

Serie Didáctica N° 6

Facultad de Ciencias Forestales

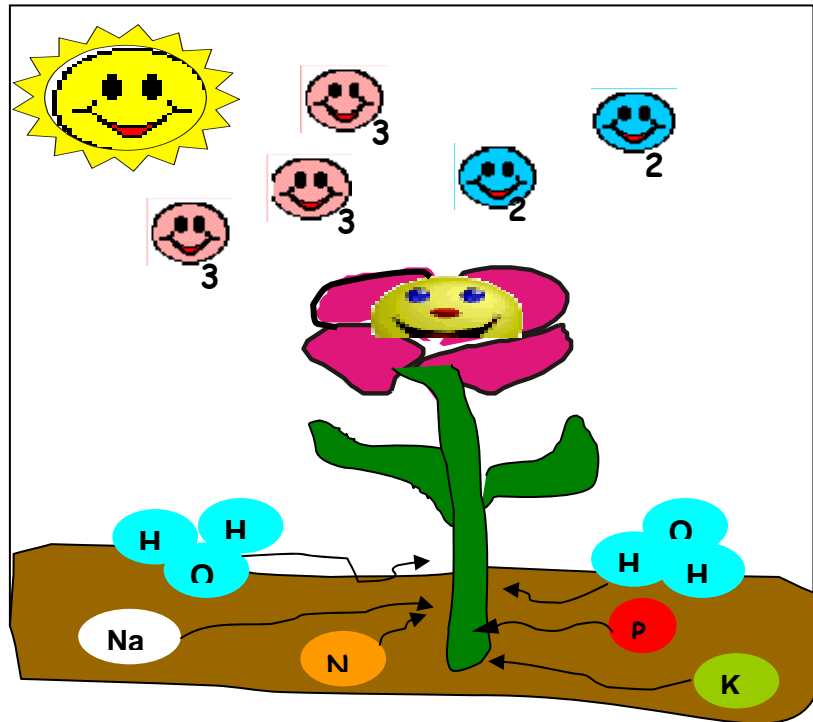
UNIVERSIDAD NACIONAL DE SANTIAGO DEL ESTERO



CÁTEDRA DE
QUÍMICA GENERAL E INORGÁNICA

GUÍA DE ESTUDIO

QUÍMICA GENERAL E INORGÁNICA



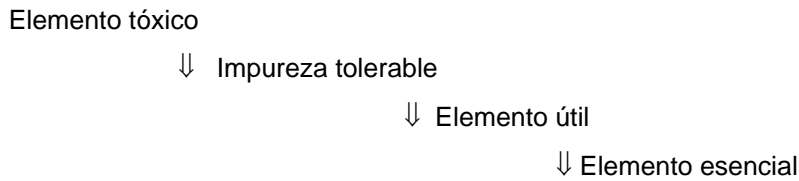
Autores:

MARIANA HERNÁNDEZ UBEDA

KARINA RONDANO

Septiembre 2004

Es de suponer, que a través de procesos evolutivos y de adaptación de los seres vivos, muchos elementos pueden haber seguido la siguiente secuencia hasta llegar a conformar un elemento esencial como posiblemente haya ocurrido con el vanadio, cromo y níquel.



Habitualmente un elemento se considera esencial cuando:

- a) Su insuficiencia produce deficiencias funcionales, las que pueden revertirse si el elemento recupera su nivel fisiológico óptimo.
- b) El organismo no puede crecer ni completar su ciclo vital sin el elemento.
- c) El elemento tiene influencia directa sobre los procesos metabólicos.
- d) Su efecto no puede ser logrado por otro elemento.

El normal funcionamiento de los organismos vivientes requieren un balance y equilibrio entre los diferentes elementos que intervienen en las funciones vitales. Un elemento esencial puede transformarse en tóxico.

La Figura 2 muestra un diagrama de Bertrand, el cual indica el efecto de la dosis de un elemento esencial sobre la respuesta fisiológica. Este puede ser construido para diferentes elementos o para un mismo elemento que forma parte de distintos compuestos.

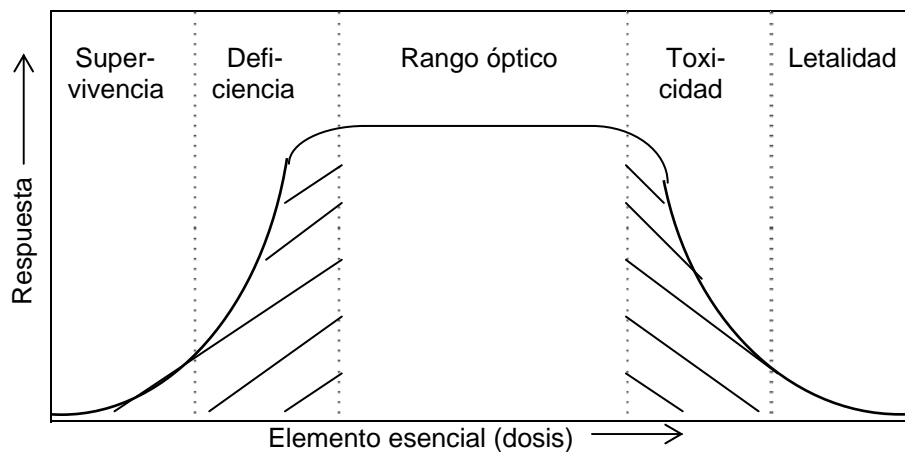


Figura 2. Diagrama de Bertrand

Este diagrama ejemplifica las diferentes etapas en donde la concentración del elemento pasa de deficiente a excesiva.

Otro diagrama que muestra la diferencia del comportamiento entre un elemento esencial que se vuelve tóxico por la dosis y un elemento tóxico es el presentado en la Figura 3.

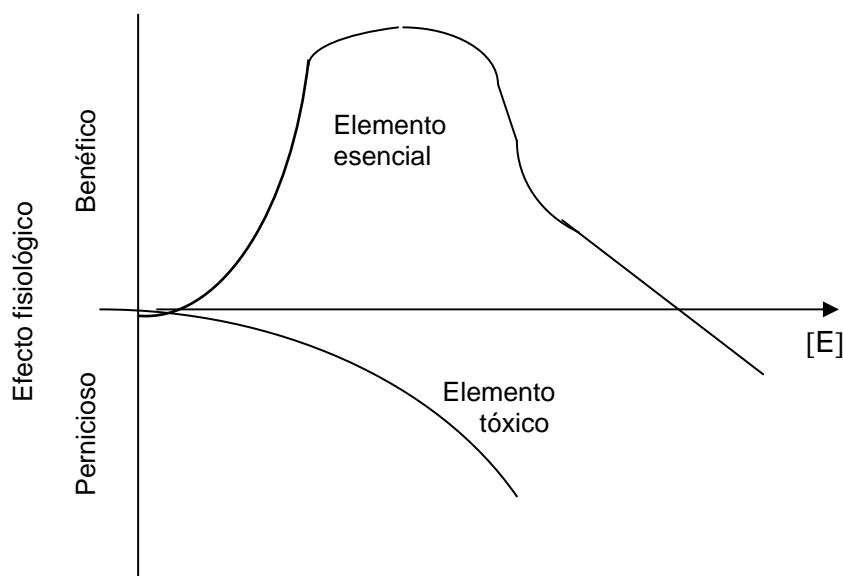


Figura 3. Comparación del efecto de la dosis de un elemento esencial y de un elemento tóxico sobre la respuesta fisiológica.

Durante su evolución, los seres vivos han logrado aprovechar los sistemas inorgánicos más abundantes, desechando los de difícil acceso, seleccionando a los más efectivos y adecuados para sus fines.

La mayoría de los vegetales toman casi la totalidad de los elementos minerales vía raíces, pero en ciertas ocasiones, las sales se incorporan a través de las hojas. Las plantas acuáticas absorben por toda su superficie. Las sales minerales originadas a partir de las rocas, que constituyen la litosfera, por fenómenos de descomposición, pierden su estructura cristalina y se rompen mediante procesos físicos y químicos convirtiéndose en compuestos solubles. Estos se disocian en el agua y en mayor o menor grado liberan cationes como: K^+ , Ca^{2+} , Fe^{2+} , Fe^{3+} y aniones como Cl^- , SO_4^{2-} , PO_4^{3-} , etc. Las sustancias iónicas utilizadas son también recicladas por descomposición de los desechos y de los restos de los animales y vegetales a través de la acción de hongos y bacterias y también por las sustancias minerales arrastradas por la lluvia.

Hidrógeno

Es el elemento más abundante en el universo, siendo el principal constituyente de las estrellas, en las cuales se fusiona (a enormes temperaturas) para dar Helio, desprendiendo una gran cantidad de energía. En la tierra, existe casi exclusivamente combinado en innumerables compuestos orgánicos e inorgánicos.

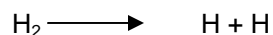
El hidrógeno libre es un gas de moléculas diatómicas. Su configuración electrónica es $1s^1$, es el elemento más simple de todos. Presenta distintos isótopos: 1_1H (*protio*) 2_1H (*deuterio*) y 3_1H (*tritio*). Es el único elemento cuyas isótopos tienen nombre propio.

Desde un punto de vista formal, el átomo de hidrógeno se lo relaciona con los átomos de los metales alcalinos, a los que se le favorece por poseer un electrón de valencia, y a los átomos de los halógenos, por necesitar un electrón para completar la estructura electrónica del gas inerte que le

sigue en la tabla periódica, el helio. Pero su electronegatividad es tan pequeña que solo le permite obtener ese electrón de los metales más electropositivos.

El hidrógeno molecular existe en dos formas que son llamados orto y para. Estas formas difieren en la dirección de los espines nucleares (del protón), espines paralelos (orto) y espines opuestos (para).

Es el gas más liviano que existe. Es poco soluble en agua con puentes de fusión y ebullición cercanos al cero Kelvin. Se puede obtener hidrógeno atómico por disociación de la molécula:



Esta reacción es endotérmica, con $\Delta H = 101 \text{ kcal. mol}^{-1}$.

El hidrógeno atómico es inestable, muy reductor, se transforma inmediatamente en hidrógeno molecular. Se combina con la mayoría de los no metales dando hidruros volátiles; con los metales más electropositivos forma hidruros salinos presentando en los mismos número de oxidación (1-). Su número de oxidación en otros compuestos es (1+). Cuando pierde un electrón se transforma en protón (H^+). Aun cuando la fórmula indicada es la que se utiliza normalmente para representarlo, es necesario subrayar que este ión no existe en forma libre en solución. Como consecuencia de su tamaño pequeño, ejerce una fuerte atracción sobre las moléculas de agua, uniéndose a las mismas. Por lo tanto es formulado como ión hidronio (H_3O^+).

El hidrógeno forma con el carbono innumerables compuestos químicos llamados hidrocarburos. Está presente en tales compuestos orgánicos como constituyente celular de los seres vivos, unido al carbono, oxígeno, nitrógeno y otros elementos.

Los elementos de transición son capaces de absorber hidrógeno en los intersticios de sus redes formando compuestos sólidos que son no estequiométricos.

El hidrógeno al combinarse con el oxígeno forma agua. De la misma manera, el deuterio (^2_1H) se combina con el oxígeno para dar agua pesada. Este, al igual que el hidrógeno existe en forma de deuterio orto y deuterio para, como molécula diatómica. En general el deuterio y sus compuestos reaccionan más lentamente que los compuestos similares del protio (^1_1H).

Halógenos

Los elementos que pertenecen al grupo VIIA de los representativos se denominan halógenos. Ellos son: flúor (F); cloro (Cl); bromo (Br); yodo (I) y astato (At). Los primeros cuatro son elementos bastante abundantes en la naturaleza, no se los encuentra al estado libre sino formando compuestos. El astato es un elemento muy escaso, sus isótopos 210 y 211 son radiactivos y se desintegran en un tiempo de vida de horas.

La configuración electrónica del último nivel energético del grupo es $ns^2 np^5$ con siete electrones, lo que les permite la ganancia de un electrón para adquirir la configuración del gas noble que le sigue. Con el estado de oxidación 1- forma los hidrácidos y sus sales (halogenuros).

Al estado elemental, en condiciones normales (0°C y a atm.), el flúor y el cloro son gases, el bromo es líquido y el yodo es sólido. Presentan moléculas diatómicas, es decir F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 que son muy reactivas debido a sus bajas energías de disociación (150 a 240 kJ.mol^{-1}) y a sus altas afinidades electrónicas (280 a 332 kJ.mol^{-1}). Son poco solubles en agua.

El flúor es el elemento más electronegativo que existe. En todos sus compuestos actúa con estado de oxidación 1-, mientras que los otros elementos del grupo presentan además del estado de oxidación 1-, los estados 1+, 3+, 5+, y 7+, entre otros. Con el hidrógeno forman hidruros volátiles: HF, HCl, HBr, HI, que disueltos en agua tienen propiedades ácidas. Junto con el carbono, presentan compuestos llamados freones, utilizados como propulsores en aerosoles y como gases en refrigeración, como por ejemplo CFCl_3 , CF_2Cl_2 .

Los halógenos se combinan con los estados de oxidación positivos, formando óxidos y oxácidos (con excepción del flúor) por ejemplo: HClO_4 , HIO_3 y sus respectivas sales NaClO_4 , KIO_3 . También pueden combinarse entre sí para dar compuestos interhalogenados, por ejemplo: IF_5 , IF_7 .

Flúor

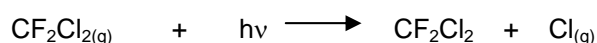
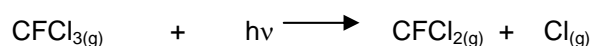
Su presencia en sistemas biológicos fue reconocida hace más de 200 años, primero por sus efectos tóxicos crónicos y recientemente por sus efectos benéficos en relación con las caries dentales. En los sistemas vivos se lo encuentra como fluoruro, este es un inhibidor enzimático. Este efecto inhibidor está asociado con la formación de fluorocomplejos metálicos, a los que se le adjudica toxicidad cuando el haluro está en exceso. La función básica de los fluoruros en los sistemas se vincula con los procesos de biomineralización y desmineralización, actuando, probablemente, como promotor de la transformación del fosfato de calcio amorfo en hidroxiapatita. En los organismos superiores se localiza en los tejidos duros.

Cloro

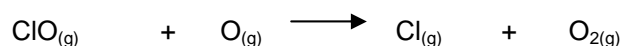
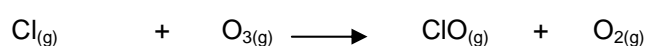
Como cloruro es el haluro más abundante en los sistemas biológicos. Junto a los fosfatos y carboxilatos integra el sistema aniónico presente en los seres vivos. Así como los cationes Na^{1+} y K^{1+} , juega un papel esencial en el mantenimiento de la presión osmótica. Asimismo algunos sistemas celulares pueden utilizar el ion cloruro para transporte de carga.

El requerimiento de la existencia de canales que permitan el transporte de sodio o potasio, también existe para el cloruro. En general, se ha demostrado que en muchos sistemas celulares, los balances aniónicos están íntimamente ligados a otras actividades celulares, tales como el balance catiónico y el manejo ATP.

La aparición de átomos de cloro a elevadas alturas se debe a la descomposición de los fluoro-cloro-carbonos (freones), al absorber radiación de longitud de onda menor a 200 nm (nanómetros).



Estos átomos de cloro atacan el ozono de la atmósfera, generando:



Dichos compuestos causan la destrucción de la capa de ozono (agujero de ozono). El adelgazamiento de la capa permite una mayor cantidad de radiación ultravioleta que llega a la

superficie de la tierra, ya que el ozono actúa como filtro de la misma. Se trata entonces, de una contaminación de alta atmósfera, por lo que se incrementan las radiaciones nocivas en nuestro ambiente.

Iodo

Se lo ha reconocido como elemento esencial para los organismos superiores. Todo el iodo presente en el organismo humano está retenido en la glándula tiroidea y sirve de base para síntesis de las hormonas tiroideas. Estas hormonas tienen un variado espectro de efectos metabólicos por su rol regulador de aparato energético, intervienen en la biosíntesis del ATP, estimulan el metabolismo del hígado y de los músculos.

Oxígeno

Es el elemento más abundante de nuestro planeta si se consideran aire, agua y tierra. En la atmósfera aparece esencialmente en forma libre bajo dos variedades alotrópicas, O₂ y O₃ (ozono), constituyendo el 20% v/v del aire y en forma combinada el 89% en peso del agua.

La configuración electrónica de sus átomos es: 1s²2s²2p⁴. El isótopo de número másico igual a 16 es el más importante y abundante aunque también existen los isótopos con números másicos 15, 17 y 18.

Es un gas a temperatura y presión normales, con puntos de fusión y ebullición cercanos al 0 °K. Es incoloro, pero se vuelve azul en grandes cantidades.

En el estado líquido o sólido es de color azul claro. Presenta propiedades paramagnéticas debido a los electrones desapareados de sus moléculas.

Forma compuestos binarios (óxidos) con todos los elementos químicos, excepto con los gases nobles más ligeros. En casi todos los compuestos actúa con número de oxidación (2-), pero puede presentar estado de oxidación (1-) en peróxidos y también (-1/2) en superóxidos.

Con los metales de los grupos IA, IIA, IB y IIB, la fórmula general es M₂O (óxidos), M₂O₂ (peróxidos) y MO₂ (peróxidos). El ión peróxido es O₂²⁻. Para los superóxidos (grupo IA y IIA) presenta el ión O₂⁻. Este electrón extra se puede acomodar en un II antienlazante.

Los no metales forman compuestos binarios con el oxígeno. Su fórmula es NM₂O_x actuando el oxígeno como O²⁻, son de carácter covalente y la mayoría se presentan en forma de moléculas simple o relativamente sencillas. En todos los casos, el oxígeno es el elemento más electronegativo con excepción del flúor.

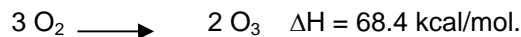
El alótropo más estable es el O₂ (molécula diatómica). Debido a su alta energía de disociación, el oxígeno atómico, al igual que el hidrógeno atómico, no tiene existencia estable real.

El oxígeno está presente en numerosos compuestos inorgánicos como: bases, sales y ácidos oxigenados.

Lavoisier fue el primer investigador que en 1789 estudió la función del oxígeno en los sistemas de combustión y respiración. Es un elemento esencial para la vida, ya que está presente en los compuestos orgánicos, en las células y fluidos biológicos.

El segundo alótropo del oxígeno es el ozono, se genera por descargas eléctricas en el aire. Está formado por tres átomos de oxígeno O₃. Es un gas de color azul claro. En estado líquido es azul oscuro y altamente explosivo. Tiene puntos de fusión y ebullición muy bajos, es más soluble en agua que el oxígeno.

