno se concentra una densidad de carga negativa , mientras que los núcleos de hidrógeno quedan desnudos, desprovistos parcialmente de sus electrones y manifiestan, por tanto, una densidad de carga positiva.

Por eso en la práctica la molécula de agua se comporta como un dipolo

Así se establecen interacciones dipolo-dipolo entre las propias moléculas de agua, formándose enlaces o puentes de hidrógeno, la carga parcial negativa del oxígeno de una molécula ejerce atracción electrostática sobre las cargas parciales positivas de los átomos de hidrógeno de otras moléculas adyacentes.

Aunque son uniones débiles, el hecho de que alrededor de cada molécula de agua se dispongan otras cuatro

molécula unidas por puentes de hidrógeno permite que se forme en el agua (líquida o sólida) una estructura de tipo reticular, responsable en gran parte de su comportamiento anómalo y de la peculiaridad de sus propiedades físicoquímicas.

Propiedades del agua

• Acción disolvente

El agua es el líquido que más sustancias disuelve, por eso decimos que es el disolvente universal. Esta propiedad, tal vez la más importante para la vida, se debe a su capacidad para formar puentes de hidrógeno con otras sustancias que pueden presentar grupos polares o con carga iónica (alcoholes, azúcares con grupos $R-OH$, aminoácidos y proteínas con grupos que presentan cargas $+$ y $-$, lo que da lugar a disoluciones moleculares Fig.7. También las moléculas de agua pueden disolver a sustancias salinas que se disocian formando disoluciones iónicas.

En el caso de las disoluciones iónicas los iones de las sales son atraídos por los dipolos del agua, quedando "atrapados" y recubiertos de moléculas de agua en forma de iones hidratados o solvatados.

La capacidad disolvente es la responsable de dos funciones :

Medio donde ocurren las reacciones del metabolismo

Sistemas de transporte

• Elevada fuerza de cohesión

Los puentes de hidrógeno mantienen las moléculas de agua fuertemente unidas, formando una estructura compacta que la convierte en un líquido casi incomprensible. Al no poder comprimirse puede funcionar en algunos animales como un esqueleto hidrostático, como ocurre en algunos gusanos perforadores capaces de agujerear la roca mediante la presión generada por sus líquidos internos.

3. Elevada fuerza de adhesión

Esta fuerza está también en relación con los puentes de hidrógeno que se establecen entre las moléculas de agua y otras moléculas polares y es responsable, junto con la cohesión del llamado fenómeno de la capilaridad. Cuando se introduce un capilar en un recipiente con agua, ésta asciende por el capilar como si trepase agarrándose por las paredes, hasta alcanzar un nivel superior al del recipiente,

donde la presión que ejerce la columna de agua, se equilibra con la presión capilar. A este fenómeno se debe en parte la ascensión de la savia bruta desde las raíces hasta las hojas, a través de los vasos leñosos.

3. Gran calor específico

También esta propiedad está en relación con los puentes de hidrógeno que se forman entre las moléculas de agua. El agua puede absorber grandes cantidades de "calor" que utiliza para romper los p. de h. por lo que la temperatura se eleva muy lentamente. Esto permite que el citoplasma acuoso sirva de protección ante los cambios de temperatura. Así se mantiene la temperatura constante .

• Elevado calor de vaporización

Sirve el mismo razonamiento, también los p. de h. son los responsables de esta propiedad. Para evaporar el agua, primero hay que romper los puentes y posteriormente dotar a las moléculas de agua de la suficiente

energía cinética para pasar de la fase líquida a la gaseosa.

Para evaporar un gramo de agua se precisan 540 calorías, a una temperatura de 20° C.

Funciones del agua

Las funciones del agua se relacionan íntimamente con las propiedades anteriormente descritas. Se podrían resumir en los siguientes puntos

Soporte o medio donde ocurren las reacciones metabólicas

Amortiguador térmico

Transporte de sustancias

Lubricante, amortiguadora del roce entre órganos

Favorece la circulación y turgencia

Da flexibilidad y elasticidad a los tejidos

Puede intervenir como reactivo en reacciones del metabolismo, aportando hidrogeniones o hidroxilos al medio.

El agua pura tiene la capacidad de disociarse en iones, por lo que en realidad se puede considerar una mezcla de :

agua molecular (H_2O)

protones hidratados (H_3O^+) e

iones hidroxilo (OH^-)

Amoníaco NH_3

Historia y estado natural: Las sales amónicas ya eran conocidas por los antiguos egipcios y posteriormente por los alquimistas medievales. Lo obtenían calentando orina con sal común. En 1785 Berthollet demostró que el amoníaco era un compuesto de nitrógeno e hidrógeno.