La reacción de formación del ozono es endotérmica:



Se caracteriza por su alto poder oxidante.

Aire

La atmósfera es una mezcla de gases que rodea un cuerpo celeste (como la tierra), cuando este cuenta con un campo gravitatorio para impedir que se escapen.

La atmósfera terrestre está constituida principalmente por nitrógeno (78%) y oxígeno (21%). El 1% restante lo forman el argón (0.9%), el dióxido de carbono (0.03%), distintas proporciones de vapor de agua y trazas de hidrógeno, ozono, metano, monóxido de carbono, helio, neón, criptón y xenón.

El contenido de vapor de agua varía considerablemente desde 190 ppm a -40°C hasta 4200 ppm a 30°C.

Otros elementos que en ocasiones constituyen parte de la atmósfera en cantidades minúsculas, son el amoníaco, el sulfuro de hidrógeno y óxidos como los de azufre y nitrógeno cerca de los volcanes, arrastrados por la lluvia o la nieve. No obstante, el primer riesgo se centra en los óxidos y otros contaminantes emitidos a la atmósfera por industrias y los vehículos debido a los efectos dañinos que originan cuando forman la lluvia ácida. Hay además muchas posibilidades de que el progresivo incremento de CO₂ producido sobre todo por los combustibles fósiles desde el siglo pasado, pueda afectar al clima planetario a través del llamado efecto invernadero.

Las perturbaciones atmosféricas y las corrientes descendentes arrastran distintas proporciones de ozono hacia la superficie terrestre. En las capas bajas de la atmósfera, la actividad humana incrementa la cantidad de ozono, que se convierte en un contaminante capaz de ocasionar daños en las cosechas.

La capa de ozono (O₃) se ha convertido en motivo de preocupación desde los comienzos de la década del 70, cuando se descubrió que los clorofluorocarbonos, estaban siendo vertidos en la atmósfera en grandes cantidades a consecuencia de su empleo en refrigerantes y como propelentes en aerosoles. La preocupación se centraba en la posibilidad de que estos compuestos, a través de la acción solar, pudiesen atacar fotoquímicamente y destruir el O₃ estratosférico que protege la superficie del planeta del exceso de radiación ultravioleta. Por ello, en los países industrializados, se ha abandonado la utilización de clorofluorocarbonos para aquellos usos que no son esenciales. Los posteriores estudios a cerca de la amenaza que en la actualidad representa la actividad humana para la capa de ozono, no son concluyentes.

Propiedades del aire

- Es una solución de N (78% de N, 21% de O y 1% de otros gases).
- Su peso específico en CNPT es de 1,293 g.L⁻¹.

- Su peso molecular medio es de 28,96.
- Puede licuarse. La licuación del aire se realiza en la industria para la obtención de N₂, O₂, y Argón. El aire líquido es una sustancia móvil de color azul, debido a la presencia de O₂, y se torna turbio por la presencia de hielo y de CO₂ sólido. El aire líquido mezclado con carbón se utiliza en minería y construcción como explosivo.

Contaminación del aire

El aire es indispensable para la vida sobre la tierra. La adición de materia indeseable transportada por el aire, como el humo, cambia la composición de la atmósfera de la Tierra. Designamos a este fenómeno atmosférico como contaminación del aire.

Contaminantes gaseosos del aire

- Óxidos de Carbono: el dióxido de carbono (CO₂) es un contaminante natural del aire y es parte del ciclo del C en la biosfera, por lo tanto, no se lo considera por lo general, como contaminante. En la actualidad, la concentración de CO₂ aumenta anualmente en 0,7 ppm (parte por millón). Este aumento puede acarrear cambios de importancia, dado que el CO₂ a diferencia de los demás componentes del aire puro, posee la propiedad de absorber la radiación infrarroja (calor) de sol. Por lo consiguiente, cuanto más CO₂ halla en la atmósfera, mayor calor presentará la superficie terrestre. No sabemos cuan grave puede ser el efecto de esto. Una de las consecuencias más peligrosas, sería la fusión de los casquetes polares, con la inundación consiguiente de vastas áreas costera de todo el planeta.

El monóxido de carbono (CO) no es un componente del aire seco normal, sino un producto de la combustión incompleta de carbón o de compuestos de carbón. Es gas incoloro, inodoro no irritante y muy tóxico. La principal fuente de contaminación es la salida de los caños de escape de los automóviles. La concentración máxima en la industria para trabajadores sanos es de 50 ppm en una jornada de 8 horas. Una concentración de 1000 ppm puede producir pérdida de conocimiento y la muerte en 4 horas.

- Compuestos que contienen C e H, ó C, H, y O: la primera categoría pertenece a los hidrocarburos. El otro grupo lo constituyen los alcoholes, aldehídos, ácidos orgánicos etc. Estas sustancias son introducidas en la atmósfera por la combustión incompleta de combustibles que tienen carbono. La evaporación de líquidos como la que resulta de la manipulación de naftas o pinturas contribuye a la contaminación. La diversidad de efectos de estas sustancias es muy grande. Algunos son carcinogénicos, otros irritantes y malolientes, otros experimentan cambios en la atmósfera para producir otros contaminantes.
- Compuestos con azufre: los óxidos más importantes del S son el SO₂ y SO₃. Desde el punto de vista de los efectos dañinos sobre el hombre y las dificultades que presenta la prevención de la descarga sobre la atmósfera, el SO₂ es probablemente el contaminante del aire individual más

significativo. Este gas se oxida en la atmósfera formando SO_3 , el cual reacciona con la humedad del aire originando la niebla de ácido sulfúrico. Este es un ácido muy fuerte, corrosivo, que destruye el tejido viviente, edificios, etc. Cuando tienen lugar estas conversiones, el material inicialmente introducido en la atmósfera recibe el nombre de contaminante primario del aire. Los nuevos materiales producidos por reacción química en el aire se designan como contaminantes secundarios del aire.

Otro compuesto importante que contiene azufre es el sulfuro de hidrógeno, que tiene olor a huevo podrido. Es más venenoso que el CO. No es un contaminante abundante como el SO_2 o los hidrocarburos. Su presencia suele asociarse a la descomposición de la materia orgánica o algunas operaciones industriales.

- Compuestos que contienen Nitrógeno: los óxidos importantes, que se encuentran en el aire son NO, NO_2 . Ambos se forman en los procesos de combustión que tienen lugar en el aire. Todos los óxidos de N se convierten en NO_2 en el aire. Los efectos de este van desde un olor desagradable y una irritación moderada hasta una congestión pulmonar grave y la muerte, según la concentración y la duración de la exposición. El NO_2 es también importante como contaminante del aire porque es una de las sustancias claves que entran en la cadena de reacciones químicas que producen el smog.

- Ozono: el O_3 se encuentra en un cierto grado en el aire normal, pero en concentraciones mayores es una sustancia tóxica. La concentración máxima permisible para trabajadores sanos en jornadas de 8 horas es de 0.1 ppm.

Es curioso que el O_3 haya llegado a relacionarse con el aire puro y que los aparatos que producen O_3 se hallan considerado purificadores del aire.

El O_3 es producido en forma natural en la atmósfera durante las tormentas eléctricas y es probable que su olor picante característico, en tales condiciones se haya relacionado con el aire y con la acción purificadora de las lluvias. El O_3 es una sustancia químicamente reactiva que en ocasiones se utiliza para combatir el olor de gases de escape (como las provenientes del tratamiento de aguas negras), oxidándolos en productos de olores menos objetables antes de ser liberados a la atmósfera. Por otra parte, el O_3 producido por los aparatos de uso doméstico es demasiado diluido (alrededor de 0.1ppm) para afectar en algún grado perceptible los olores corrientes del hogar.

Generadores de O_3 son utilizados desde hace muchos años como agente germicida, con la esperanza de impedir la propagación de organismos infecciosos. El valor práctico de esta idea ha sido puesto en tela de juicio, cuando se demostró que las concentraciones de O_3 capaces de matar gérmenes patógenos, mataban también más rápidamente a conejillos de India. Otros estudios indican que no puede esperarse que el O_3 , en concentraciones muy bajas, no provoque irritación de las vías respiratorias humanas y que proporcione protección eficaz contra la infección bacteriana transmitida a través del aire. Por lo expuesto, los aparatos domésticos que producen O_3 no purifican el aire, sino que lo contaminan.

- Fluoruro de hidrógeno: este gas es un contaminante importante puesto que se ha demostrado que causa perjuicios graves y extensos en la vegetación. Sin embargo, no es un componente general de las atmósferas contaminadas, sino que resulta más bien de diversas actividades industriales específicas, tales como la producción de aluminio.

- Contaminación del aire por partículas: en este tipo de contaminación cobra gran importancia el tamaño de las partículas, ya que este se relaciona positivamente con la velocidad de depósito. De ahí que las partículas de polvo, por poseer mayor tamaño, son molestas solo a distancias cortas. Las partículas más pequeñas se depositan tan lentamente que permanecen en el aire durante largos períodos de tiempo y pueden ser llevadas a grandes distancias. Los contaminantes en forma de partículas pueden obstaculizar la transmisión de calor del sol a la tierra, reflejando una porción de rayos solares lejos de esta. Una pérdida importante de energía del sol reduciría, en última instancia, el promedio de temperatura de la tierra, lo que sería capaz de producir otra época glacial. Este efecto es opuesto al de la absorción de calor por el CO₂ atmosférico.

A los efectos de su estudio los diferentes tipos de particular se clasifican en:

- ✓ *Partículas viables (capaces de vivir*: estas comprenden los granos de polen, microorganismos como las bacterias, los hongos, los mohos, las esporas y los insectos o partes de ellos, tales como pelos, alas y piernas. Son causantes de efectos perjudiciales para el hombre, tales como rinitis alérgicas, asma bronquial, infecciones por hongos, etc.

- ✓ *Partículas no viables*: comprende gran parte de materiales, algunos de fuentes naturales y otros resultantes de las actividades del hombre. Los materiales naturales incluyen arena y partículas de tierra, polvo volcánicos, etc. Los contaminantes producidos por el hombre incluyen tanto materia orgánica como inorgánica. La mayor parte de la materia orgánica está en forma de humo proveniente de la combustión del carbón, petróleo, basura, etc. Consta de diversos compuestos, algunos de estos cancerígenos. La materia inorgánica en particular, proviene en gran parte de actividades metalúrgicas (producción de Fe, Cu, Pb, Al, etc.), de las industrias productoras de mineral no metálico (cemento, vidrio, cerámica, etc.), de la manufactura inorgánica (fabricación de ácidos y fertilizantes) y del plomo utilizado en las naftas. Este último, se utiliza como agente antidetonante, bajo la forma de un compuesto denominado plomotetraetilo. Estos compuestos de plomo se mezclan con algunos hidrocarburos simples, clorados o bromados, antes de añadirse a las naftas.

Efectos de la contaminación del aire

La idea que el aire contaminado puede ser perjudicial para el hombre se remonta por lo menos a la edad media. Sin embargo, en los últimos decenios hemos empezados a percatarnos de la extensión y la complejidad de los efectos de la contaminación del aire y del carácter impreciso de nuestros conocimientos a su respecto. Podemos clasificar estos efectos en cinco divisiones, a saber:

- a) Reducción de la visibilidad y otros efectos atmosféricos.
- b) Daños causados a la vegetación.
- c) Efectos directos sobre el hombre.
- d) Daños causados a los materiales.
- e) Deterioro de los materiales.

Efecto invernadero

La mayor parte de radiación que llega a la tierra proviene de sol. Del total de energía recibida, un 30% es reflejada al espacio por las nubes, moléculas que encuentran en la atmósfera, partículas sólidas y todo lo que hay sobre la tierra. Del 70% restante, aproximadamente el 20% es absorbido por la atmósfera. Esto significa que la mitad de la radiación es absorbida por la tierra y los océanos.

La tierra emite la mayor parte de la energía como radiación infrarroja (IR) cuya longitud de onda está comprendida entre 5 y 125 micrones. Algunos de los componentes minoritarios de la atmósfera, principalmente O₃, H₂O y CO₂ absorben radiaciones en esta zona de espectro. Por lo tanto, algo de la energía emitida por la tierra se emplea para aumentar la temperatura de la atmósfera. Si estas moléculas que absorben en el IR, no estuvieran presentes en la baja atmósfera, la temperatura de la superficie terrestre debería ser considerablemente más baja de lo que es actualmente.

De hecho, se ha estimado que el efecto invernadero es responsable de un aumento promedio de la temperatura de aproximadamente 45°C en las proximidades de la superficie terrestre. Algunas de las consecuencias se hacen corrientemente evidentes durante la noche, cuando la superficie del planeta, que ha sido calentada durante el día, irradia sin recibir energía del sol. Un resultado es que la presencia de nubes generan frecuentemente un enfriamiento apreciable de la atmósfera porque el calor es absorbido por las moléculas de agua. Por otra parte, en presencia de nubes hay un mayor descenso de temperatura. Un ejemplo extremo de esta situación se da en los desiertos, donde la atmósfera es muy seca, resultando días muy calurosos y noches muy frías. El caso más extremo se presentaría sino hubiera atmósfera como en la luna. Por otra parte, si la radiación IR emitida por la tierra fuera absorbida por la atmósfera, la temperatura terrestre aumentaría de manera catastrófica, tal como ocurre en Venus, cuya atmósfera esta constituida básicamente por CO₂.

Los gases que producen efecto invernadero son: H₂O, CO₂, CO; CH₄, óxidos de N, SO₂, O₃, clorofluorocarbonos.

La concentración de contaminantes atmosféricos, que atrapan calor solar en la atmósfera pueden afectar el clima terrestre. La tierra puede calentarse durante el próximo siglo más de lo que se ha calentado en el último millón de año. Si bien los científicos coinciden en esto, no existe consenso con respecto a la rapidez con la que ocurrirá y donde será más pronunciado. Los gases de invernadero producen calentamiento global.

Sustitución del ozono

El O₃ se desprende en la estratosfera. Este es una forma de oxígeno contaminante hecho por el hombre en atmósfera inferior o troposfera, pero es un componente natural, esencial de la estratosfera, que constituye una capa que aísla a la tierra de gran parte de la radiación ultravioleta

que proviene del sol. Si el O_3 desapareciera, el planeta sería inhabitable para gran parte de los seres vivos. Sin embargo, el O_3 causa problemas cuando su concentración aumenta cerca del suelo. Es troposférico, es un componente del smog, fotoquímico no de origen natural como el de la estratosfera. Por desgracia el O_3 de la atmósfera inferior no responde al de la estratosfera porque en pocos días se reconvierte en O_2 .

El problema de la desaparición de O_3 fue demostrado a partir de 1984 con el descubrimiento de un gran agujero en capa de O_3 sobre la Antártida. En dicha zona de la estratosfera, la concentración de este gas disminuye hasta un 67% cada año.

Un agujero menor se encuentra sobre el Ártico. Las concentraciones mundiales de O_3 estratosférico han disminuido durante varios decenios.

En 1980, se informó que la capa de O_3 se redujo significativamente en las latitudes medias, aún en verano, cuando la tasa de agotamiento es mínima. Esta fue el triple en la década del ochenta que en la del setenta.

La destrucción química del O_3 en la estratosfera es causada por clorofluorocarbonos y otros agentes químicos industriales. Estos ascienden en la atmósfera donde la radiación ultravioleta los separa en Cl, F y C. En ciertas condiciones, el Cl es capaz de reaccionar con el O_3 , convirtiéndolo en O_2 . El Cl no es alterado, entonces un solo átomo de Cl es capaz de descomponer varias miles de moléculas de ozono.

Agua

Es el nombre que se le aplica al estado líquido de un óxido compuesto por hidrógeno y oxígeno. Es la única sustancia que existe a temperatura ordinaria en los tres estados de la materia; o sea líquida, sólida y gaseosa. En estado líquido se presenta en nubes, en forma de rocío; cubre las tres cuartas partes de la superficie terrestre, en forma de pantanos, lagos, ríos, mares y océanos, está presente en los tejidos de los seres vivos. Como sólido o hielo se encuentra en los glaciares y en los casquetes polares, así como en las superficies de agua en invierno, o en forma de granizo, nieve o escarcha, también en los mares en forma de cristales de hielo. En estado gaseoso, o vapor de agua, existe en forma de niebla, vapor y nubes.

A presión atmosférica, el agua líquida se solidifica a $0^{\circ}C$ y tiene un punto de ebullición a $100^{\circ}C$. Estas temperaturas sirven para definir la escala centesimal y en consecuencia el grado Celsius ($^{\circ}C$).

Si se considera el agua como un hidruro de oxígeno o como un óxido de hidrógeno, no sigue la ley de sucesión regular de la temperatura de ebullición o solidificación de la serie mineral considerada. Presenta anomalías que se explican por la existencia de fuerzas de atracción entre moléculas bipolares (puente hidrógeno) que exigen una cierta energía para que puedan romperse. Esta energía se suministra en forma de calor.

En la Figura 4 se muestra el ciclo del agua, con sus principales componentes expresados en escala global. Los números entre paréntesis son valores expresados en trillones de gramos de agua por año.

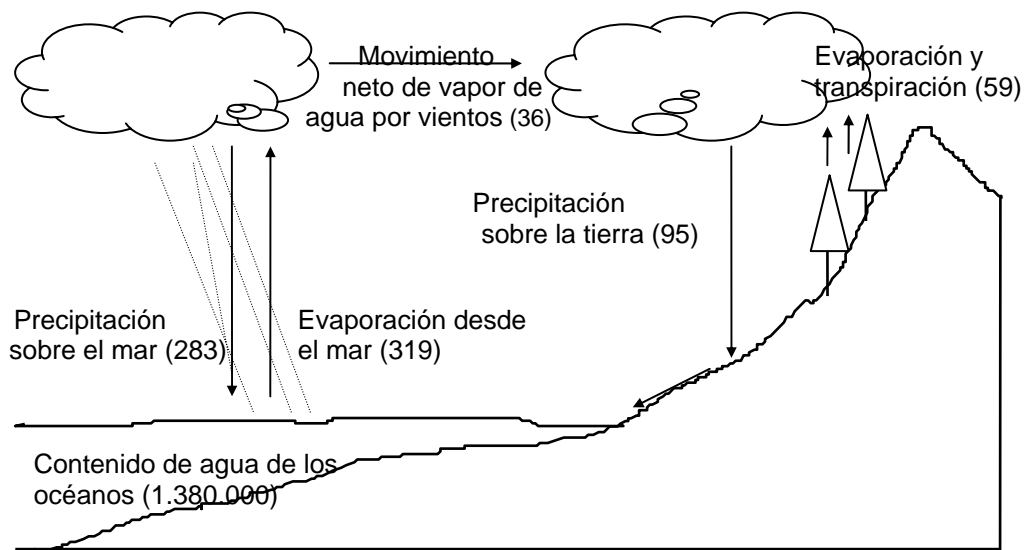


Figura 4. Ciclo del agua

Existen en el agua pequeñas cantidades de óxido de deuterio (D_2O), también llamada agua pesada y de óxido de tritio (T_2O). Estas dos variedades de óxidos de los isótopos del hidrógeno tienen punto de fusión y ebullición un poco más elevado que el agua.