El amoníaco se encuentra libre en la naturaleza y en los lugares donde se produce descomposición de la materia orgánica.

Propiedades físicas: El amoníaco es un gas incoloro, de olor característico picante y penetrante, muy soluble en agua, con la que forma hidróxido de amonio, fácilmente licuable a temperatura ordinaria. Es tóxico.

Las constantes físicas más importantes se resumen en el siguiente cuadro:

Fórmula	Masa Molecular	Punto de ebullición a 1 atm	Punto de fusión	Temperatura crítica	Presión crítica (atm)	Densidad (g/l) en c.n	Solubilidad a 20° y 1 atm
NH_3	17,03	-33,5° C	-77,7° C	132,5° C	111,5	0,771	710 Vol NH_3 /1 vol agua;

Métodos de obtención:

1.- Tratando una sal de amonio con hidróxido de sodio o con hidróxido de calcio:



2.- Calentando una mezcla de polvo de hierro, hidróxido de potasio y nitrato de potasio. El hierro reacciona con el hidróxido de potasio, según:



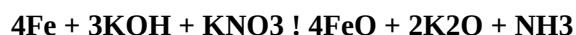
y con el nitrato de potasio, según:



Como el hidrógeno y el nitrógeno nacientes son bastante activos, se combinan mutuamente para formar amoníaco



El proceso global sería:



3.- Por hidrólisis de los nitratos iónicos.

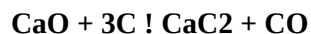
Así, tratando nitrato de calcio, Ca_3N_2 , con agua, se tiene:



4.- Tratando cianamida, (CaCN_2) con vapor de agua.

Requiere las siguientes fases

- Obtención de carburo de calcio a partir de CaO y carbón de coque:



- Reacción del carburo de calcio con nitrógeno:



- Reacción de la cianamida con vapor de agua:



5.- Por síntesis de sus elementos:

La gran importancia del amoníaco, tanto por sus aplicaciones directas en la industria del frío como por ser materia prima básica en la fabricación de abonos, ácido nítrico, etc., justifica que su obtención sintética

ofrezca un gran interés industrial.

A comienzos del siglo pasado, se observó que cuando se conduce una mezcla de nitrógeno e hidrógeno sobre osmio metálico a 700° C aproximadamente se puede reconocer en los gases desprendidos la formación de amoníaco, el cual se produce según la reacción:



Esta reacción es reversible y, por tanto, interesa estudiarla en todos sus aspectos para lograr que el equilibrio se desplace lo más posible hacia la derecha; es decir, hacia una mayor producción de amoníaco.

Vemos, en primer lugar, que se trata de una reacción exotérmica; por tanto, según el principio de Le Chatelier, el equilibrio se desplazará hacia la izquierda si se eleva la temperatura, ya hacia la derecha si el proceso se efectúa con enfriamiento.

Ahora bien, esto presenta un serio inconveniente: a bajas temperaturas la reacción es demasiado lenta para poder ser utilizada industrialmente, por lo que se hace precisa la acción de un catalizador que la acelere.

Por otra parte vemos también que esta reacción tiene lugar con una disminución de volumen: de cuatro volúmenes que ocupan los gases reaccionantes, se obtienen dos volúmenes de producto. Por tanto, según la ley de Le Chatelier, el equilibrio se desplazará hacia la derecha si la presión aumenta.

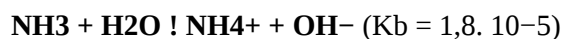
La reacción también se verá favorecida en orden a la producción de amoníaco, si este se elimina a medida que se va produciendo, hecho que se justifica por aplicación de la ley de acción de masas y el principio de Le Chatelier.

Mediante el empleo de catalizadores adecuados y regulando las condiciones de presión y temperatura, se consiguen rendimientos satisfactorios para la producción industrial a gran escala.

Carácter Químico

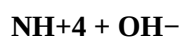
Carácter básico La molécula de amoníaco puede interpretarse como piramidal con ángulos de enlace de 108°. De los cinco electrones de valencia que posee el átomo de nitrógeno, tres forman enlaces covalentes con los correspondientes tres átomos de hidrógeno, quedando un par solitario no enlazante. Dicho par puede ser compartido por el amoníaco con otra molécula o ion con un orbital vacío, dando origen a un enlace covalente coordinado.

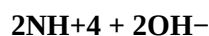
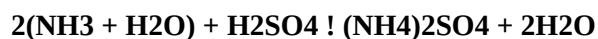
Así al disolver amoníaco en agua tiene lugar el siguiente proceso:



Donde se forman iones OH^- e iones NH_4^+ . La constante de equilibrio nos demuestra que éste está muy desplazado hacia la izquierda y que, por tanto, el amoníaco se comporta como una base débil. La estructura electrónica del ion amonio NH_4^+ puede suponerse como consecuencia de tres uniones covalentes y una covalente coordinada.

La disolución acuosa del amoníaco se comporta desde el punto de vista químico como la de cualquier hidróxido alcalino, reaccionando con los ácidos para formar las sales correspondientes:

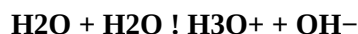
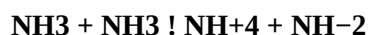




En las sales de amonio el ion NH_4^+ actúa como ácido conjugado de la base NH_3 y reacciona con el agua según:



El amoníaco líquido y exento de agua (seco) presenta un equilibrio de disociación muy parecido al del agua:



El ion NH_4^+ se origina por ganancia de un protón debido al carácter básico del amoníaco, mientras que el ion NH_2^- (o ion amido) es la consecuencia de la pérdida de un protón en la molécula de amoníaco.

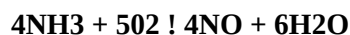
Carácter reductor . El número de oxidación del nitrógeno es en el amoníaco es -3 , que es el menor posible para el nitrógeno; por tanto, éste elemento en el amoníaco solamente puede actuar como reductor.

Así:

- El amoníaco gaseoso y caliente reduce al óxido de cobre (II), según:



- Reacciona con el oxígeno para formar NO ;



- Reacciona con el oxígeno para liberar nitrógeno:



La reacción de oxidación del amoníaco a óxido nítrico tiene una gran importancia en la obtención del ácido nítrico.

Aplicaciones

1.-En la obtención de fertilizantes:

Entre los que destacan: La urea, el sulfato de amonio, el nitrato de amonio; el nitrato de amonio y calcio, el fosfato de amonio y calcio.

2.-En la obtención de ácido nítrico y de sus derivados.

3.- Refrigerante en instalaciones de frío industrial

4.-Disolvente en la industria de la limpieza.

5.-Reactivo de laboratorio

6.- Materia prima en la obtención de diversos productos (carbonato de sodio, sacarina..)

Ácido Nítrico (HNO₃)

Historia y estado natural. El ácido nítrico ya era conocido por los egipcios más tarde usado por los alquimistas medievales para separar la plata del oro.

El ácido nítrico no existe libre en la naturaleza, salvo pequeños indicios en el aire después de las tormentas con descargas eléctricas, como consecuencia, probablemente de las siguientes reacciones.



En forma combinada es bastante abundante como nitrato de potasio (KNO₃) como nitrato de sodio (NaNO₃) y como nitrato de calcio [Ca(NO₃)₂]

Propiedades físicas. El ácido nítrico es un líquido incoloro que hierve a 81,4°C y solidifica a -41,6 °C; es soluble en agua en todas proporciones, formando con ella una mezcla de punto de ebullición constante (121,9°C) constituida por un 69% de HNO₃ y el resto agua.

Es fumante al aire cuando está concentrado y frecuentemente presenta un cierto color amarillento-rojizo, como consecuencia de los óxidos de nitrógeno que lleva en disolución (ácido nítrico rojo fumante).

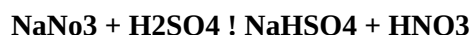
Es tóxico y en contacto con la piel produce graves quemaduras de lenta y difícil curación

El siguiente cuadro resume las constantes físicas más significativas del ácido nítrico:

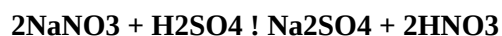
Fórmula	Masa Molecular	Densidad (g/cm ³)
HNO ₃	63,016	1,52

Obtención

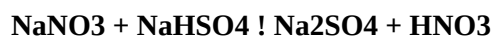
1.-Tratando nitrato de sodio con ácido sulfúrico concentrado, proceso que viene determinado por la reacción:



Que si tiene lugar a temperatura elevada, es:



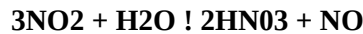
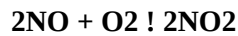
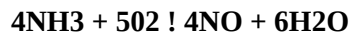
puesto que cada molécula de hidrogenosulfato de sodio reacciona a su vez con otra de nitrato de sodio, según:



Este método, antiguamente considerado como industrial, actualmente está en práctico desuso.