El agua, al ser una sustancia tan abundante, ha sido utilizada para la definición de ciertas unidades por ejemplo la caloría. El tener una molécula polar le otorga propiedades muy particulares como disolvente de compuestos polares. La solubilidad de los compuestos polares, depende de características exclusivas del compuesto, como energía reticular, pero también de la mayor o menor interacción con el agua que sufran las partículas del compuesto a disolver.

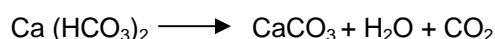
En cuanto a su estructura, la molécula de agua tiene una forma angular. Sus uniones con el hidrógeno forman un ángulo de 104.5 grados. En el estado sólido puede formar hasta 4 puentes hidrógeno, dos de ellos a través de los pares hidrógenos libres del oxígeno y los otros a través de los dos hidrógenos, presentando una estructura tetraédrica. Esta estructura existe estrictamente en el estado sólido y es muy abierta y rígida. En ella, dos enlaces H-O son más cortos que los otros dos (puente hidrógeno). En cambio, en el agua líquida, muchos puentes hidrógenos se han quebrado, permitiendo que las moléculas se compriman (al ocupar los espacios vacíos que tiene la estructura del hielo) aumentando su densidad. De este modo, cuando el agua se congela existe un aumento de volumen y una disminución de su densidad (el hielo flota en el agua).

El calor específico del agua (cantidad de calor necesaria para elevar en un grado 1 gramo de agua) es de $1 \text{ cal} \cdot \text{g}^{-1} \cdot \text{C}^{-1}$ o $4.18 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot \text{C}^{-1}$. Es la sustancia de mayor calor específico.

El calor latente es el calor que se absorbe al realizar el cambio de estado, de las unidades de masa, previamente llevados a la temperatura que corresponde a la presión reinante. Se absorbe en un sentido y se libera en el sentido contrario.

Tipos de agua

- *Agua de lluvia:* es la más pura de las aguas naturales, pues contiene por término medio solo 0.003 % de otras sustancias presentes en el aire. Por ejemplo: O₂; CO₂; NH₃; N₂; NH₄⁺; NO₃⁻. El agua que cae luego del primer chaparrón, es más pura, pues la primera lluvia lava la atmósfera extrayendo el polvo y los compuestos que varían según las zonas (campo, ciudad, costa, etc.).
- *Agua de ríos:* esta agua contiene materia orgánica proveniente de vegetales, restos de animales, aguas servidas de los pueblos ribereños. También contiene minerales del suelo que son erosionados y del agua de los arroyos o afluentes.
- *Agua de mar:* las aguas de los ríos, arrastrando sales y sedimentos, llegan al mar y esta se va concentrando, haciéndose más salada.
Las aguas de los mares contienen proporciones variadas de sales. El Mediterráneo contiene del 3 al 3.5% de sales disueltas. Este porcentaje llega al 23% en el Mar Muerto.
- *Agua potable:* el agua potable (del latín patio: bebida) es el agua adecuada para el consumo del hombre y por extensión de los animales superiores, no es una sustancia pura, tiene una disolución de sales y gases en proporciones determinadas.
Las condiciones que debe cumplir son:
 1. Limpida, sin olor, fresca y de sabor agradable.
 2. Incolora, alguna ligera opalescencia puede no quitarle su carácter potable.
 3. No debe tener gérmenes patógenos, es decir, gérmenes capaces de producir enfermedades.
 4. Debe tener aire en solución. El agua sin gas, como sucede con el agua hervida es pesada e indigesta.
 5. Debe contener sales hasta un máximo de 0.5 g.L⁻¹.
 6. No debe contener sulfuros, nitritos, nitratos ni amoníaco. La presencia de nitritos y NH₃ hace sospechar la contaminación con pozos negros.
 7. Debe cocer bien las legumbres y disolver el jabón sin que se formen grumos.
- *Agua dura:* es la que con el jabón forma espuma con dificultad. Se debe a la presencia en el agua de sales de calcio, magnesio o cualquier otro metal no alcalino. Estas sales reaccionan con el jabón y forman precipitados insolubles. Las sales responsables de la dureza de agua son: CaSO₄; Ca (HCO₃)₂; Mg(HCO₃)₂. La dureza debido a los carbonatos ácidos se denomina transitoria ya que estas se pueden eliminar del agua por calentamiento, transformándose los mismos en carbonatos insolubles.

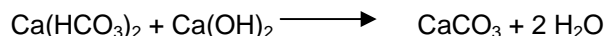


La dureza debido a los sulfatos, cloruros y nitratos se denomina permanente, ya que no se elimina por calentamiento.

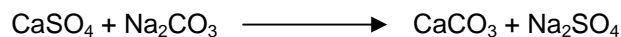
El ablandamiento de aguas consiste en la eliminación de las sales que producen dureza.

Métodos para ablandar aguas:

Método cal-soda



Elimina dureza transitoria.



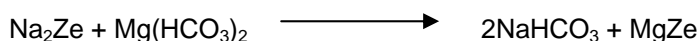
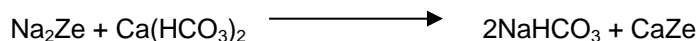
Elimina dureza permanente.

Cuando se trata de separar $\text{Mg}(\text{OH})_2$ se debe agregar un exceso de $\text{Na}(\text{OH})$.

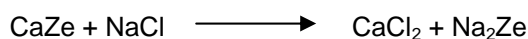
Método del intercambio iónico

Se funda en el cambio de los iones indeseables del agua por su ión débilmente unido a una sustancia natural o artificial (de estructura compleja). Se usan dos clases de sustancias: zeolitas y resinas orgánicas sintéticas.

a) Zeolitas: son silicatos complejos del Al y Na que tiene la propiedad de cambiar el ión Na^+ por iones de Ca^{2+} o Mg^{2+} .



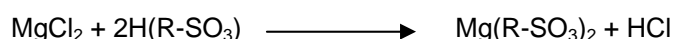
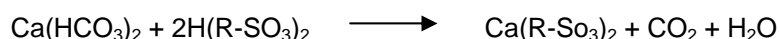
Las zeolitas pierden su actividad con el uso, por lo cual es necesario regenerarlas tratándolas con una solución de NaCl al 10%



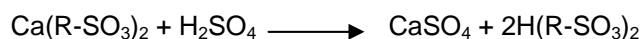
La operación de ablandamiento se realiza en tanques o columnas, en los que se colocan capas de zeolitas a través de los cuales se hace pasar el agua.

b) Resinas orgánicas sintéticas: estas resinas son sustancias orgánicas macromoleculares, insolubles en agua, con una estructura tridimensional que contiene grupos iónicos catiónicos o aniónicos.

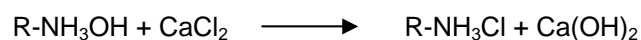
Las resinas catiónicas poseen grupos funcionales ácidos: HSO_3^- , HCOO^- , cuyos iones hidrógenos se cambian por cationes.



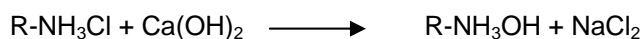
La regeneración de estas resinas se hace mediante ácidos H_2SO_4 o HCl .



Las resinas aniónicas son intercambiadores que contienen grupos funcionales básicos, como NH_3OH ; el ión oxidrilo de resina se cambia por otro anión como el cloruro.



La regeneración se realiza con solución alcalina.



Actualmente, se emplean resinas bifuncionales, es decir, que contienen grupos ácidos y grupos básicos ($\text{H-SO}_3 - \text{R-NH}_3\text{OH}$).

La operación de ablandamiento de agua con resinas sintéticas se realiza de forma similar a la empleada con zeolitas.

Impurezas del agua

Pueden ser:

- Partículas suspendidas*: son de mayor diámetro, se depositan a velocidades razonables y son retenidas por filtros comunes. Son lo suficientemente grandes como para que el agua contaminada se vea turbia y sucia.
- Partículas coloidales*: son tan pequeñas que su velocidad de sedimentación es insignificante y pasan a través de los poros de la mayoría de los medios filtrantes, no se los puede eliminar por sedimentación, ni filtración. Son las responsables del color azul, verde y rojo de los lagos y mares.
- Materia disuelta*: la materia disuelta no se deposita y no es retenida por los filtros. Puede estar en forma molecular ó iónica, para eliminarla se debe hacer tratamientos químicos.
Las sustancias extrañas al agua pueden clasificarse en base a propiedades. Por ejemplo pueden ser vivos ó inertes, orgánicos ó minerales, radioactivos ó no radioactivos, tóxicos ó inofensivos, naturales ó agregados por el hombre.

Elementos del grupo VIA (16)

Los elementos de este grupo son llamados calcógenos oxigenoides. Pertenecen al mismo: oxígeno (O), azufre (S), selenio (Se), telurio (Te) y polonio (Po). El primer elemento ha sido estudiado en forma particular debido a su importancia. La configuración electrónica del último nivel energético del grupo es, $ns^2 np^4$. A diferencia del oxígeno que es un gas, los otros elementos de grupo son sólidos a temperatura ambiente. El carácter metálico aumenta hacia abajo como es de esperar, siendo el polonio el único que tiene características típicas de los metales. Los estados de oxidación negativos pierden importancia hacia abajo, en el grupo.

El elemento más importante del grupo, después del oxígeno, es el azufre. Este se encuentra libre en la naturaleza y también en forma combinada como sulfuros y sulfatos. En el estado elemental presenta dos formas alotrópicas: rómbica y monocíclica; siendo la primera estable a temperatura y presión ambiente. En ambos casos, el azufre sólido está formado por anillos de ocho átomos, cuando es vaporizado las moléculas se presentan con diferente atomicidad.

El selenio, al igual que el azufre, se encuentra en la naturaleza libre y combinado como seleniuros. Presenta dos variedades de selenio rojo, con anillos de ocho átomos y además una variedad gris de estructura espiralada más estable.

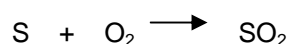
El telurio aparece en la naturaleza como telururos de cobre y plomo (curiosamente el telurio es el único que aparece combinado con el oro). Su variedad alotrópica más estable es la metálica.

El polonio está asociado a minerales de uranio y por sus propiedades radiactivas, su química no ha sido muy estudiada. Aparentemente una de sus variedades alotrópicas es similar al plomo.

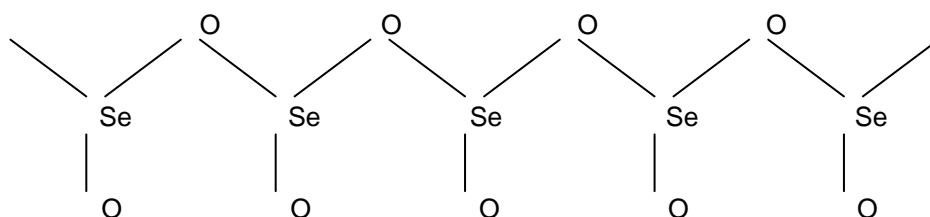
El S, Se, y Te forman compuestos con el hidrógeno similares al agua, presentando estado de oxidación 2-. Sin embargo, estos hidruros tienen puntos de fusión y ebullición muy inferiores a los del agua. El comportamiento anómalo de la misma se justifica por la presencia de puentes de hidrógeno en su estructura. Los tres compuestos: H_2S , H_2Se y H_2Te son de olor desagradable (a huevo podrido) y muy venenosos. Todos son ácidos débiles y su fuerza ácida se va incrementando hacia abajo.

Existen dos tipos de sales con estado de oxidación 2-, las neutras y las hidrogenadas. Los sulfuros de muchos metales son insolubles, los únicos sulfuros neutros solubles son los correspondientes a los metales alcalinos. Los sulfuros presentan propiedades reductoras importantes, pudiendo ser oxidados a azufre, sulfato o dióxido de azufre.

Se combinan con el oxígeno formando óxidos con estado de oxidación 4+.



Los óxidos correspondientes del Se y del Te forman polímeros



Con estado de oxidación 4+ se encuentran y forman oxisales: sulfitos, sulfitos ácidos, selenitos, teluritos.

Con estado de oxidación 6+ el azufre forma trióxido de azufre, ácido sulfúrico, sulfatos ácidos, sulfatos neutros. El selenio y el telurio también presentan estado de oxidación 6+ formando por ejemplo, ácido selénico (H_2SeO_4) y ácido telurico (H_2TeO_4) ambos de carácter ácido débil. Estos generan dos tipos de sales neutras e hidrogenadas.

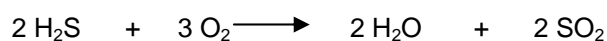
Azufre

El azufre es un nutriente esencial y se presenta combinado con el hierro en proteínas involucradas en una amplia y variada gama de procesos biológicos. Se las ha encontrado en bacterias anaeróbicas,

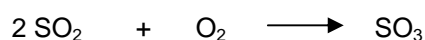
aeróbicas y fotosintéticas, así como en algas, hongos, plantas superiores y mamíferos. El azufre está presente en estos sistemas bajo dos tipos: por un lado el azufre inorgánico o lábil, que genera SH_2 por el tratamiento de la proteína con ácidos diluidos, y por otro por el denominado azufre orgánico, que proviene del aminoácido *cisteína*. Un aspecto realmente interesante de estos compuestos es el amplio intervalo de potenciales redox que presentan, característica que les permite participar en el transporte de electrones en procesos de muy variado tipo. Estos procesos redox están asociados a compuestos que poseen el mismo esqueleto básico $\text{Fe} - \text{O}$.

Los óxidos de azufre que pasan a la atmósfera proceden casi exclusivamente de actividades humanas como ser la combustión del carbón, del fuel oil y de la fusión de los sulfuros. En la atmósfera se producen por oxidación del sulfuro de hidrógeno que proviene de la descomposición orgánica y que aporta un 57% de la producción de óxidos en la atmósfera. Las actividades industriales y la volcánica suponen contribuciones pequeñas.

El sulfuro de hidrógeno se oxida a dióxido de azufre:



Gran parte del dióxido de azufre atmosférico es oxidado finalmente a trióxido de azufre:



Este se convierte en ácido sulfúrico por oxidación catalítica, en presencia de sales de hierro y manganeso (como catalizadores) derivadas de las cenizas resultantes de la combustión del carbón. La oxidación catalítica puede producirse en las gotitas de agua o sobre la superficie de partículas sólidas. Además, la oxidación fotoquímica puede producirse por acción del ozono o de los nitratos existentes en el smog fotoquímico. El resultado es una niebla de gotitas de ácido sulfúrico.



La exposición crónica de las plantas a bajas concentraciones de dióxido de azufre causan que las hojas amarilleen e inhibe la síntesis de la clorofila. Los efectos agudos del dióxido de azufre en los animales están principalmente relacionados con el sistema respiratorio. Los efectos irritantes se producen en la parte superior del tracto respiratorio y en los ojos. La exposición crónica produce un aumento de las infecciones respiratorias.

Los sulfatos son irritantes más poderosos que el dióxido de azufre y a concentraciones muy bajas ejercen efectos dañinos en las personas asmáticas.

Selenio

Su historia reciente ha demostrado que pocas veces el nombre de un elemento (selenio deriva de *selene*, la diosa lunar griega) ha sido tan bien elegido ya que, así como el cuerpo celeste que le dio el nombre, el elemento nos muestra dos caras: una oscura y la otra brillante. Por un lado es un tóxico poderoso, por el otro se ha revelado como uno de los elementos traza esenciales, sin cuya participación en nuestros procesos metabólicos, no podríamos sobrevivir.

El selenio no es un metal, aunque presenta ciertas propiedades metálicas. Es un subproducto de la extracción del cobre, níquel, acero y plata. Se usa en electrónica, pinturas y compuestos de caucho.

A pesar de la similitud en sus propiedades físicas y químicas, tanto en sus formas elementales como de sus compuestos, el selenio y el azufre no se pueden sustituir mutuamente *in vivo*. Probablemente la razón de esto se deba a que tienen un comportamiento redox diferente de sus estados de oxidación más importantes, el azufre IV tiende a oxidarse y el selenio VI tiende a reducirse una tendencia que puede observarse también en los seres vivos, en los que los compuestos de selenio tienden a reducirse y los del azufre a oxidarse.

El selenio es tóxico en concentraciones muy bajas. La concentración máxima en el agua para beber es de 0,01 ppm. Se ha producido envenenamiento de animales vacunos, cuando los mismos han comido plantas de la familia *brassica*, que han absorbido selenio. Estos animales incorporaron selenio en la cisteína y la metionina en el lugar del azufre. El selenio irrita los ojos, la nariz, la garganta y el tracto respiratorio. Puede causar cáncer de hígado, neumonía, degeneración de hígado y los riñones y perturbaciones gastrointestinales.

Elementos del Grupo VA (15)

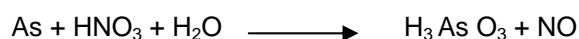
Los elementos del grupo V son los llamados nitrogenoides. Pertenecen a este grupo: Nitrógeno (N), Fósforo (P), Arsénico (As), Antimonio (Sb) y Bismuto (Bi). Todos los elementos son esencialmente no metales, aunque el Bismuto presenta algunas propiedades metálicas. El nitrógeno y el fósforo son los nutrientes más abundantes de la naturaleza junto con el carbono.

El nitrógeno libre y al estado gaseoso constituye el 80 % de la atmósfera. También se presenta combinado formando sustancias como nitratos, nitritos, amoníaco y compuestos orgánicos.

En el suelo, el fósforo se presenta en minerales tales como apatita, $(3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2)$, fosforita $(3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{Ca}(\text{OH})_2)$, entre los más abundantes. En el ser humano forma parte de la constitución de los huesos y ciertos tejidos animales. Los otros elementos del grupo son relativamente escasos en la naturaleza, las principales formas en el suelo del arsénico, antimonio y bismuto son los sulfuros: As_2S_3 , Sb_2S_3 y Bi_2S_3 .

La configuración electrónica externa del grupo es $ns^2 np^3$

En general, el arsénico, antimonio y bismuto presentan más de una variedad alotrópica, estos elementos son sólidos. Cuando se comportan como no metales son más reactivos, densos y solubles en solventes orgánicos que cuando actúan como metales. No pueden ser oxidados por el ácido clorhídrico pero sí por ácido oxidantes como el nítrico o el sulfúrico. Las propiedades metálicas dentro del grupo aumentan hacia abajo, esto se pone de manifiesto cuando se oxidan, ya que el arsénico y el antimonio tienden a formar oxoaniones, mientras que el bismuto forma cationes.



Estos tres elementos se combinan con el oxígeno formando óxidos, con el hidrógeno dan hidruros y con los metales generan, con dificultad, arseniuros, antimoniuros y bismoturos, bajo el estado de

oxidación 3-. Cuando presentan estado de oxidación 5+ forman compuestos que son fuertemente oxidantes.

Nitrógeno

El nitrógeno es un constituyente básico, esencial para la vida, forma parte de proteínas, ácidos nucleicos, coenzimas, clorofila, etc. A temperatura ambiente es muy poco reactivo, solo actúa sobre el Litio y las bacterias fijadoras de nitrógeno que viven en las raíces de las leguminosas. Si se somete, a baja presión, a la acción de una descarga eléctrica, se produce nitrógeno atómico activo.

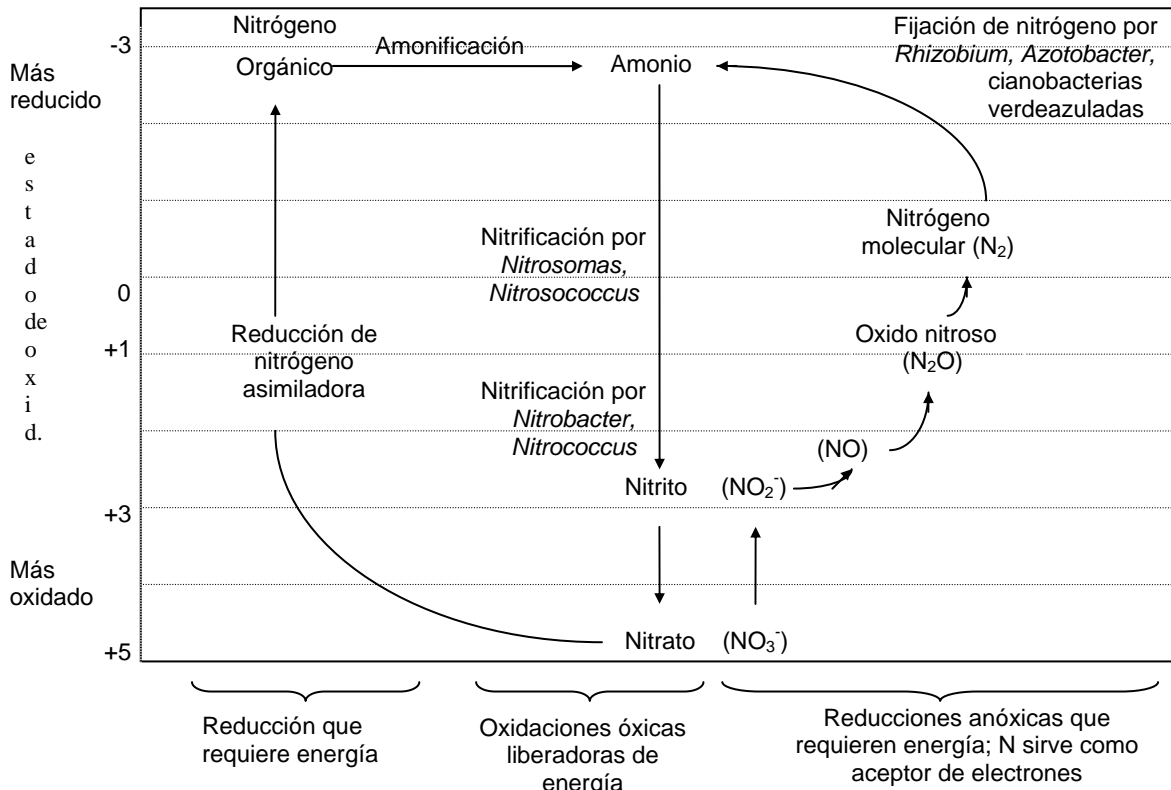
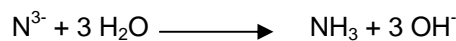


Figura 5. Ciclo del Nitrógeno

La molécula de nitrógeno (N₂) forma un triple enlace y por lo tanto es muy estable, sin embargo, puede generar un gran número de compuestos con el hidrógeno y el oxígeno, su número de oxidación varía desde (3-) a (5+). En la Figura 5 se presenta el ciclo del nitrógeno.

La mayoría de los enlaces son covalentes, pero cuando se lo calienta con ciertos metales alcalinos o alcalinos térreos forma nitruros iónicos, que se hidrolizan con agua dando amoniaco. El nitruro más importante es el amoniaco.



Es un gas a temperatura ambiente, se licúa a -33°C y es soluble en agua generando un medio alcalino débil ya que tiene capacidad de formar iones oxidrilos. Otro compuesto importante formado entre el nitrógeno y el hidrógeno es la hidracina, especie básica capaz de formar cationes como N₂H₅⁺ y N₂H₆⁺. La hidracina se utiliza como combustible en los cohetes espaciales. Otros compuestos que

forma con el hidrógeno son la hidroxilamina (NH_2OH) y el ácido hidrozoico (HN_3), cuyas sales se llaman azidas.

Con el oxígeno presenta diversos óxidos tales como el monóxido de dinitrógeno (N_2O), el monóxido de nitrógeno (NO), el dióxido de nitrógeno (NO_2) y el tetraóxido de nitrógeno (N_2O_4) que son óxidos de carácter neutro; mientras que el trióxido de nitrógeno (N_2O_3) y el pentóxido de nitrógeno (N_2O_5) son de carácter ácido.

El nitrógeno presenta un compuesto ácido muy importante, el ácido nítrico, este es fuerte y con gran poder oxidante. Las sales de este ácido son, en general, muy solubles en agua. Se utilizan en la fabricación de explosivos, colorantes, fertilizantes y fármacos.

El amoníaco líquido y sus soluciones acuosas tienen un uso importante en la formulación de fertilizantes líquidos. También se emplean como abonos, soluciones acuosas de NH_3 , nitrato de amonio (NH_4NO_3) y urea ($\text{H}_2\text{C}_2(\text{NH}_2)_2$).

Fósforo

Es un elemento relativamente abundante, ocupa el duodécimo lugar en orden de abundancia. Se presenta en diversos estados alotrópicos, los principales son fósforo blanco, rojo y negro; cada uno de los cuales tienen distintas modificaciones, algunas de ellas amorfas y algunas cristalinas.

El fósforo elemental puede existir como molécula tetraatómica (P_4), en estado sólido, líquido y gaseoso hasta 800°C , con disposición octaédrica.

El fósforo blanco es una sustancia blanda, muy tóxica, que amarillea a la luz. Es soluble en benceno y en sulfuro de carbono, se inflama en el aire por lo que se almacena bajo agua, aprovechando que es muy poco soluble en ella. Es un poderoso reductor, arde fácilmente formando P_4O_{10} , reduce al H_2SO_4 y al HNO_3 , se combina con los halógenos formando halogenuros (PX_3 , PX_5) y con azufre, sulfuros (P_2S_3 , P_2S_5).

El fósforo rojo se distingue del blanco porque es menos reactivo e insoluble en los solventes mencionados.

El fósforo negro se presenta formando dobles capas, en las que cada átomo se une a tres átomos vecinos y el conjunto conforma un agrupamiento de estas dobles capas. Tiene una estructura similar al grafito y como éste, es un buen conductor de la electricidad.

El principal uso del fósforo reside en la fabricación de sustancias químicas, especialmente por el uso de ácido fosfórico (H_3PO_4). También se usa para la fabricación de cerillas y en metalurgia, como agente de aleación.

Los fosfatos son utilizados como sustancias antiincrustantes ($\text{NaH}_2\text{PO}_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$), como detergentes ($\text{Na}_3\text{PO}_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$), como adhesivo en pastas dentífricas (CaHPO_4), polvo de hornear ($\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$), también es un constituyente de los fertilizantes fosfatados.

El ciclo del fósforo, mostrado en la Figura 6, es un sistema dinámico que incluye suelo, plantas y microorganismos. El fósforo se encuentra en varios minerales de las rocas y suelos bajo la forma del ion inorgánico fosfato (PO_4^{-3}). Cuando las rocas se desmoronan, liberan fosfato que se disuelve en agua sin pasar al aire, por lo tanto, las plantas lo absorben del suelo o solución acuosa y lo enlazan en componentes orgánicos formando el correspondiente fosfato orgánico. Este, al avanzar por el

ecosistema, se transfiere por la cadena alimentaria. Al igual que el carbono, hay muchas probabilidades que estos compuestos se descompongan por la respiración celular y que se libere fosfato inorgánico en orina y otras excretas, que puede ser absorbido de nuevo por las plantas para comenzar otro ciclo.

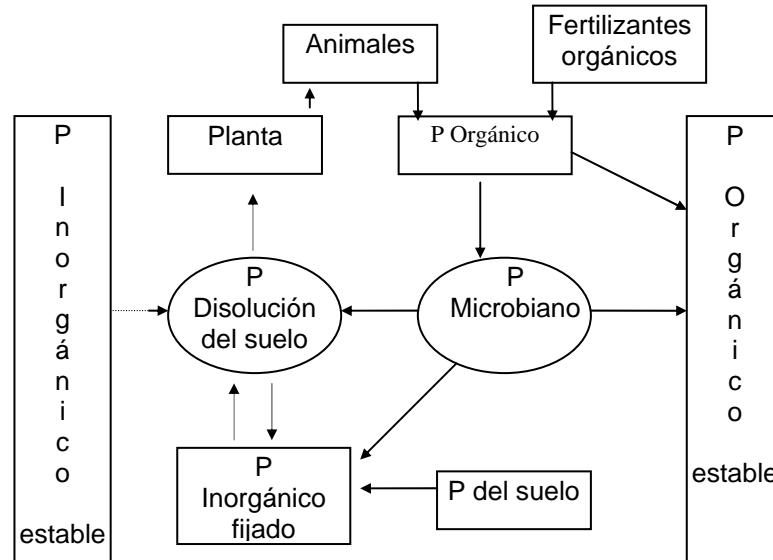


Figura 6: Ciclo del fósforo en el sistema suelo – planta

Otro efecto en el ciclo es que buena parte del fósforo agregado en los cultivos se abre paso a las corrientes de agua por deslave y, en forma indirecta, se puede escurrir en las aguas residuales sin regresar al suelo. El fósforo añadido da como resultado, la fertilización excesiva que, a su vez, origina un grave problema de contaminación conocida como “eutroficación” entre tanto, el fósforo que se pierde en los campos de labrantío, se reemplaza con el que se extrae de la industria minera, que se utiliza para fabricar los fertilizantes químicos que se aplican y terminan lixiviados por las corrientes.

Fertilizantes

Los fertilizantes son sustancias o mezcla química natural o sintética usada para enriquecer el suelo y favorecer el crecimiento vegetal. Estos toman una docena de elementos químicos que deben presentarse de tal forma, que la planta los pueda absorber como por ejemplo el nitrógeno que puede aplicarse con eficacia en forma de urea.

Los suelos vírgenes suelen contener cantidades adecuadas de todos los elementos necesarios para la correcta nutrición de las plantas, pero cuando una especie se cultiva en el mismo lugar, año tras año, el suelo puede debilitarse y ser deficitario en uno o varios nutrientes, la aplicación de fertilizantes adecuados estimula el crecimiento de las plantas.

Los tres elementos que deben contener casi todos los fertilizantes son nitrógeno, fósforo y potasio, en ocasiones es preciso añadir a estos, pequeñas cantidades de algunos otros, entre ellos boro, cobre y manganeso.

El estiércol y el guano contienen nitrógeno, los huesos contienen pequeñas cantidades de nitrógeno y son ricos en fósforo, las cenizas de madera contienen potasio, el trébol, la alfalfa y otras leguminosas se usan para enriquecer el suelo con nitrógeno.

Se describe como fertilizante completo cualquiera que contenga los tres elementos y se codifica con ayuda de tres números, por ejemplo 15-15-15 (triple quince) que significa que dicho fertilizante contiene 5% de nitrógeno, 15 % de fósforo y 15 % de potasio.

Aunque los fertilizantes son esenciales para la agricultura pueden ser nocivos para las plantas, los cultivos y el suelo, además la lixiviación de los nutrientes puede causar contaminación del agua y alteraciones como la *eutrofización* o desarrollo excesivo de la vegetación.

Las plantas requieren un nivel mínimo de nutrientes en sus tejidos para crecer normalmente. La concentración crítica es esta concentración mínima.

Algunos roles y funciones de los nutrientes

Nitrógeno: componente de proteínas, ácidos nucleicos, coenzimas, clorofila, entre otros

Fósforo: componente del ácido nucleico, fosfolípidos, ATP.

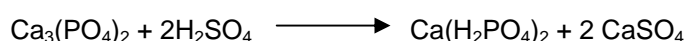
Potasio: activación de enzimas, manutención del balance hídrico y su efecto en la ósmosis.

Para proporcionar estos elementos a las plantas existen tres tipos de aplicación: sólido o granular, tabletas y líquida. Los fertilizantes sólidos son absorbidos a través de las raíces de las plantas y los líquidos a través de las hojas.

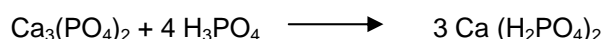
Superfosfatos

Existen dos unidades habituales de preparación de fertilizantes a partir del fosfato de calcio, ellos son denominados superfosfatos.

1. Reacción con ácido sulfúrico:



2. Reacción con ácido fosfórico



La primera de estas reacciones tiene el inconveniente de generar un producto secundario, el sulfato de calcio (CaSO_4), que no se lo usa como fertilizante y que no se puede separar sin encarecer el producto. Se comercializa junto a la sal hidrogenada y en mezcla se denomina superfosfato simple.

El fertilizante obtenido por el segundo método se denomina normalmente superfosfato triple.

Lluvia ácida

La lluvia ácida es la forma con la que se describe normalmente a la sedimentación ácida, tanto húmeda como seca. La lluvia ácida se produce (siguiendo la dirección del vínculo) en las áreas de importantes emisiones industriales de dióxido de azufre (SO_2) y de óxidos de nitrógeno (NO_x).

Después que el SO_2 y los NO_x se depositan en la atmósfera, se transforman en partículas de sulfato o de nitrato y más tarde, se combinan con vapor de agua formando ácidos sulfúrico o nítrico diluidos. Estos ácidos retornan más tarde al suelo, en forma de rocío, llovizna, niebla, nieve y lluvia.

La precipitación pluvial transparente normal es ligeramente ácida, con un pH aproximado de 5.6; esto se debe al equilibrio entre el agua de lluvia y el CO_2 del aire, el cual se disuelve en cantidad suficiente en las gotas para dar una solución diluida de ácido carbónico. En la actualidad, sobre amplias áreas del este de Norteamérica y del norte de Europa, donde predominan las fuertes precipitaciones pluviales, la lluvia cae con un pH cercano a 4.0 y, en raras ocasiones, de 3.0.

La preocupación tiene relación sobre todo con los efectos de la acidez en las poblaciones de peces y otros animales acuáticos, con daños potenciales a cultivos y bosques y con el creciente deterioro de los materiales de construcción (estructuras, edificios). Incluso, parece probable que las lluvias acidificadas pudiesen penetrar en las reservas de aguas subterráneas y aumentar la solubilidad de los metales tóxicos.

Las aguas ácidas disuelven también metales como el plomo y el cobre de las tuberías de agua caliente y fría. Los efectos potenciales en el turismo y en los usos recreativos de lagos y ríos podrían haber sido enormes. Afortunadamente, desde la década del 80 se ha avanzado mucho en la reducción de las emisiones de SO_2 y algunos lagos muestran indicios de recuperación.

Los óxidos de azufre y nitrógeno son emitidos desde los núcleos urbanos e industriales. Cierta cantidad de estos compuestos llega al suelo en forma de depósitos secos, el resto pasa a la atmósfera y se oxida formando ácido sulfúrico y ácido nítrico. Esta oxidación se realiza a gran velocidad en la atmósfera debido a dos procesos: oxidación catalítica y oxidación fotoquímica.

Buena parte de la oxidación catalítica del dióxido de azufre se cree que tiene lugar dentro de las gotas de agua. En esta oxidación intervienen el oxígeno (como agente oxidante) y sales de hierro y manganeso (como catalizadores). El trióxido de azufre, formado como consecuencia de esta oxidación, tiene gran afinidad por el agua, disolviéndose en ella con mucha rapidez y generando una niebla de gotas de ácido sulfúrico que aumentan de tamaño a medida que chocan con las moléculas de agua. Las sales de hierro y manganeso que sirven como catalizadores, se encuentran comúnmente en las cenizas de carbón quemado transportadas por el viento, por tanto, la combustión del carbón proporciona tanto dióxido de azufre como los catalizadores necesarios para la formación de ácido sulfúrico. Sin embargo, quizás el proceso más rápido de oxidación de dióxido de azufre sea su interacción con oxidantes fotoquímicos que se encuentran presentes en las "nieblas" (smog) de las ciudades con contaminación atmosférica.

Con respecto a la oxidación de los óxidos de nitrógeno, para la formación de ácido nítrico, se ha propuesto una reacción entre dióxido de nitrógeno (NO_2) y el ozono atmosférico generándose un compuesto intermedio de naturaleza compleja, el cual se disuelve en agua para dar ácido nítrico (Stocker, 1982 y Vie Sage, 1982).

Gran parte de estos ácidos se disuelven en el seno de las gotas de agua y alcanzan la superficie del terreno merced a la precipitación. Cuando los iones sulfatos (SO_4^-), nitrato (NO_3^-) e hidrógeno caen con el agua de lluvia, se habla de "deposición húmeda".

Arsénico

Este elemento no es de los venenos clásicos y no obstante, existen claras evidencias de que su presencia es fundamental para el crecimiento y la reproducción de los organismos superiores. Por otro lado, los síntomas de su deficiencia son similares a los que caracterizan los bajos niveles de cinc y esto ha sugerido que tal vez algún sistema de arsénico, sea utilizado para la activación del cinc.

Por otra parte, es bien conocido el hecho de la facilidad con que se constituyen enlaces As—C, la que da origen a la enorme cantidad de compuestos organoarsenicales, actualmente conocidos. Esta peculiaridad tal vez pueda tener alguna implicancia en el comportamiento biológico de este elemento.