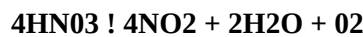
2.-Método de Ostwald Es el más empleado actualmente y consiste en la oxidación del amoníaco para formar óxido nítrico. Este método, descubierto supone el tratamiento de amoníaco con una diez veces su volumen de aire previamente calentado a 600°C, en presencia de platino, que actúa como catalizador.

Las reacciones que tienen lugar son:



El NO que se forma en esta última reacción es reciclado y oxidado de nuevo para producir más ácido nítrico.

Comportamiento químico. El ácido nítrico es una sustancia relativamente poco estable que al calentarlo destila a 86°C con descomposición parcial, según:



fenómeno que también ocurre en presencia de la luz; de ahí que deba conservarse en frascos topacio para evitar tal descomposición.

Carácter oxidante El ácido nítrico, incluso en disolución diluida, es un oxidante energético, acción que manifiesta más acusadamente si está en disolución concentrada. Los productos que origina al reducirse dependen no sólo de la concentración de la disolución del ácido, sino también de la temperatura a la que se efectúa el proceso.

En disolución concentrada suele formar NO₂

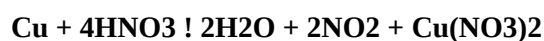


y en solución diluida NO:



Los metales situados por debajo del hidrógeno en la serie electroquímica de los elementos son oxidados por el ácido nítrico, a excepción del oro y del platino.

La reacción del cobre con el nítrico concentrado es:



Y con el ácido nítrico diluido



Aplicaciones e importancia del ácido nítrico El ácido nítrico, junto con los ácidos sulfúrico y clorhídrico, es una de las sustancias más importantes dentro de la industria química. Interviene en la fabricación de explosivos (nitroglicerina)

, en la obtención de colorantes y en la producción de fertilizantes.

También tiene mucha importancia como reactivo de laboratorio.

Ácido sulfúrico (H₂SO₄)

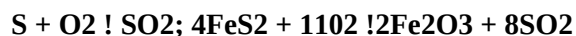
Historia y estado natural . El ácido sulfúrico se preparaba antiguamente calentando sulfatos naturales a elevadas temperaturas y disolviendo posteriormente en agua a trióxido de azufre obteniendo:



El ácido sulfúrico libre únicamente se encuentra en pequeñas cantidades en algunos manantiales de agua caliente, formado posiblemente por la acción del vapor de agua sobre el sulfato de hierro (II), también se halla, junto con el ácido clorhídrico, en el estómago de algunos moluscos

Sí son frecuentes, en cambio y muy abundantes, las sales que derivan de este ácido: los sulfatos

Obtención En la obtención industrial del ácido sulfúrico se emplean dos métodos: el de contacto, más importante, y el de las cámaras de plomo, ya en desuso. En ambos se parte de la misma materia prima, azufre o piritas de hierro, que por combustión primero, o por tostación la segunda, permiten obtener dióxido de azufre:



El dióxido de azufre reacciona con el oxígeno y se oxida a trióxido de azufre. Esta reacción debe efectuarse en presencia de un catalizador.

Finalmente el SO_3 reacciona con el agua para formar ácido sulfúrico



Método de contacto:

Una vez obtenido el dióxido de azufre por tostación de piritas o por combustión de azufre, es preciso purificarlo muy bien para eliminar cualquier vestigio de impurezas, especialmente el arsénico que envenena el catalizador. Para ello se hace pasar el gas por una de las cámaras separadoras de polvo y posteriormente se lava con agua y ácido sulfúrico.

El gas, ya purificado, se introduce mezclado con exceso de aire en una cámara catalítica (de contacto), donde se oxida a trióxido de azufre a una temperatura de unos 400°C y en presencia de un catalizador el cual también puede ser sustituido por una mezcla de óxido de hierro (III) y pentaóxido de divanadio.

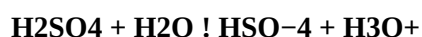
En este método no se hace reaccionar directamente el trióxido de azufre con el agua, sino que se le disuelve en ácido piro-sulfúrico $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ añadiendo simultáneamente agua en cantidad necesaria para obtener ácido sulfúrico con una concentración del 97–99%.