Este se presenta en sistemas biológicos tanto al estado trivalente como pentaivalente, no pudiéndose precisar con certeza cual de los dos estados es realmente más importante para los organismos vivientes, aunque se sabe que los derivados de As (III) son más tóxicos que los del As (V)

El arsénico es un elemento de amplia distribución. Se usa en las aleaciones y los agentes conservadores de la madera. Fue inicialmente usado en los pigmentos para pinturas, pero este uso cesó, cuando se descubrió que en condiciones húmedas, los mohos convierten el arsénico en los gases altamente tóxicos arsina y trimetilarsina. Es un veneno acumulativo, causando vómitos y dolores abdominales antes de la muerte. También puede generar dermatitis y bronquitis y puede ser cancerígeno para los tejidos de la boca, el esófago, la laringe y la vejiga. A nivel celular puede competir con el fósforo en las reacciones metabólicas.

El arsénico se concentra en los organismos que están expuestos a este elemento y se acumula a lo largo de las cadenas tróficas.

Elementos del Grupo IVA (14)

El grupo IVA (carbonoides) está constituido por los siguientes elementos: Carbono (C), Silicio (Si), Germanio (Ge), Estaño (Sn), Plomo (Pb).

El Carbono es el elemento más importante del grupo y se presenta en la naturaleza como: C diamante, C grafito y C amorfo. Combinado con otros elementos se lo encuentra bajo la forma de carbonatos, dióxido de carbono y en toda la materia orgánica.

El Germanio y el Estaño se encuentran como óxidos.

El Silicio se presenta exclusivamente como dióxido de silicio (sílice) y silicatos, en especial los silicoaluminatos ($\text{NaAlSi}_3\text{O}_8$; KAlSi_3O_8).

El Plomo existe esencialmente combinado bajo la forma de sulfuros (PbS, Galena).

La configuración electrónica externa del grupo es ns^2np^2 . Los estados de oxidación que puede presentar dichos elementos son (2+) y (4+); el primero es solo importante para los último dos elementos (Sn y Pb). El aumento de la estabilidad en el estado de oxidación es menor, a medida que se desciende en el grupo, se conoce como efecto del par inerte, que consiste en una disminución de la tendencia de los electrones a ser cedidos o compartidos y que se hace mayor cuanto más grande es el elemento. El carácter metálico aumenta hacia abajo.

El carbono es capaz de formar tres óxidos: el subóxido de carbono (C_3O_2); el monóxido de carbono (CO) y el dióxido de carbono (CO_2). El silicio solo forma el dióxido de Silicio (SiO_2). El germanio tiene dos óxidos: el monóxido de germanio (GeO) y el dióxido de germanio (GeO_2). El estaño y el plomo también forman los monóxidos y dióxidos correspondientes. Los óxidos de los tres primeros

elementos del grupo son esencialmente ácidos, sin embargo los óxidos del estaño y el plomo son anfóteros. En general, los compuestos de estaño (II) y los de plomo (IV) son reductores.

Carbono

Las variedades alotrópicas del carbono son: $^{12}_6\text{C}$ (98.9 %); $^{13}_6\text{C}$ (1.1%); $^{14}_6\text{C}$ (trazas). Se presenta no combinado como carbonos diamante, grafito y amorfo.

El diamante presenta una estructura de macromoléculas, donde cada átomo de carbono se une a otros cuatro formando una red tridimensional infinita. Dada su estructura sin electrones libres, es un buen aislante y además es la sustancia natural más dura que se conoce. Esta última propiedad le permite su uso como punta de taladros.

El grafito, en cambio, tiene cada átomo de carbono unido sólo a otros tres, formando una estructura plana. Esto le permite la formación de capas, las cuales, interactúan mediante fuerzas débiles de Van der Waals. El cuarto electrón por átomo establece uniones lábiles y deslocalizadas (por encima y por debajo de cada plano) reforzando las uniones C-C, que son más cortas que en el diamante y permite la conducción de la corriente eléctrica. Esto convierte al grafito en una sustancia ideal para la fabricación de electrodos como también para su uso como lubricante. El grafito se escinde fácilmente por el plano entre dos capas de átomos. Es el más estable en las condiciones ambientales, sin embargo, la transformación de diamante a grafito es extremadamente lenta. A altas presiones (superiores a 100000 atm) y a más de 2000 ° K es factible la transformación de grafito a diamante. En la Figura 7 se muestran las estructuras alotrópicas del grafito y del diamante.

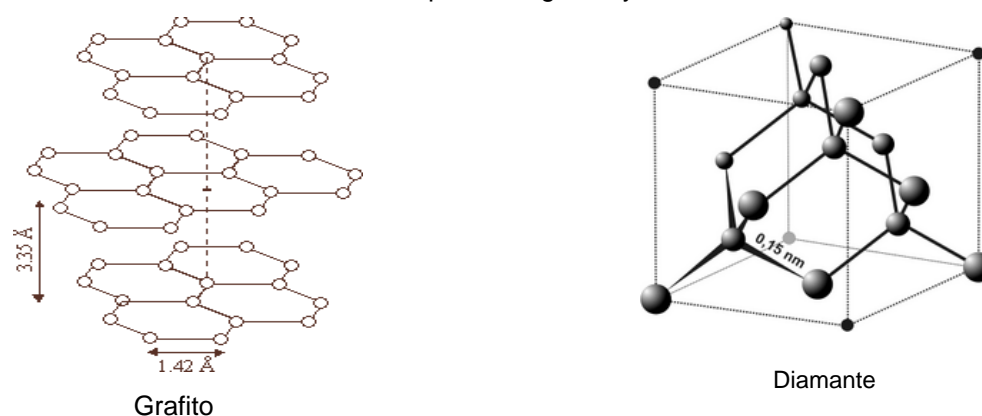


Figura 7. Estructuras alotrópicas del carbono

El carbono amorfo existe básicamente como negro de humo (hollín) y carbón vegetal. En sus propiedades se asemeja mucho al grafito.

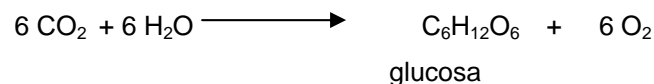
En general, el carbono tiene especial capacidad para formar cadenas consigo mismo, generando muchos compuestos llamados orgánicos y que son estudiados por una rama de la química, la Química Orgánica.

La mayor parte de los compuestos orgánicos, conocidos actualmente, están formados principalmente por C, H, O y N.

Los hidrocarburos presentan átomos de carbono e hidrógeno; los glúcidos y lípidos, están formados por carbono, hidrógeno y oxígeno; y la mayor parte de las proteínas, por carbono, hidrógeno, oxígeno y nitrógeno.

Los átomos de carbono tienen la propiedad de unirse entre sí (catenación) por enlaces covalentes estables, formando cadenas carbonadas. Estas, pueden tener diferentes longitudes y variadas formas constituyendo el esqueleto fundamental de las moléculas de la mayor parte de las sustancias orgánicas. El carbono se une al H, O y N con enlaces covalentes.

La transferencia desde y hacia la atmósfera de dióxido de carbono es una parte esencial del ciclo del carbono, que se produce mediante el proceso de fotosíntesis realizado por las plantas y ciertos organismos.



La Figura 8 muestra el ciclo del carbono en nuestro ecosistema global. Los números entre paréntesis indican valores de carbono en miles de millones de toneladas métricas por año (10^{15} g.año)

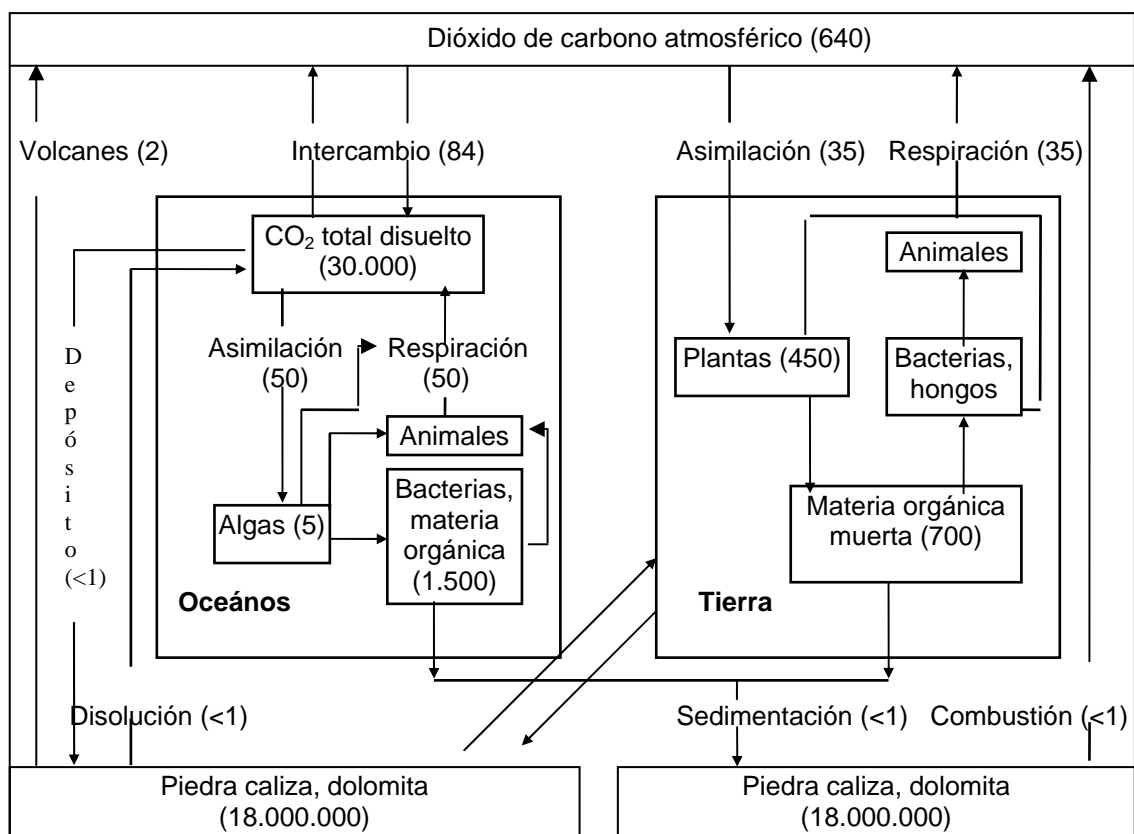


Figura 8. Ciclo general del carbono

Los animales consumen carbohidratos y otras moléculas complejas que contienen carbono, y al respirar emiten CO_2 . Cuando las plantas y animales mueren, los microorganismos del suelo los descomponen, el carbono se oxida a CO_2 y retorna a la atmósfera. Además, existe un equilibrio dinámico entre el dióxido de carbono atmosférico y los carbonatos de los océanos y lagos.

El carbono forma con el oxígeno dos óxidos importantes. El monóxido de carbono (CO) que es un óxido neutro, poco soluble en agua, relativamente inerte y muy venenoso. Tiene la capacidad excepcional para enlazarse de manera fuerte con la hemoglobina de la sangre mediante el Fe^{2+} , desplaza al oxígeno formando la *carboxihemoglobina*. La hemoglobina así combinada no puede transportar el oxígeno a los tejidos, necesario para los procesos metabólicos. La muerte se puede producir cuando la mitad de las moléculas de hemoglobina forman complejos con el CO.

El monóxido es uno de los principales contaminantes del aire, se produce cuando la combustión de las sustancias es incompleta, puede provenir de automóviles, industrias e incendios.

El otro óxido es el dióxido de carbono; es un óxido ácido que se produce cuando hay una combustión completa de los combustibles. Además, es un subproducto de la fermentación de los azúcares. A diferencia del monóxido, no es tóxico a bajas concentraciones. Se usa en bebidas, extinguidores de fuego, en la manufactura de polvo de hornear, entre otros productos.

El CO_2 sólido se llama hielo seco y se lo usa como refrigerante y en la siembra de nubes para producir lluvia. Es uno de los gases que produce el efecto invernadero en la atmósfera terrestre.

El carbono forma sales oxigenadas importantes (carbonatos) y se pueden unir a los elementos metálicos de los grupos IA y IIA para formar los carburos correspondientes.

Silicio

El silicio constituye el 26% de la corteza terrestre y ocupa el segundo lugar en abundancia después del oxígeno. No se encuentra libre en la naturaleza, pero abunda combinado en forma de SiO_2 (silíce) constituyendo la arena, el cuarzo y el pedernal. En forma de silicatos complejos de aluminio, magnesio y otros metales; se encuentra en las rocas, arcillas y suelos.

Así como el carbono, es un elemento fundamental de los compuestos orgánicos. Al silicio, por la abundancia de los silicatos, se lo considera el elemento más importante del mundo mineral.

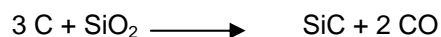
Los átomos de silicio se agrupan en macromoléculas cuyas unidades fundamentales presentan una estructura semejante al diamante. Conforman un tetraedro regular que ubica un átomo de silicio en el centro del mismo y otros cuatro ubicados en los vértices de dicho tetraedro. Presenta dos formas alotrópicas: amorfa y cristalizada. El silicio amorfo es un polvo de color pardo, mal conductor del calor y la electricidad. La estructura es igual que la del silicio cristalizado, pero con un grado mayor de división.

El silicio cristalizado es de color gris brillante. Se presenta en forma de cristales octaédricos. Por su dureza, es capaz de rayar el vidrio.

El SiO_2 es el óxido más abundante en la naturaleza. Constituye el mineral llamado cuarzo, cuando es incoloro y transparente se llama cristal de roca; con impurezas que lo colorean constituye la arena, amatista, topacio; hidratado se presenta como ópalo. Mezclado con los feldespatos y micas (silicatos) forma el granito.

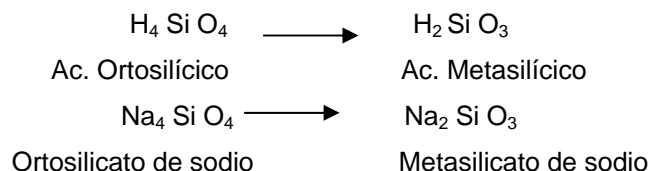
El SiO_2 es un óxido incoloro, transparente, que cristaliza en prismas hexagonales. Es muy duro y raya el vidrio. Funde a $1200\text{ }^\circ\text{C}$, pasando por un estado plástico que permite trabajarlo como el vidrio (vidrio de cuarzo). Tiene un coeficiente de dilatación muy bajo, que le permite soportar grandes cambios de temperatura sin quebrarse. Por ello, se lo utiliza para fabricar instrumental de laboratorio. Es insoluble en agua y no es atacado por ácidos excepto el ácido fluorhídrico.

El carburo de silicio (SiC), llamado carborundo, se obtiene a partir de una mezcla de SiO_2 (arena) y carbono sometida a elevadas temperaturas.



El carborundo es un compuesto cristalizado muy duro y muy difícil de fundir. Se lo emplea en la industria, en la fabricación de materiales resistentes a altas temperaturas y como abrasivo para pulir. La arena se utiliza como material de construcción, para la obtención del vidrio, esmeril y carborundo. El ópalo, el topacio y la amatista son variedades carbonadas que se usan en joyería. El cuarzo se utiliza para la fabricación de soles artificiales, lentes y material de laboratorio.

Los silicatos, son sales que derivan de ácidos hipotéticos llamados ácidos silícicos.



La estructura del anión ortosilicato es tetraédrica. Está integrada por un átomo de silicio en el centro y cuatro oxígenos en los vértices. Las uniones que quedan libres para ser saturados por metales, pueden también unirse entre sí, compartiendo uno o dos átomos de oxígeno y formando macromoléculas. De acuerdo con los distintos tipos de uniones se pueden formar moléculas filamentosas (piroxenos), fibrosas (amianto), laminares (micas) y acintadas (talcos).

Los silicatos naturales son insolubles y constituyen la mayor parte de la corteza terrestre. Los feldespatos son silicatos dobles de aluminio y potasio que se presentan en el granito.

La mica es un silicato complejo de aluminio y otros metales como potasio, magnesio y hierro, de clivaje perfecto, que le permite separarse en láminas delgadas y transparentes. Se emplea como material aislante de electricidad.

El asbesto (amianto) está compuesto por silicatos complejos de aluminio, calcio y magnesio hidratado. Presenta color blanco y untuoso, se utiliza para preparar materiales aislantes como pinturas, revestimientos, etc.

El caolín y la arcilla son respectivamente silicatos de aluminio hidratado y silicatos de aluminio con impurezas. Se usan en cerámica, porque pueden ser amasados con agua y moldearse.

El más importante de los silicatos artificiales es el vidrio común, obteniendo por fusión de la arena, carbonato de sodio y carbonato de calcio calentados a $1000\text{ }^\circ\text{C}$. Las impurezas de óxidos férricos que contienen las materias primas se transforman en silicatos ferrosos, que comunican al vidrio un color verdoso. Con el agregado de dióxido de manganeso se oxida y se obtiene silicato férrico de color

rojizo y silicato de manganeso de color violeta. Estos colores son complementarios y decoloran al vidrio.

El vidrio es un líquido sobreenfriado y de gran viscosidad. Al vidrio común se le atribuye la siguiente composición: $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$.

Las principales clases de vidrio son las siguientes:

- Vidrios para ventana: sódicos – cálcicos
- Vidrios para botellas: sódicos – cálcicos – alumínicos.
- Vidrios de bohemia: potásicos – cálcicos.
- Cristal: potásicos – plúmbicos.
- Vidrio pirex: borosilicatos – sódicos – alumínicos.
- Vidrio jema: borosilicatos – sódicos- cálcicos – alumínicos.

Las siliconas son cadenas largas de $(-\text{O}-\text{Si}-\text{O}-)$ en las cuales las posiciones extremas están enlazadas a grupos orgánicos como el metilo $(-\text{CH}_3)$.

Los silicatos se usan en tejidos impermeables, porque los grupos metilos son hidrofóbicos (rechazan moléculas de agua). Por razones similares, los metilsilicatos son biológicamente inertes y no reaccionan con líquidos corporales, como no coagulan la sangre ni se adhieren sobre tejidos corporales, se emplean en limpieza y en productos cosméticos.

En la Figura 9 se presenta las unidades estructurales de algunos silicatos.

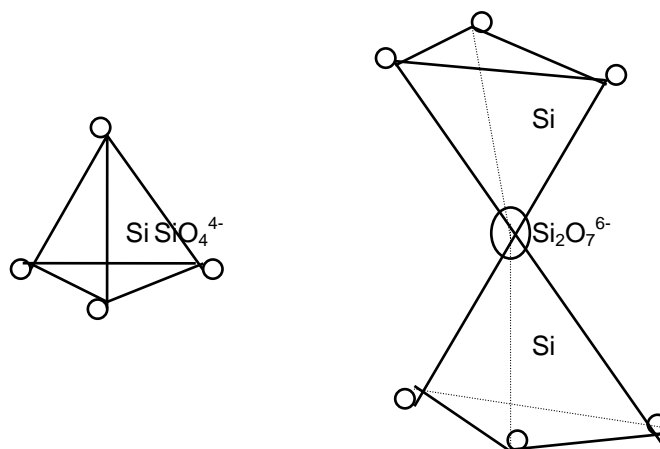


Figura 9. Unidades estructurales de silicatos

Elementos del Grupo IIIA (13)

El grupo está constituido por boro (B), aluminio (Al), galio (Ga), indio (In) y talio (Tl). La configuración electrónica del último nivel es ns^2np^1 .

El único elemento en el grupo con características no metálicas es el boro. El segundo elemento, el aluminio, ya presenta propiedades típicas de un metal. por lo que será estudiado junto con ellos. El estado de oxidación más común en el grupo es (3+), el indio y el talio también presentan estados de oxidación (1+). En general, los compuestos en los que estos elementos presentan en estado de valencia (3+) tienen características covalentes, el talio (1+) suele formar compuestos iónicos.

Boro

Se encuentra en la naturaleza fundamentalmente en el bórax, $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$. Se combina con el cloro, bromo, oxígeno y azufre a altas temperaturas, mientras que con el flúor lo hace en frío.

El óxido del boro B_2O_3 es un típico óxido ácido. La hidrólisis de este óxido genera el ácido ortobórico (H_3BO_3) que es un ácido muy débil. Este se deshidrata dando sucesivamente el ácido matabórico, (HBO_2) y ácido tetrabórico, ($\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$).

El boro forma con el hidrógeno dos tipo de compuestos muy particulares: los boranos y los borohidruros. Los primeros son compuestos que responden a las fórmulas B_nH_{n+4} y B_nH_{n+6} . Por otro lado, los borohidruros son compuestos que presentan la especie BH_4^- . De estos compuestos son importantes los borohidruros de los metales alcalinos ej. LiBH_4 .

Lo esencial del boro está claramente establecido, y sin lugar a dudas para las plantas vasculares, desde hace más de ochenta años. Si embargo, todavía no se conoce con certeza cual es el rol bioquímico específico de este elemento en el reino vegetal. Asimismo, sigue en discusión su papel y esencialidad en otros organismos.

Según sus funciones en relación al crecimiento y desarrollo vegetal, se ha sugerido su participación en la síntesis, transporte, transformación y utilización de carbohidratos. Si bien no ha sido posible aislar compuestos definidos de boro en las plantas, se piensa en la facilidad que tiene este elemento para formar complejos con sistemas orgánicos que poseen grupos OH adyacentes y en posición cis. Estudios de última instancia sugieren que existe una interrelación entre el calcio y el boro y que esto, afectaría indirectamente el funcionamiento de algunas hormonas y la estabilidad de las membranas celulares.

Funciones biológicas en las que participan iones metálicos

Las funciones generales asociadas a iones metálicos o sus compuestos, desempeñadas en los sistemas biológicos son las siguientes:

1. Funciones estructurales.
2. Activación y transporte de oxígeno.
3. Transporte de electrones.
4. Funciones catalíticas.
5. Funciones catalíticas en reacciones ácido-base.

Sus aspectos relevantes son:

1. Funciones estructurales: Una función estructural obvia es la participación de fosfatos de calcio en la formación de las estructuras óseas de los organismos superiores. En otros organismos, los tejidos duros están asociados a la presencia de dióxido de silicio o de carbonatos de calcio.
2. Activación y transporte de oxígeno: El transporte de oxígeno así como su fijación, se realiza normalmente utilizando proteínas que contienen hierro o cobre. Como consecuencia de su interacción con el centro metálico, la molécula de oxígeno sufre cambios importantes en su

estructura electrónica y reactividad, proceso que recibe el nombre de activación y que es fundamental para posibilitar la utilización de oxígeno en los sistemas biológicos.

También otras moléculas pequeñas resultan activadas por interacción de centros metálicos, por ejemplo, la molécula de nitrógeno que es activada en los centros fijadores quienes la transforman en amoníaco. En estas activaciones pueden estar involucrados el molibdeno, hierro o el vanadio. Asimismo, la molécula de CO₂ puede ser activada biológicamente por el hierro y el níquel antes de su transformación en metano.

3. Transporte de electrones: Ciertos sistemas biológicos en los que los átomos metálicos involucrados pueden presentarse en estados de oxidación diferentes [Fe(II)/Fe(III), Cu(I)/Cu(II), Mo(IV)/Mo(V)/Mo(VI)] son utilizados para el transporte de electrones. Son sistemas que aceptan electrones de un agente más reductor y los entregan a un agente más oxidante. Es interesante remarcar que en algunos de estos sistemas se han detectado, incluso, estados de oxidación inusuales por ej. Fe(IV), Co(I), los que aparentemente pueden ser estabilizados específicamente por ciertos bioligandos.
4. Funciones catalíticas en procesos redox: En estos sistemas, el metal constituye el sitio activo donde tiene lugar una reacción redox. Ejemplos de metales con esta función son Cu, Fe, Mo.
5. Funciones catalíticas en reacciones ácido-base: Pertenecen a este grupo sistemas tales como las hidrolasas y las fosfatasas los metales más comúnmente presentes en este tipo de sistemas son Zn, Mg y en menor medida Mn y algunos otros cationes similares.

Aparte de los sistemas metálicos involucrados en los cinco grupos mencionados, se han ido conociendo otros sistemas que también contienen metales y que no pueden clasificarse dentro de estos grupos. Entre ellos podemos mencionar los siguientes:

- a) Sistemas que participan en la captación, transporte y acumulación de metales. Varios de ellos son muy bien conocidos en el caso del hierro y del cobre.
- b) Sistemas que participan en procesos fotoquímicos, como las clorofilas que contienen magnesio.
- c) Sistemas que participan en procesos de detoxificación, como las *metalotioneínas* o los corpúsculos de inclusión.
- d) Sistemas catiónicos que ejercen funciones de control, regulación y transmisión. En estos participan, fundamentalmente, los cationes alcalinos y alcalino-terreos y que aparecen involucrados en procesos tales, como el control de la presión osmótica, la contracción muscular y la transmisión del impulso nervioso.

En la Figura 10 se muestra un resumen de todo lo expuesto, en forma esquemática.

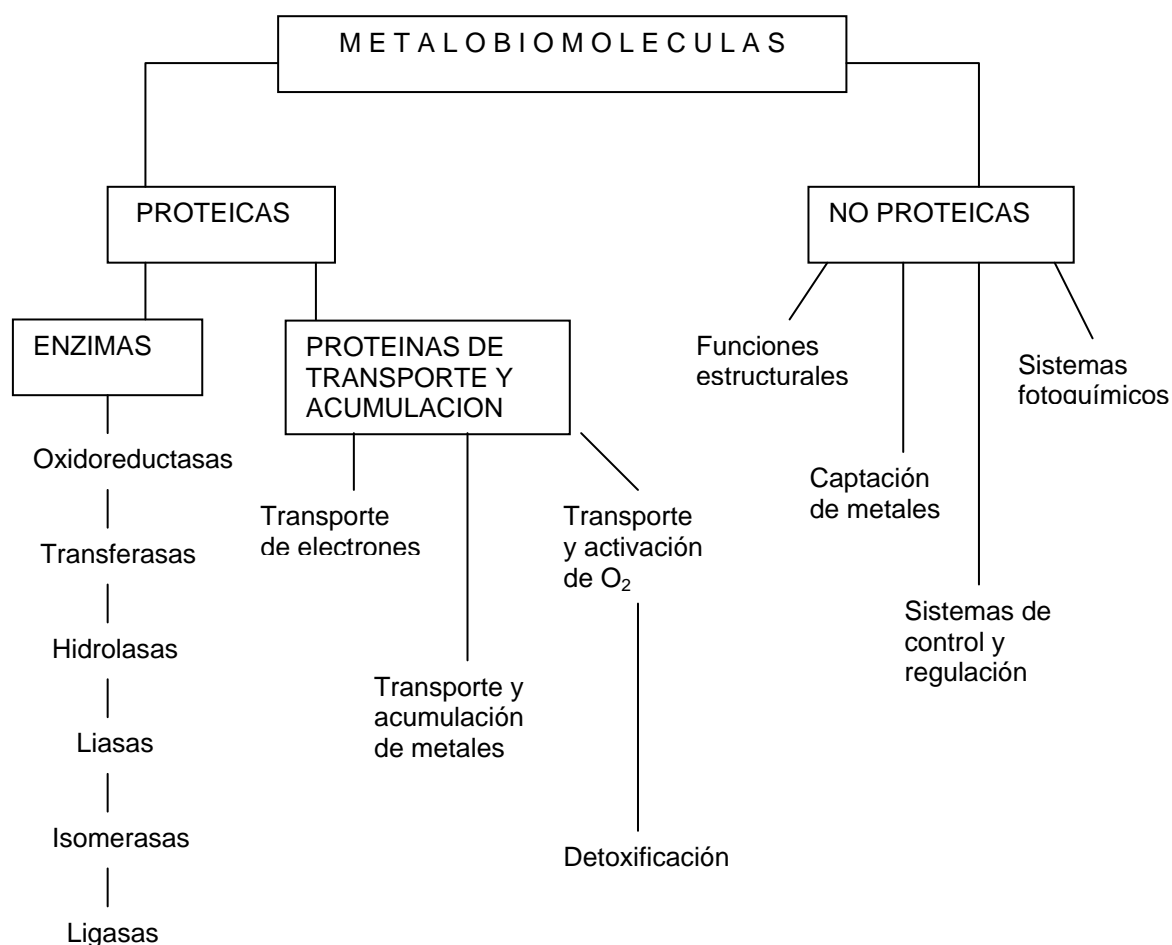


Figura 10. Clasificación de los sistemas bioinorgánicos según las diferentes funciones que realizan

Elementos metálicos de los grupos VA (15), IVA (14) y IIIA (13)

Los elementos de carácter metálico que estudiaremos son el bismuto, que pertenece al grupo VA, el estaño y el plomo que forman parte del grupo IVA y el aluminio del grupo IIIA.

Bismuto

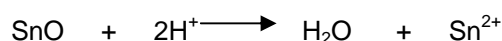
Solo forma con dificultad bismutatos (BiO_3^-) en la oxidación de su hidróxido con Cl_2 en una solución fuertemente alcalina. Los compuestos con estado de oxidación (5+) son buenos oxidantes.

Sales de Bi(III) presentan una buena actividad antiácida. Estos compuestos se han utilizado en el tratamiento de desórdenes gástricos durante muchos años. Los antiácidos a base de bismuto, a los cuales se ha reconocido también una efectiva acción curativa sobre las úlceras gástricas, tal vez deban la misma a su actividad antibacteriana. El compuesto más conocido es el subcitrato de bismuto coloidal, el cual presenta una efectiva actividad frente al *H. pylori*. Este forma una capa protectora que inhibe la difusión de la acidez hacia la zona afectada, ayudando la reepitelización de la misma.

Estaño

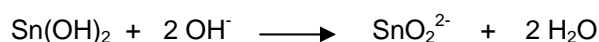
El estaño se presenta bajo dos formas alotrópicas: estaño gris y estaño blanco. La transición de la forma blanca (metálica) a la forma gris (no metálica) se produce por debajo de los 14°C, provocando un cambio apreciable en la consistencia de los objetos de estaño. Esto ha quedado documentado en los tubos de los órganos en las antiguas catedrales europeas que, debido a esta transformación, fueron perdiendo gradualmente su forma y consistencia originales. El estaño se utiliza también para proteger al hierro de la corrosión, constituyendo la hojalata utilizada frecuentemente en los envases metálicos.

El estaño forma con el oxígeno los siguientes óxidos anfóteros: SnO (monóxido de estaño) y SnO₂ (dióxido de estaño). Las reacciones frente a ácidos y bases son:



Reacciones similares forman el dióxido de estaño: SnO₂

El estaño es capaz de formar oxoaniones gracias a su capacidad anfotérica, partiendo de sus óxidos o de sus hidróxidos. Así, si el hidróxido de estaño (II), Sn(OH)₂, se trata con álcalis reaccionará según la ecuación:



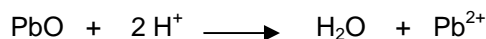
donde el anión formado se denomina estannito. Este se oxida muy fácilmente a estannato (SnO₃²⁻)

El estaño es un micronutriente esencial. En cuanto a su toxicidad, esta se debe al desarrollo de los triarquil-estaño y triaril-estaño, compuestos poseedores de propiedades biocidas poderosas. Estos se usan en las cosechas en crecimiento como fungicidas e insecticidas. También se usan como agentes antimicrobianos y en pinturas anticorrosivas marinas. Debe tenerse mucho cuidado al usarlos, puesto que pueden causar daños a las cosechas, y en los animales pueden acumularse en el sistema nervioso central con efectos dañinos.

Plomo

El elemento libre es un metal blando y de baja temperatura de fusión (328°C).

El monóxido de plomo (PbO) se llama comúnmente litargirio, se puede obtener por reacción directa de los elementos. Este óxido es anfótero y se disuelve en ácidos y bases:



El PbO puede oxidarse a PbO₂ (dioxido de plomo) por reacción con un oxidante. Este último, es un poderoso oxidante.

El plomo forma otros óxidos como el Pb₂O₃ y el Pb₃O₄ (*minio*). Es capaz de formar un oxoanión, el plumbito, PbO₂²⁻:



Este metal se conoce desde hace más de 5.000 años y sus efectos tóxicos fueron señalados por los griegos, los árabes y los romanos. Durante el Imperio Romano especialmente, deben haberse dado intoxicaciones continuas debido al uso intensivo de vasijas y muchos otros implementos de plomo. Además, muchos pintores, entre ellos Goya, sufrieron intoxicaciones por el continuo contacto con pinturas a base de ese metal.

El aire de las grandes ciudades ha sido contaminado crecientemente por la combustión de naftas, conteniendo tetraetilplomo, como antidetonante.

A parte de este plomo ambiental, la mayor fuente de incorporación sigue siendo la dieta la que, afortunadamente, no permite una absorción muy intensa debido a la fácil formación de compuestos insolubles, tales como el fosfato de plomo o el carbonato básico de plomo.

El plomo afecta a los microorganismos, retardando la degradación heterótrofa de la materia orgánica. Poco se sabe de la toxicidad del plomo respecto a las plantas, en las cuales tiende a ubicarse en el sistema radicular. Los animales pueden absorber plomo por inhalación o ingestión. La absorción es lenta pero la excreción es más lenta aun, de manera que el plomo tiende a acumularse. La anemia es el principal síntoma del envenenamiento crónico. Se ha observado degeneración del tejido nervioso central, especialmente en los niños.

Aluminio

Es el metal más abundante y se encuentra distribuido esencialmente en los siguientes minerales: bauxita ($\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$), corindón (Al_2O_3), criolita (Na_3AlF_6), caolín ($\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$) y también en las arcillas que son caolines impurificados con Fe_2O_3 .

El aluminio es un metal blando y de escasa resistencia mecánica, pero aleado con otros metales se torna muy tenaz. Es un buen conductor del calor y la electricidad.

Con el oxígeno se combina para dar el trióxido de aluminio (Al_2O_3) que es un óxido anfótero capaz de reaccionar con ácidos y con bases. Este óxido es tan estable que el aluminio al oxidarse libera gran cantidad de calor. Esta capacidad de oxidarse le permite reducir a la mayoría de los óxidos metálicos mediante un proceso denominado aluminotermia:



El aluminio es capaz de formar oxoaniones tales como el metaaluminato (AlO_2^-) y el ortoaluminato (AlO_3^{3-}).

A pesar de su abundancia en la corteza terrestre, el aluminio no ha llegado a desempeñar un papel esencial en los organismos vivientes, simplemente por la dificultad que estos tienen para acceder al mismo debido a la insolubilidad de sus compuestos en condiciones fisiológicas ordinarias.

Recientemente, el aluminio ha llamado la atención como elemento tóxico. Este hecho está vinculado con los crecientes daños que en muchos lugares del mundo están sufriendo los bosques, los que en parte se originan por la liberación del aluminio en suelos, por la acidificación de los mismos. Además, se ha descubierto la presencia de aluminio en ciertas regiones del tejido cerebral, en pacientes afectados por el mal de Alzheimer.

De poder incorporarse a los sistemas vivos, el Al (III) sería una especie sumamente activa y hostil para los sistemas biológicos, ante todo por su preferencia indiscriminada por centros duros. Es decir, se esperaría una fuerte interacción de este catión con grupos fosfatos, bases nucleicas y otras especies similares. Este comportamiento está perfectamente justificado en base al fuerte poder polarizante que tiene este catión, con su carga 3+ y su pequeño radio iónico.

Si bien a pH 7 predominan las especies insolubles de Al (III), en el rango de pH entre 5 y 7 existen, junto con estas especies, una serie de hidrocomplejos aniónicos y catiónicos solubles, mientras que a valores de pH menores de 5, la especie dominante empieza a ser el catión Al (III) hidratado.

En ausencia de agentes complejantes, en suelos pobres en materia orgánica, este ion puede ser liberado por efecto de precipitaciones ácidas y de esta manera, hacerse biodisponible. Como productos perjudiciales a la flora y a los sistemas biológicos, en general, pueden generarse, o bien hidroxosilicoaluminatos solubles, o directamente el catión Al (III) hidratado. Este último, puede desplazar al Mg (II), de muchos sistemas que lo contienen y esta puede ser, indudablemente, la forma en que el Al se hace tóxico para los vegetales. De esta forma, al igual que el Be (II), el Al (III) bloquea diversos sistemas enzimáticos dependientes de magnesio.

Elementos alcalinos Téreos. Grupo IIA

Los elementos de este grupo son los denominados metales alcalinos-téreos. A este grupo pertenecen: Berilio (Be); Magnesio (Mg); Calcio (Ca); Estroncio (Sr) y Bario (Ba). Los elementos más abundantes del grupo son: Mg y Ca.

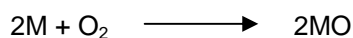
El Magnesio se encuentra en el agua del mar en forma de carbonatos y también en minerales como MgCO₃ (la magnesita).

El calcio se encuentra como CaCO₃ (mármol), CaSO₄·2H₂O (yeso), CaF₂ (fluorcita).

El estroncio como SrCO₃ (estroncionita), SrSO₄ (celestina). El bario como BaCO₃ (witherita), BaSO₄ (baritina). El berilio como 3BeO, Al₂O₃·6SiO₂ (berilo).

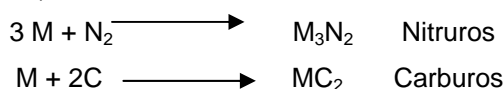
La estructura electrónica de la última capa es ns², que le permite formar cationes divalentes.

Los metales son bastantes duros, reactivos y reductores. Se oxidan en el aire (en algunos casos con luz y calor) dando los óxidos correspondientes.