Acción deshidratante. La afección del ácido sulfúrico por el agua es tan elevada que incluso reacciona con la llamada de composición, presente en muchas sustancias. Así, deshidrata, carbonizándolos, al papel y a la madera (formados mayoritariamente por celulosa) y al azúcar, dejando carbón en libertad.



Esta acción deshidratante del ácido sulfúrico posibilita su uso como excelente desecador de gases, de locales cerrados, etc. E inhibidor del agua en muchos procesos químicos donde se exija la ausencia de dicha sustancia.

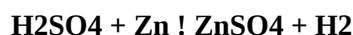
Carácter ácido. El ácido sulfúrico es un ácido diprótico que, en disolución diluida, se ioniza por etapas.



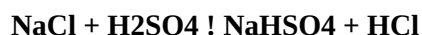
Cuando está concentrado casi no presenta propiedades ácidas; por esa razón se transporta en tales condiciones, ya que apenas ofrece aparente peligro.

El ácido sulfúrico diluido:

–Reacciona con muchos metales, desprendiendo hidrógeno;



– Desplaza de sus sales a los ácidos que hierven a baja temperatura:



–Reacciona con el carbonato de calcio, desprendiendo dióxido de carbono:

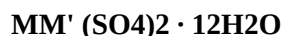


Muchos sulfatos se hidratan fácilmente, adicionando varias moléculas de agua a su molécula elemental:



Los sulfatos de amonio y de potasio no forman hidratos.

Los llamados alumbres son sulfatos dobles en los que intervienen un metal monovalente (o grupo atómico monovalente positivo, como el ion amonio) y otro trivalente, Su fórmula general es:



Carácter oxidante. Mientras que el ácido diluido no posee propiedades oxidantes, el sulfúrico concentrado es un oxidante enérgico que reacciona con muchos metales, reduciéndose a SO_2 .

Las sustancias orgánicas son oxidadas enérgicamente por el ácido sulfúrico concentrado y caliente, máxime si el proceso se realiza en presencia de mercurio, que como actúa como transportador de oxígeno, transformándose primero en sulfato y reduciéndose después a mercurio elemental.

Aplicaciones. Dados sus enormes usos, se considera al ácido sulfúrico como uno de los exponentes más característicos del desarrollo industrial de un país.

Dióxido de azufre (SO_2)

Historia y estado natural. El dióxido de azufre ya era utilizado por los griegos y los romanos como desinfectante y decolorante.

En estado libre se encuentra en los vapores volcánicos y en la atmósfera cercana a los grandes núcleos industriales, donde se consumen grandes cantidades de carbón, el cual siempre arrastra consigo algo de azufre. Este dióxido de azufre que se desprende juntamente con el dióxido de carbono en la combustión de carbones azufrados, es el causante de la llamada lluvia ácida, agente contaminante muy frecuente en zonas urbanas y fabriles.

Propiedades físicas . Es una sustancia gaseosa, más pesada que el aire, incolora, de olor picante que excita la

tos y soluble en agua, con la que se combina para formar ácido sulfuroso: $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$

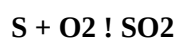
Licúa fácilmente y es tóxico.

En la tabla se recogen las principales características físicas del dióxido de azufre:

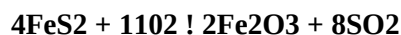
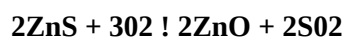
Masa molecular	Solubilidad en agua	Calor de formación (cal/mol)	Calor de disolución en agua (cal)	Punto de fusión (°C)	Punto de ebullición (°C)	Temperatura crítica (°C)	Presión crítica (atm)
64,06	40 cm ³ /1cm ³ agua	69300	8554	-72,7	-10	157,3	77,7

Obtención. El dióxido de azufre puede obtenerse:

–Por combustión del azufre, directamente al aire o en atmósfer de oxígeno



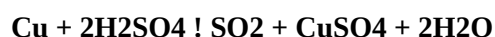
–Por tostación de sulfuros naturales:



–Por acción de un ácido sobre un sulfito o un hidrogenosulfito soluble:



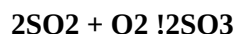
- Por reducción del ácido sulfúrico concentrado, mediante metales como el cobre o el mercurio, o no metales, como carbono o azufre:



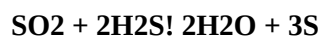
Conducta química. El dióxido de azufre es una sustancia relativamente estable, en la que predomina su carácter reductor, aunque en presencia de reductores energéticos puede actuar como oxidante.

Así

–Reacciona con el oxígeno para formar trióxido de azufre:



–Reacciona con el sulfuro de hidrógeno, oxidándolo a azufre:

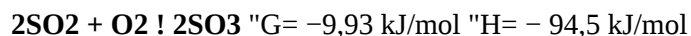


Aplicaciones del SO₂ y de sus derivados. El dióxido de azufre líquido, exento de humedad se utilizaba como refrigerante en la fabricación de hielo debido a su bajo punto de ebullición y elevado calor de vaporización. En la actualidad está siendo sustituido por derivados halógenos del metano.

Es frecuente la utilización del SO₂ en la preparación de vinos y de diversos productos en conserva para eliminar la acción de las bacterias que puedan alterarlos. Es preceptivo que el SO₂ empleado como conservante sea eliminado del producto antes de ser envasado.

Trióxido de azufre (SO₃)

Estado natural El trióxido de azufre, SO₃, suele encontrarse en cantidades relativamente pequeñas en la atmósfera próxima a los núcleos industriales, como consecuencia de la oxidación al aire del dióxido de azufre.



Esta reacción a temperatura ordinaria, es muy lenta y con un rendimiento muy bajo en SO₃; tiene por tanto, el equilibrio muy desplazado hacia la izquierda.

Propiedades físicas. El SO₃ es una sustancia sólida a temperatura ambiente aunque suele encontrarse habitualmente en la fase líquida. Hierve a 44,5°C

Obtención. Se puede obtener en laboratorio conduciendo vapores de SO₂, consecuencia de la combustión del azufre, través de aianto platinado y condensando el gas obtenido en un frasco enfriado con hielo,

Conducta química y aplicaciones El SO₃ posee una gran avidez por el agua, con la que reacciona de forma muy violenta para originar ácido sulfúrico.



Debido a su carácter ácido, reacciona enérgicamente con muchos óxidos metálicos, formando los correspondientes sulfatos: $\text{SO}_3 + \text{BaO} \rightarrow \text{BaSO}_4$

El mayor consumo de trióxido de azufre se dirige hacia la obtención de ácido sulfúrico (método de contacto) y, ya en menor grado, en la síntesis de algunos compuestos orgánicos.

El dióxido de nitrógeno (NO₂)

Es uno de los óxidos más estables del nitrógeno; su estructura molecular puede considerarse como resonante entre estas dos formas límite:

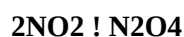
Es un gas de color pardo rojizo, que se desprende con facilidad al tratar ácido nítrico concentrado con metales poco activos:



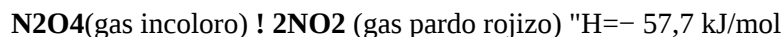
o al oxidarse al aire el óxido nítrico:



El dióxido de nitrógeno tiende a asociarse fácilmente para originar el tetraóxido de dinitrógeno (N₂O₄):



Ambas sustancias coexisten en equilibrio, desplazándose éste hacia la derecha si se aumenta la temperatura y hacia la izquierda si se disminuye:



El sesquióxido de nitrógeno (N_2O_3) es una sustancia muy inestable que se descompone con facilidad en NO y NO_2 según la reacción:



Se combina con el agua formando ácido nitroso:



Sustancia también inestable que, en estado combinado, da origen a los llamados nitritos.

El óxido Nítrico (NO)

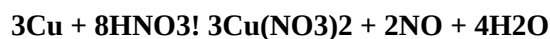
Compuesto relativamente estable, es una sustancia incolora, gaseosa a temperatura ambiente. Su importancia industrial radica en que es la sustancia de partida para la obtención del ácido nítrico.

El óxido nítrico puede obtenerse:

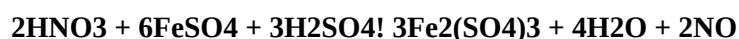
a) a partir de sus elementos, haciendo pasar aire a través de una descarga de arco eléctrico a unos 3000°C según la reacción:



b) tratando ácido nítrico diluido (aprox 50%) con metales poco activos:



c) Reduciendo ácido nítrico con sulfato de hierro (II) en disolución diluida de ácido sulfúrico

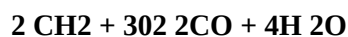


Monóxido de Carbono (CO)

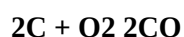
Monóxido de carbono CO: es un combustible y agente reductor de gran importancia industrial. Es un gas incoloro, insípido, inodoro, parcialmente soluble en agua, muy tóxico.