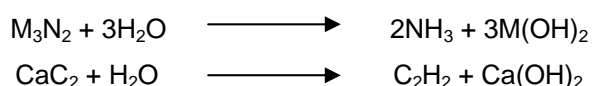


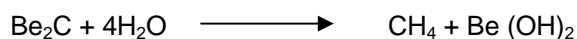
También pueden formar, aunque en menor medida, los peróxidos que implican la existencia de la especie O₂²⁻. La posibilidad de formar peróxidos es mayor al aumentar la relación carga/radio del catión. Por esta razón los peróxidos conocidos son los de Ca, Ba y Sr.

Los metales alcalinos térreos reaccionan por calentamiento con el nitrógeno y por fuerte calentamiento (hasta incandescencia) con el carbono.

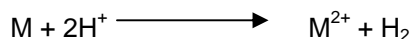


Los nitruros y los carburos con agua generan amoníaco y acetileno o metano respectivamente.





Debido a sus elevados potenciales de oxidación reaccionan con los ácidos, desalojando el protón.



Incluso pueden producir esta reacción frente al agua, en forma vigorosa para el Ca, Ba y Sr y lento con el Be y el Mg.

Los óxidos tienen fundamentalmente carácter básico, excepto BeO que tiene carácter anfótero.

Se combinan con agua para dar hidróxidos. El calcio forma el óxido y el hidróxido más importante del grupo (cal viva, cal apagada). Las solubilidades de los hidróxidos varían aumentando de arriba hacia abajo. Forman sales como cromatos, carbonatos, sulfatos que son, en general, poco solubles en agua, disminuyendo de arriba hacia abajo.

Berilio

El berilio se distingue de sus compañeros y se asemeja más al aluminio (semejanza en diagonal). Tiene un elevado punto de fusión (1250 °C), es el más pequeño del grupo, tiene gran poder polarizante. Esta propiedad condiciona su comportamiento biológico, ya que debido a ella y a su afinidad con el fosfato, es eliminado lentamente por los organismos. Por otra parte, siendo este, el homólogo liviano del magnesio, puede llegar hasta los núcleos celulares adquiriendo actividad mutagénica y cancerígena. Así mismo, es capaz de inhibir fuertemente numerosos sistemas enzimáticos (dependientes también del magnesio, y en especial aquellos relacionados con la transferencia de grupos fosfatos).

Por otra parte, se han descrito desordenes genéticos relacionados con el Be y existen evidencias de que este, puede afectar a sistemas dependientes de potasio.

La inhalación de vapores o humos conteniendo suspensiones muy finas de compuestos de Be producen afecciones pulmonares crónicas que pueden ser fatales. Además, daña la piel y la membrana mucosa. Sus efectos en mamíferos son acumulativos.

Magnesio

Es uno de los elementos más abundantes (2.09%) de la corteza terrestre. Se disuelve en amoníaco produciendo soluciones azuladas. Es de color blanco grisáceo, sublima al calentarlo a baja presión. El metal se cubre con una película superficial de óxido cuando se lo expone al aire. Es el más liviano de los metales, de interés comercial, pero como su resistencia es escasa, se aumenta la misma aleándolo con el cinc, aluminio y manganeso. Se lo usa en aleaciones livianas para la construcción de aviones, también en la fabricación de juegos artificiales. Es un elemento esencial para la vida, pues forma parte de la clorofila. Está incorporado a la porfina como Mg (II) coordinado. Es necesario para la formación de aceites y grasas, participa activamente en la formación de almidón.

Calcio

Es el elemento del grupo más abundante en la corteza terrestre (3.6%). Es un metal blanco plateado muy blando. Forma un óxido con el aire. Se usa en metalurgia como desoxidante (por su gran afinidad con el oxígeno) en la producción de aceros.

Es un nutriente mineral que promueve el desarrollo temprano de las raíces, mejora el vigor general de las plantas y la firmeza de los tallos y pedúnculos. Influye en la absorción general de los nutrientes, neutraliza las sustancias tóxicas producidas en las plantas. Mejora la producción de semillas y la maduración de las leguminosas.

El calcio cumple un papel fundamental en la constitución de los tejidos duros de los animales. Las sales de Ca y Mg como carbonatos, bicarbonatos y sulfatos producen la dureza del agua.

Estroncio

El estroncio, al igual que el bario, aparece como carbonatos y sulfatos tales como la estroncianita (SrCO_3) y la celestina (SrSO_4).

Pequeñas concentraciones de sales de Sr (II), generalmente en forma de acetato, se ha comenzado a adicionar a ciertas pastas dentales como efecto reforzador del material dental.

Por otro lado, el radionúclido estroncio 90, generado a partir de precipitaciones de las explosiones atmosféricas de las armas nucleares se acumula rápidamente en los organismos vivos, donde la radiación emitida puede causar daño a la médula ósea formadora de glóbulos sanguíneos y provocar anemia o leucemia.

Bario

Generalmente, se presenta en la naturaleza como sulfato. Los derivados del bario se usan como rellenos para el caucho, linoles, plásticos, pigmentos de pintura, fabricación de vidrio, en la industria cerámica y en otras aplicaciones industriales. Estas aplicaciones constituyen la fuente principal de riesgo para los trabajadores. Es la causa de vómitos y diarreas que pueden estar asociados a hemorragias en el estómago, intestinos y riñones. Además, afectan al sistema nervioso central causando convulsiones.

Elementos Alcalinos. Grupo IA

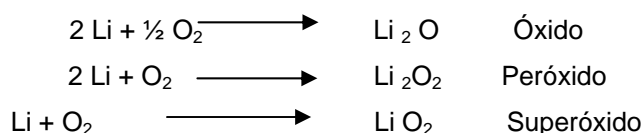
Los elementos del grupo IA son los denominados "Alcalinos" (metales representativos). Ellos son: Litio (Li), Sodio (Na), Potasio (K), Rubidio (Rb), y Cesio (Cs). El nombre de alcalinos, proviene de al-khali, que en árabe significa cenizas vegetales, en las cuales estos elementos están presentes en buena proporción.

La mayoría de ellos se encuentran distribuidos en la naturaleza, todos se presentan combinados dada su elevada reactividad.

El sodio se presenta fundamentalmente como cloruro de sodio, NaCl. El potasio también se encuentra como cloruro de potasio, KCl, y como silicatos de aluminio y potasio, KAlSi_3O_8 . Los otros elementos se encuentran bajo la forma de silicatos y fosfatos.

La configuración electrónica externa del grupo es ns^1 , o sea que se caracterizan por tener un único electrón en su último nivel energético. Esta estructura electrónica les confiere el carácter de ser fuertemente electropositivos, se oxidan fácilmente y por lo tanto, son excelentes agentes reductores. Son buenos conductores del calor y la electricidad y son blandos.

Se combinan con el oxígeno formando óxidos, peróxidos y superóxidos. Moviéndose hacia abajo en el grupo aumenta la tendencia a formar peróxidos y superóxidos.



Se combinan directamente con los halógenos, con el azufre, con el nitrógeno y con el hidrógeno.

M = metal; X = halógeno



Estos metales también reaccionan directamente con los ácidos dando las sales correspondientes que son, en general, muy solubles en solución acuosa.

Litio

Presenta propiedades diferenciales respecto a los demás metales alcalinos, debido a su pequeño tamaño. Su catión (Li^+) tiene gran tendencia a solvatare y a formar enlaces covalentes. Muestra propiedades similares al magnesio (efecto diagonal).

Estudios recientes sugieren que el litio podría ser un elemento esencial. Su eficiencia podría ser causa de anomalías reproductivas, reducción de la vida y de cambios de comportamiento. Debido a la relación en diagonal con el Mg (II) es posible que exista algún tipo de competencia entre ambos cationes; lo que podría influir en reacciones de transferencias de grupos fosfato. Su pequeño tamaño permitiría tener fácil acceso a sitios de control y regulación e interferir en procesos dependientes de Na^+ , K^+ , Mg^{2+} , y Ca^{2+} . El litio es utilizado en formas de sales en pequeñas cantidades, bajo estricto control médico, para tratamientos de ciertos problemas psiquiátricos.

Sodio

Se encuentra como catión monovalente, en ocasiones, a muy altas concentraciones. Las plantas se dividen según su capacidad de absorción y transporte en: natifilico y natiofóbico.

El sodio es un activador de las ATPasas y puede reemplazar al potasio, en algunas de sus funciones, en la activación de enzimas; por ejemplo la enzima que interviene en la síntesis del almidón. Este elemento interviene también en el control osmótico en las plantas halófitas. Estimula el crecimiento en algunas plantas como la remolacha, en ocasiones promueve la succulencia en ciertas especies, pero también inhibe el crecimiento en otras.

Está presente como constituyente mayoritario en los fluidos de los mamíferos. Conjuntamente con K^+ , Mg^{2+} y Ca^{2+} y aniones como cloruros se lo suele llamar electrolito, su requerimiento en sistemas

biológicos es muy específico. Las membranas celulares efectúan un proceso de selección de ciertos cationes que pueden pasar a través de ellas en una dirección determinada. La selectividad de las membranas permite que la composición química en el interior de la célula sea diferente a la de los fluidos externos, por ejemplo, alta concentración de K^+ dentro de la célula y muy pequeña de Na^+ .

Potasio

Es un elemento nutritivo esencial para todos los organismos vivos. Los vegetales necesitan cantidades elevadas de este nutriente, siendo semejante al requerimiento de nitrógeno. Se lo encuentra en todos sus órganos movilizándose fácilmente de una parte a otra de la planta.

El potasio (K) cumple un rol importante en la activación de un número de enzimas que actúan en diversos procesos metabólicos, tales como la fotosíntesis, síntesis de proteínas y carbohidratos. Además, tiene incidencia en el balance de agua y en el crecimiento meristemático. Al participar de estos procesos metabólicos el K actúa favoreciendo el crecimiento vegetativo, la fructificación, la maduración y la calidad de los frutos.

Las plantas obtienen el potasio del suelo que proviene de la meteorización de los minerales del suelo, de la mineralización de los residuos orgánicos o el que proviene de los abonos y fertilizantes.

La mayor parte de los vegetales absorben casi la totalidad de los nutrientes minerales por las raíces, pero en ocasiones las sales se incorporan a través de las hojas (epífitas). Las plantas acuáticas absorben por todas sus superficies; y las raíces, si las tienen, suelen actuar como órganos fijadores. Las sales minerales originadas a partir de las rocas, que constituyen la litosfera, por fenómenos de descomposición, pierden su estructura cristalina y se rompen mediante procesos físicos y químicos en componentes solubles. Estos se disocian en agua y en mayor o menor grado liberan cationes como K^+ , Ca^{2+} , Fe^{2+} , Fe^{3+} y aniones como: Cl^- , SO_4^{2-} , PO_4^{3-} , etc. Las sustancias iónicas utilizadas son también recicladas por descomposición de los desechos y restos de animales y vegetales a través de la acción de hongos y bacterias o también por las sustancias minerales arrastradas por la lluvia.

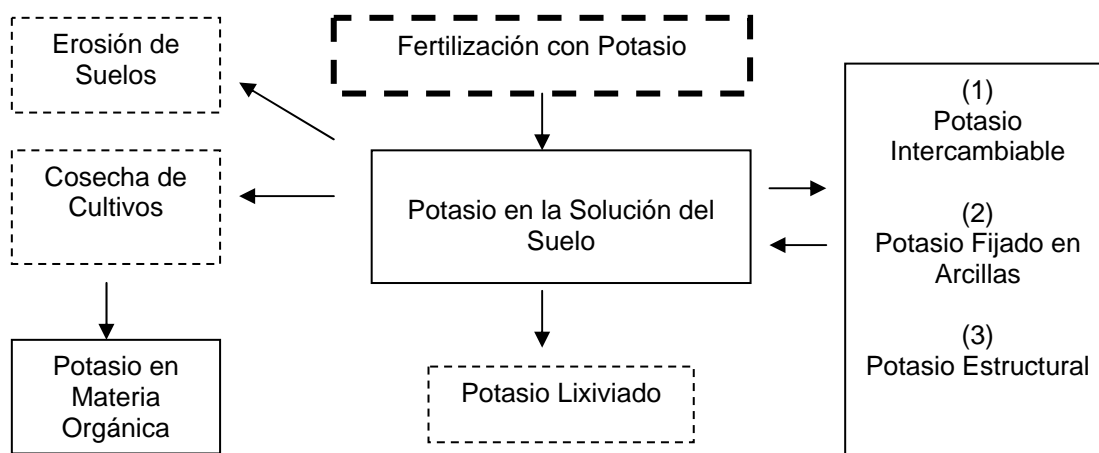


Figura 11. Ciclo del Potasio en el Suelo

En la Figura 11 se presenta el ciclo del potasio en el suelo. Los cuadros de línea llena indican las reservas de potasio; las de línea punteada, pérdidas y las de líneas punteadas gruesas son las ganancias. El proceso que se lleva a cabo en (1) es de adsorción–desorción, en (2) se produce una fijación y liberación y en (3) se genera una cristalización y meteorización.

Cesio

Este elemento presenta un isótopo radioactivo que se forma en las explosiones atmosféricas de las armas nucleares que producen precipitación de radionúclidos sobre grandes áreas de la superficie de la tierra. Un componente de esta precipitación es el cesio-137. Este nucleido ha atraído considerablemente la atención debido a su rápida acumulación en los seres vivos. El Cesio-137 es semejante al potasio y es activamente absorbido por todas las células, con lo cual aumenta las probabilidades de que se produzcan daños. A nivel de plantas o de animales el efecto neto de la radiación es aumentar la mortalidad.

Elementos de transición

Los elementos de transición que estudiaremos son: Vanadio (V), Cromo (Cr), Manganeseo (Mn), Hierro (Fe), Cobalto (Co), Níquel (Ni), Cobre (Cu), Zinc (Zn), Molibdeno (Mo), Cadmio (Cd), Mercurio (Hg).

Básicamente la química de estos elementos es la química del subnivel d, los cuales ubican su último electrón en dicho nivel. La energía del subnivel **n-1 d** es ligeramente superior a la del **ns**, pero inferior a la **np**.

Todos los elementos de transición son metales típicos, duros, de elevados puntos de fusión y de ebullición, buenos conductores del calor y la electricidad. En general, presentan más de un estado de oxidación, existiendo algunos tan altos como 6+, 7+ y 8+, y coincidiendo, de esta manera, el estado más elevado con la suma del número de electrones **ns** más **(n-1) d**.

Los estados de oxidación más elevados se manifiestan en compuestos covalentes. La mayoría de los compuestos y de los iones son coloreados, y está relacionado con los electrones **d**.

La pérdida de electrones **s** permite justificar la existencia del estado de oxidación 2+. Muchos de estos elementos son electropositivos y pueden ser atacados por ácidos minerales. Otros, en cambio, por tener bajos potenciales de oxidación, no son atacados por ácidos; por lo que se los denomina metales nobles (Pt, Pd, Au). Normalmente, la tendencia a oxidarse disminuye hacia la derecha, con excepciones puntuales.

Es muy frecuente el comportamiento paramagnético de los iones y compuestos, debido a la presencia de electrones desapareados.

Resulta particularmente importante la formulación de iones complejos, que están formados por un catión central y por ligantes que lo rodean.

Vanadio

Su configuración electrónica es (Ar) 4s² d³. Suele presentarse en la naturaleza acompañando al uranio, de cuyos minerales se recupera como subproducto. El metal puro es bastante reactivo, reacciona a altas temperaturas con el oxígeno, nitrógeno, carbono, halógenos, entre otros. Se lo utiliza para alear al hierro, al que confiere ductilidad y resistencia al choque, se lo usa como

catalizador para oxidaciones y como agente colorante en la industria de la cerámica. Presenta en sus compuestos, estados de oxidación 2+, 3+, 4+ y 5+.

Está presente en diversos sistemas biológicos, es un micronutriente esencial. Existen evidencias de que es necesario en etapas fundamentales del crecimiento, así como en las primeras etapas de formación de los tejidos duros. En los últimos años se descubrió que diversos compuestos del vanadio podrían potenciar o simular la acción de la insulina. Se le reconocen efectos diuréticos y efectos sobre la fuerza de contracción del músculo cardíaco.

La información respecto al metabolismo y a las concentraciones fisiológicas del vanadio, en diversos organismos, son todavía sumamente limitadas. Desde el punto de vista evolutivo, el vanadio parece haber sido utilizado esencialmente en las primeras etapas de la evolución, para ser reemplazado gradualmente por otros metales.

La presencia de concentraciones altas de vanadio en ciertos petróleos podría haberse originado en su participación como centro esencial de ciertos sistemas fotosintéticos primitivos. Algunos petróleos y asfaltos son ricos en vanadio, el cual se presenta en forma de complejos de vanadio (IV), estos sistemas son responsables del aumento de la contaminación atmosférica, debido al creciente uso de los combustibles fósiles, cuya combustión genera V_2O_5 dividido finamente, que queda suspendido en la atmósfera. Los niveles excesivos en los animales inhiben la oxidación de los tejidos y la síntesis del colesterol, los fosfolípidos y otros lípidos y aminoácidos.

Cromo

Su configuración electrónica es $(Ar) 4s^1 3d^5$. Se presenta en la naturaleza en el mineral Cromita ($FeCrO_4$). Aunque su potencial de oxidación es elevado, se pasiva rápidamente, por lo cual se lo usa para formar capas protectoras, mediante depósitos electrolíticos (cromado).

Sus estados de oxidación en los compuestos son 2+, 3+, 6+. Con el estado de oxidación (6+) forma óxidos y oxosales (cromatos, dicromatos). Solo hay un compuesto en el que se presenta como catión (6+), el CrF_6 . En este estado de oxidación es un poderoso oxidante. Como cromo (3+) forma complejos octaédricos. El Cr (2+) se oxida fácilmente a Cr (3+).

Es un elemento esencial para los organismos superiores. Participa en el metabolismo de los lípidos y los hidratos de carbono, activa algunos sistemas enzimáticos en el metabolismo de la tiroides y en la estabilización de proteínas y ácidos nucleicos. Participa en la potenciación de la insulina en forma de complejos Cr (III).

Los alimentos que suelen presentar trazas de cromo son: levadura de cerveza, carne, quesos, algunos hongos, remolacha, nueces, espárragos, pimienta negra y en numerosas plantas, que en la medicina popular, se utilizan para el tratamiento de cuadros diabéticos, que muestran niveles de cromo elevados.