Se obtiene por combustión incompleta de compuestos de carbono, por combustión parcial del carbono:

"

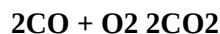


"



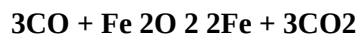
Es combustible, arde en el aire produciendo gas carbónico:

"



El monóxido de carbono es utilizado en metalurgia como agente reductor, reduciendo los óxidos de los metales. La reducción del mineral se efectúa en el alto horno a unos 900° C aproximadamente:

"



El monóxido de carbono es un gas toxico, y sus moléculas se combinan con átomos de Fe de la hemoglobina, impidiendo la capacidad de ésta para combinarse con el oxígeno y licuarlo por el torrente sanguíneo.

Propiedades físicas y químicas

Apariencia: gas liquido incoloro, prácticamente inodoro. Arde con llama violeta.

Gravedad Específica (Agua =1): N.A

Punto de ebullición (°C): -192

Punto de fusión (°C): -205

Densidad relativa del Vapor (Aire =1): 0.97

Presión de Vapor (mm Hg) 760/20°C

Viscosidad (cp): N.R

pH: Neutro

Solubilidad: ligeramente soluble en agua. Soluble en alcohol, benceno. Ácido clorhídrico, solución amoniacal, acetato de etilo, cloroformo, ácido acético.

Vías de absorción

1.-Inhalación: puede tener efectos sobre la sangre, el sistema nervioso central y el sistema cardiovascular dando lugar a anorexia y cambios de comportamiento.

2.-Ingestión: N.A

3.-Piel: el contacto con el gas licuado puede causar congelamiento severo.

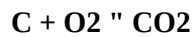
4.-Ojos: puede ser irritante.

Efectos crónicos: puede tener efectos sobre el comportamiento de los reflejos y el aumento del riesgo de problemas cardiacos. Se sospecha que tiene efectos en la reproducción tales como problemas neurológicos, bajo peso al nacer, aumento de abortos y lesiones cardiacas congénitas.

Dióxido de Carbono (CO2)

Dióxido de carbono es un gas incoloro, inodoro, no venenoso. En el aire se encuentra en pequeña proporción. Es moderadamente soluble en el agua formando el ácido carbónico, H_2CO_3 . Su solubilidad aumenta con la presión, propiedad utilizada en las bebidas gaseosas para producir efervescencias.

Se forma en la combustión fuerte del carbono o de sus derivados, especialmente los hidrocarburos.

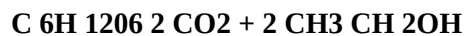


En el laboratorio se obtiene por acción de ácidos sobre los carbonatos:



Industrialmente, se obtiene como producto de la fermentación de carbohidratos, como la glucosa:

fermento



Las plantas, mediante el proceso de la fotosíntesis, transforman el dióxido de carbono y el agua en sustancias orgánicas (carbohidratos) por acción de la luz solar y la clorofila:

clorofila



luz solar

El CO_2 , no es combustible, ni comburente, se emplea en extintores de incendios ya que impide la combustión.

Si el CO_2 se comprime, se licua y por enfriamiento se convierte en un sólido denominado hielo seco que se usa para congelar alimentos.

Se reconoce el CO_2 porque al disolver este gas en el agua de cal $\text{Ca}(\text{OH})_2$; de incoloro a gris debido a la formación de carbonato de calcio.

Propiedades Físicas y Químicas

Apariencia: gas comprimido, incoloro e inodoro.

Gravedad Específica (Agua =1): 1.53/20° C

Punto de ebullición (° C): -78.6

Punto de fusión (° C): -56.6

Densidad relativa del Vapor (Aire =1): 1.53

Presión de Vapor (mm Hg) 58.4 /20° C

Viscosidad (cp): N.R

pH: N.A

Solubilidad: baja solubilidad en agua. Soluble en acetona, alcohol e hidrocarburos.

Usos

Refrigeración, bebidas carbónicas, intermedio químico, verificador de bajas temperaturas, extintor de incendios, atmósferas inertes, aerosoles, tratamiento de aguas municipales, medicina, enriquecimiento del aire en casa húmedas, fuente de presión para usos diversos, gas de protección para soldadura, siembra de nubes para provocar lluvia artificial, moderador en algunos tipos de reactores nucleares, inmovilización para matar animales humanitariamente, láseres especiales.

Vías de absorción

1.- Inhalación: vértigo, dolor de cabeza, dificultad respiratoria, pérdida de conocimiento y aumento del tono muscular.

2.- Ingestión: N.A

3.- Piel: en contacto con líquido se puede producir congelación y quemaduras.

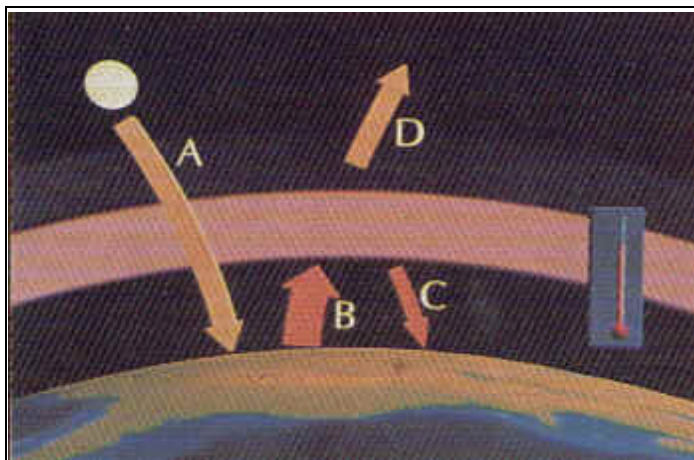
4.- Ojos: en contacto con líquido se puede provocar lesiones en la córnea.

5.- Efectos crónicos: La sustancia puede tener efectos sobre el nivel de estrés, dando lugar a trastornos emocionales e irritabilidad creciente. Una exposición prolongada o repetida produce aumento del ritmo respiratorio, dolores de cabeza y ligeros trastornos metabólicos.

El efecto invernadero

Actualmente el planeta está sufriendo cambios en su temperatura, causada principalmente por el aumento en la producción de gases que provocan el llamado Efecto Invernadero (gases de invernadero). Estos gases (principalmente el dióxido de carbono (CO_2)) se encargan de absorber la energía emitida por el Sol, impidiendo que los días sean demasiado calurosos o las noches demasiado frías; el aumento en la emisión de estos gases provoca cambios en los regímenes de lluvia, incremento en la desertización, alteraciones en la agricultura, y la descongelación de los casquetes polares, los cuales aumentan el nivel del mar, inundando las zonas costeras y continentales en todo el mundo.

Descripción del proceso



A: Absorción de la radiación emitida por el Sol en las capas atmosféricas

B: Reflexión de la radiación solar (aproximadamente un 30% de la radiación absorbida)

C: Captación de la radiación solar reflejada por los gases invernaderos

D: Radiación solar liberada al espacio

El ciclo formado por los puntos **B** y **C**, es el responsable de la elevación de la temperatura en las capas más cercanas a la superficie terrestre.

Gases que intervienen en el proceso

GAS	FUENTE EMISORA	TIEMPO DE VIDA	CONTRIBUCION AL CALENTAMIENTO (%)
Dioxido de carbono (CO ₂)	Combustibles fósiles, deforestación, destrucción de suelos	500 años	54
Metano (CH ₄)	Ganado, biomasa, arrozales, escapes de gasolina, minería	7 – 10 años	12
Oxido Nitroso (N ₂ O)	Combustibles fósiles, cultivos, deforestación	140 – 190 años	6
Clorofluorocarbonos (CFC 11,12)	Refrigeración, aire acondicionado, aerosoles, espumas plásticas	65 – 110 años	21
Ozono y otros	Fotoquímicos, automóviles, etc.	horas – días	8

Aumento de la concentración de gases con efecto invernadero

En el último siglo la concentración de anhídrido carbónico y otros gases invernadero en la atmósfera ha ido creciendo constantemente debido a la actividad humana:

A comienzos de siglo por la quema de grandes masas de vegetación para ampliar las tierras de cultivo

En los últimos decenios, por el uso masivo de combustibles fósiles como el petróleo, carbón y gas natural, para obtener energía y por los procesos industriales.

La concentración media de dióxido de carbono se ha incrementado desde unas 275 ppm antes de la revolución industrial, a 315 ppm cuando se empezaron a usar las primeras estaciones de medida exactas en 1958, hasta 361 ppm en 1996.

Los niveles de metano se han doblado en los últimos 100 años. En 1800 la concentración era de aproximadamente 0.8 ppmv y en 1992 era de 17. ppmv

La cantidad de óxido de dinitrógeno se incrementa en un 0.25% anual. En la época preindustrial sus niveles serían de alrededor de 0.275 ppmv y alcanzaron los 0.310 ppmv en 1992.