Los cromatos son solubles en agua y pueden envenenar los procesos de tratamientos de aguas cloacales. El ion hexavalente es el más tóxico y debe reducirse al estado trivalente para formar productos insolubles antes de que los residuos de Cr (VI) pasen al ambiente. Este elemento ha estado implicado en el envenenamiento en Japón, parece haber afectado a muchas personas causando cáncer de pulmón. Los cromatos irritan los ojos, la nariz y la garganta. La exposición crónica puede

causar daños en el hígado y en los riñones. A nivel celular el Cr (VI) puede causar anomalías cromosómicas. Es particularmente peligroso porque se acumula en muchos organismos, por ejemplo en algas acuáticas.

Manganeso

Su configuración electrónica es (Ar) $4s^23d^5$. Es un metal muy parecido al hierro, aunque un poco más duro y más frágil. Se presenta esencialmente como mineral llamado pirolusita (MnO_2) y se lo alea en el hierro para obtener determinados aceros.

Es oxidado fácilmente, aun por ácidos no oxidantes. A altas temperaturas reacciona rápidamente con la mayoría de los no metales. Se presenta bajo los estados de oxidación 2+, 4+ y 7+, aunque también como 3+ y 6+. El ion permanganato (MnO_4^-), de fuerte color púrpura, es el principal representante de la química del manganeso (VII), es un poderoso agente oxidante.

El MnO_2 es el compuesto más importante del Mn (IV). El Mn(II) existe en solución con forma de hexaaquo.

El manganeso es un micronutriente esencial para la mayoría de los organismos. Su valor funcional parece estar asociado a dos características. Por un lado, como Mn (II) se comporta como un ácido de Lewis y, en los estados de oxidación superiores, es un agente oxidante. Su participación en la fotosíntesis, así como su presencia en organismos inferiores está bien establecida. Se ha detectado su presencia en diversas enzimas. Sus estados de oxidación fisiológicamente relevantes son II, III, y IV coordinados habitualmente con átomos de nitrógeno y oxígeno como ligandos. Forma complejos sencillos (centros metálicos), está presente en proteínas y enzimas. El metabolismo del manganeso, todavía sigue escasamente comprendido.

En cantidades excesivas afecta a los animales, causando calambres, temblores, alucinaciones y degeneración renal.

Hierro

Su configuración electrónica es (Ar) $4s^23d^6$. Se asemeja mucho a los dos elementos que le siguen en la tabla periódica: Cobalto y Níquel. Las semejanzas se manifiestan, en sus puntos de ebullición y fusión, en los potenciales de oxidación y en una propiedad especial que es el ferromagnetismo (son atraídos fuertemente por campos magnéticos, permaneciendo además imantados en ausencia del campo). Esta propiedad se debe a la presencia de electrones desapareados (4, 3 y 2 para el Fe, Co y Ni respectivamente).

El hierro es el segundo metal en abundancia en la corteza terrestre, después del aluminio. Se encuentra combinado bajo la forma de óxidos, carbonatos, sulfuros. Ha sido y es usado ampliamente en la vida cotidiana y en la industria. En los aceros se presenta aleado con el carbono, también se le agregan manganeso, níquel, cromo, wolframio, etc., a fin de otorgarle a los aceros, diversas cualidades.

El hierro se oxida (se corroe) fácilmente, incluso con ácidos no oxidante. En el estado de oxidación 2+ es fácilmente oxidado a 3+. Tiene una gran tendencia a formar complejos muy estables. Al oxidarse

forma un óxido hidratado ($\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$) de color rojizo a marrón oscuro (orín o herrumbre), este fenómeno es conocido como corrosión, se produce en presencia de oxígeno y humedad.

Por otro lado, el hierro es extremadamente importante para el ser humano, ya que es un elemento esencial, forma parte de la hemoglobina de la sangre, encargada del transporte de oxígeno.

Es un micronutriente esencial en cantidades de traza para la mayoría de los organismos. Los compuestos más importantes en donde se encuentra presente son: hemoglobina, mioglobina, citocromos y en enzimas como la catalasa y las peroxidasas. Las proteínas de hierro y azufre aparecen involucradas en una amplia gama de procesos biológicos, también está presente en bacterias aeróbicas, anaeróbicas y fotosintéticas, así como en algas, hongos, plantas superiores y mamíferos.

La ingestión de cantidades excesivas de hierro puede originar inhibición de la actividad muchas enzimas. Las cantidades consumidas deben ser muy grandes debido a que solo una pequeña proporción del hierro ingerido es absorbido a partir del tracto gastrointestinal. La inhalación de polvos de hierro puede causar pneumoconiosis benigna y puede resaltar los efectos nocivos del dióxido de azufre y de varios cancerígenos.

El ion férrico puede reaccionar con sulfuro en presencia de agua produciendo ácido sulfúrico o reaccionar directamente con agua generando el envenenamiento de cursos de agua resultante del drenaje de minas. Estos cursos de agua, además, presentan acidez alta y ausencia de oxígeno por lo que producen la mortandad de los peces. Los cursos de agua que atraviesan extractos cargados de hierro pueden envenenarse espontáneamente.

Cobalto

Su configuración electrónica es $(\text{Ar}) 4s^2 3d^7$. Este elemento (bien parecido al níquel), suele aparecer asociado al azufre y al arsénico. Se lo usa preferentemente en aceros, fabricación de imanes y en aleaciones de elevada resistencia y dureza. En los compuestos se presenta en estado de oxidación $2+$ y $3+$, del modo semejante al hierro, pero el ion cobaltoso no es fácilmente oxidado al estado $3+$, como el ion ferroso.

El ion cobalto (III) es un poderoso oxidante capaz de liberar oxígeno de soluciones acuosas. Los complejos de $\text{Co}(\text{III})$ son muy estables y no se reducen con facilidad.

Por lo que se sabe hasta el presente, el cobalto posee una única e importante función biológica, forma parte de la coenzima B13 (consecuentemente llamada vitamina B12) que participa en un amplio e importante grupo de reacciones enzimáticas. Es hasta ahora, el único ejemplo de compuesto organometálico natural. La concentración del cobalto en el organismo es extremadamente baja, sin embargo, esta vitamina es esencial para la síntesis de los glóbulos rojos. Es importante consignar que la vitamina B12 es la única sintetizada totalmente por microorganismos.

Níquel

Su configuración electrónica es $(\text{Ar}) 4s^2 3d^8$. Presenta propiedades similares al hierro y al cobalto. Se halla en la naturaleza, generalmente asociado al azufre y al arsénico.

Se usa para formar aleaciones con el hierro (al que le aumenta la tenacidad y la resistencia a la corrosión), en recubrimientos, catalizadores, cerámica. De acuerdo con la tendencia, el único estado de oxidación importante es el 2+. El níquel (II) existe en solución acuosa y precipita como hidróxido cuando se agrega una base que puede deshidratarse para dar el óxido correspondiente NiO. Los complejos de Níquel (II) son muy estables.

Es un elemento traza esencial para diferentes sistemas bacterianos. Se han identificado cinco tipos de diferentes de enzimas conteniendo níquel, una de ellas es la ureasa.

En el organismo humano, la absorción del níquel es muy pobre. Aun se ignora si existe algún tipo de función fisiológica. Existen diversas plantas capaces de acumular cantidades importantes de níquel. Es un micronutriente de la mayoría de los organismos, pero en cantidades excesivas ejerce efectos tóxicos. En los animales estos efectos abarcan dermatitis y desordenes respiratorios, incluido cáncer de pulmón.

Cobre

Su configuración electrónica es (Ar) $4s^1 3d^{10}$. Suele presentarse en forma nativa y también combinado bajo la forma de óxidos y sulfuros. Se utiliza especialmente para aleaciones (con cinc para latones, con estaño para bronce) y para industrias de la electricidad. Para esta última, aprovecha su conductividad eléctrica (solo superada por la de la plata). Los estado de oxidación más importantes son 1+ y 2+. El ion cuproso no es estable en solución y se dismuta en cobre metálico e ion cúprico. El ion cuproso se estabiliza por formación de complejos. En solución, el Cu (II) tiene un color azul o celeste debido a la hidratación del mismo. El agregado de bases produce el precipitado del hidróxido ($\text{Cu}(\text{OH})_2$). Uno de los compuestos más usados como fungicida es el $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

El cobre es uno de los metales trazas más abundante, para la mayoría de los organismos, es un micronutriente esencial. Es el tercer metal de transición presente en el cuerpo humano (luego del hierro y el cinc). Se han identificado un número relativamente grande de proteínas que lo contienen. También está asociado a sistemas y procesos que involucran la utilización del oxígeno por parte de los sistemas biológicos y en sistemas transportadores de electrones. Algunos de estos sistemas enzimáticos presentan coloración azul. Las enzimas asociados a algunas de las formas que presentan cobre, se encuentran tanto en animales como en bacterias.

Todos los organismos experimentan daño debido a concentraciones excesivas. La mayoría de los peces mueren en presencia de bajas concentraciones de cobre (ppm). En los animales superiores los daños cerebrales son un rasgo característico del envenenamiento con cobre. En el organismo humano, se absorbe a través del estómago e intestino y se acumula en el hígado, eliminándose por los líquidos biliares.

Molibdeno

Su configuración electrónica es (Kr) $4d^4 5s^1$. Se presenta en la naturaleza como sulfuro (MoS_2). Tiene características físicas semejantes al grafito. Es uno de los metales de mas alto punto de fusión, muy duro y resistente. Este metal se usa especialmente en dispositivos que deben resistir enormes

temperaturas (puntos de fusión superiores a 2600°C) se suele alejar con hierro, al que le confiere mayor tenacidad. Presenta estados de oxidación 6+, 5+, 4+, 3+, y 2+.

El molibdeno es el único metal del segundo período de transición reconocido como esencial para los seres vivos. Si bien este elemento no es uno de los más abundantes en la corteza terrestre, su concentración en aguas de mar suele ser más elevada que la de otros metales de transición, con actividad redox. Esto implicaría, en parte, su presencia en prácticamente todas las formas de vida y su importancia en los procesos metabólicos. En la actualidad se conocen alrededor de una docena de sistemas enzimáticos conteniendo molibdeno, todos ellos relativamente grandes y complejos.

Este metal se encuentra básicamente involucrado en procesos redox que implican transferencia de oxígeno y fijación de nitrógeno, generando el movimiento de electrones y de grupos oxo.

El molibdeno está presente en todos los tejidos del organismo, con concentraciones más elevadas en el hígado, riñón, bazo y pulmón. Está distribuido ampliamente en los diferentes alimentos.

Cinc

Su configuración electrónica es $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10}$. No se encuentra libre en la naturaleza, sino como sulfuro de cinc (ZnS). Difiere en sus propiedades, junto con el cadmio y mercurio, de los otros elementos de transición porque tiene el subnivel d completo.

El cinc metálico se usa para proteger al hierro (galvanizado) y en aleaciones con cobre, como el latón. Este metal es bastante activo frente a los ácidos, desprendiendo hidrógeno. Al aire se oxida lentamente formando películas de óxidos y carbonatos.

El único estado de oxidación del Zn es (2+) y sus compuestos no presentan coloración. El óxido y el hidróxido presentan propiedades anfóteras. El sulfuro de zinc se usa como colorante blanco, también para fabricar pantallas fluorescentes.

Es un elemento esencial para el crecimiento y el desarrollo de todas las formas de vida. Participa en muchas proteínas, siendo indispensable para su estabilidad y/o la función catalítica. En la actualidad se conocen más de 200 metaloenzimas en las que está presente el zinc. Se reconocen diversos aminoácidos asociados al metabolismo de este elemento, en especial, a las consecuencias de su deficiencia.

La amplia difusión y utilización del cinc por parte de los seres vivos se debe a sus características especiales y únicas, que lo hacen adecuado para cumplir eficientemente con todas las funciones en que participa. Entre estas características se destacan las siguientes:

- a. Su fuerza ácida con tres ligandos unidos a una molécula de H_2O lábil.
- b. Presenta un único estado de oxidación Zn (II) de manera que no puede participar en los procesos redox.
- c. Puede actuar con diferentes números de coordinación (6, 5 y 4) característica que influye positivamente en el proceso que cataliza.
- d. Tanto el H_2O como el OH^- pueden entrar y salir rápidamente de su esfera de coordinación.

Se debe mencionar el hecho de que el cinc es uno de los iones más importantes en la regulación y control de los procesos celulares y además, participa en la síntesis de los aminoácidos, nucleótidos, porfirinas, ácidos nucleicos y en diversas hormonas.

El cinc absorbido esencialmente a nivel intestino delgado, es transferido al plasma y queda retenido aparentemente en la albúmina sérica, siendo luego incorporado a diferentes tejidos. Es un elemento esencial para el normal desarrollo, crecimiento y reconstitución de los tejidos y está involucrado en la química y fisiología del cerebro y sistemas nerviosos. Se lo considera como uno de los elementos menos peligroso, aunque su toxicidad puede aumentar debido a la presencia de arsénico, plomo, cadmio y antimonio como impurezas. Se han observado efectos tóxicos debido a la inhalación de humos procedentes de baños en los que se efectúa galvanoplastia. La fiebre producida por el cinc se caracteriza por escalofríos, fiebre y náuseas. Los contenedores de cinc y galvanizados no son recomendables para el almacenamiento de alimentos, pero se puede utilizar para guardar agua. Esto se debe a que la acidez de algunos alimentos, puede atacar a dicho elemento y disolverlo como para causar envenenamiento. El riesgo de envenenamiento con cinc se pierde a lo largo de la cadena trófica.

Cadmio

Su configuración electrónica es $[\text{Kr}] 5s^2 4d^{10}$. Se encuentra asociado con el cinc y se lo obtiene como subproducto en la metalurgia del mismo. Las propiedades son semejantes a las del cinc, salvo en la que se refiere al anfoterismo, característica que no presenta. El sulfuro de cadmio se usa como pigmento amarillo.

El cadmio forma un gran número de complejos estables al igual que el cinc. En su forma catiónica normal como Cd (II), presenta fuertes analogías con por un lado puede desplazar al cinc de alguno de sus sitios activos y por otro puede reemplazar al calcio en ciertos sistemas biológicos y puede ser incorporado al hueso, ocupando sitios del calcio.

El cadmio entra en los organismos ya sea por vía respiratoria o bien a través de los alimentos. La incorporación de este a tejidos duros genera una gran fragilidad y dolorosas deformaciones, se acumula a nivel del riñón donde se instala por largo tiempo. Además, posee acción cancerígena. En el ambiente, el cadmio es peligroso porque muchas plantas y algunos animales lo absorben eficazmente.

Mercurio

Su configuración electrónica es $(\text{Xe}) 6s^2 5d^{10}$. Se encuentra en la naturaleza esencialmente como sulfuro. Es un metal líquido a temperatura ambiente y su conductividad eléctrica no es muy grande. A pesar de esto, se lo usa para realizar contactos eléctricos dada su gran movilidad por ser líquido. También se lo usa como líquido termométrico y barométrico por su inercia química, su alta y uniforme dilatación térmica y su elevada densidad. Es capaz de disolver un gran número de metales como: Cu, Ag, Au, y alcalinos, formando amalgamas, en los cuales disminuye la actividad del metal disuelto. Presenta dos estados de oxidación Hg (I) y Hg (II). El ion mercurioso es en realidad Hg_2^{2+} y tiene propiedades semejantes al ion Ag^+ .

Los compuestos de mercurio son tóxicos, al igual que el metal incorporado a través de las vías respiratorias, ya que produce enfermedades crónicas que afectan a las personas que están en contacto continuo con este, como los trabajadores de industrias o técnicos de laboratorio. En forma

de Hg (II) es un agente tóxico muy agudo porque a pH fisiológico es muy soluble y no es precipitado en los fluidos biológicos. Un gramo de una sal de Hg (II) es letal. Los derivados orgánicos son todavía más tóxicos, por ejemplo $(\text{CH}_3)\text{Hg}$. La especial toxicidad de este compuesto se puede explicar por su carácter lipofílico e hidrofílico que le permite entrar con mucha facilidad en las membranas.

La mayoría de los microorganismos son sensibles al mercurio y sus derivados. Las bacterias fijadoras del nitrógeno no son afectadas por niveles bajos de mercurio. Muchas algas y plantas, presentan la capacidad de absorber y concentrar este elemento del medio circundante. Estas concentraciones altas pueden matarlas. La mayoría de las plantas agrícolas no parecen absorber mucho mercurio. Los animales tienden a acumularlo al que procede de alimentos; los peces pueden acumularlo en mayor proporción que el agua que los rodea, este fenómeno se ha observado también en aves y mamíferos.

Bibliografía

1. Atkins P. 1989. Química General. Ediciones Omega. Barcelona. España. 980p.
2. Barán E. 1995. Química Bioinorgánica. 2º Edición. Editorial Mc. Graw Hill. España. 315 p.
3. Duffus J. 1983. Toxicología Ambiental. Ediciones Omega S. A. España. 173 p.
4. Garritz Chamizo. 1994. Química Editorial Addison Wesley. México. 350 p.
5. Recio del Bosque F. 1995. Química Inorgánica. Editorial Mc. Graw Hill. México. 149 p.
6. Tedesco P. 1999. Introducción a la Química: Para cursos universitarios de Química Básica. Editorial de la UNLP. Bs. As. Argentina. 919 p.
7. Whitten K. 1992. Química General. 3º ed. Editorial Mc. Graw Hill. España. 884p.
8. Zundhal S. 1992. Fundamentos de Química. Editorial Mc. Graw Hill. México. 712 p.

Indice

Importancia de los elementos en los sistemas orgánicos y biológicos.....	1
Hidrógeno.....	3
Halógenos: Flúor. Cloro. Iodo.....	4
Oxígeno.....	6
Aire.....	7
Propiedades. Contaminantes.....	8
Efecto Invernadero.....	11
Sustitución del ozono.....	11
Agua.....	12
Tipos de Agua. Dureza.....	14
Impurezas.....	16
Elementos del grupo 16.....	16
Azufre. Selenio.....	18
Elementos del grupo 15.....	19
Nitrógeno. Fósforo.....	20
Fertilizantes.....	22
Lluvia ácida.....	23
Arsénico.....	25
Elementos del grupo 14.....	26
Carbono. Silicio.....	26
Elementos del grupo 13: Boro.....	30
Funciones biológicas en las que participan iones metálicos.....	31
Elementos metálicos de los grupos 15, 14 y 13.....	33
Bismuto. Estaño.....	33
Plomo. Aluminio.....	34
Elementos alcalinos térreos. Grupo 2.....	36
Berilio. Magnesio.....	37
Calcio. Estroncio. Bario.....	38
Elementos alcalinos. Grupo 1.....	38
Litio. Sodio.....	39
Potasio. Cesio.....	40
Elementos de transición.....	41
Vanadio. Cromo.....	42
Cobalto. Níquel. Cobre. Molibdeno. Zinc. Cadmio. Mercurio.....	45
Bibliografía.....	49

