

INDICE

- Sistema Periódico.
- Ley Periódica.
- Desarrollo Histórico.
- Mendeléiev y Meyer,
- Mendeléiev, Dmitri Ivánovich.
- Meyer, Julius Lothar.
- Periodo dos.
- Litio.
- Berilio.
- Boro.
- Carbono.
- Nitrógeno.
- Oxígeno.
- Flúor.
- Neón.
- Conclusión.

SISTEMA PERIÓDICO

Después de los importantes trabajos de MEYER y de MENDELEIEV puede decirse que quedó establecida definitivamente la Clasificación Periódica de los elementos químicos. Numerosos autores la han ido perfeccionando con ligeros retoques y la inclusión de nuevos elementos que se han ido descubriendo. En la actualidad son diversas las formas de presentar el Sistema Periódico (S. P) con el fin de hacerlo más útil posible, pero todas ellas son ligeras variantes de las dos formas fundamentales llamadas corta o de ocho columnas y larga o de dieciocho columnas, que es la que más se utiliza en la actualidad.

Como puede observarse, los periodos (excepto el primero, constituido únicamente por hidrógeno y helio), están formados por los elementos que van desde un metal alcalino hasta el próximo gas inerte. El segundo y tercer periodo contienen, cada uno, ocho elementos, pertenecientes a las familias o grupos principales. El cuarto y quinto periodos están formados por dieciocho elementos, es decir, diez más que los periodos segundo y tercero; estos diez elementos extra constituyen los llamados elementos de transición y pertenecen a las familias o grupos secundarios (grupos b). El periodo sexto contiene treinta y dos elementos, o sea, catorce más que el cuarto y quinto, que se denominan lantánidos (antiguamente se llamaban tierras raras o escasas) por ser todos ellos muy parecidos al lantano y tener que colocarlos juntos en la misma casilla. El ultimo periodo (séptimo) está incompleto y los elementos que lo forman son casi todos inestables (se desintegran sus núcleos y la mayoría son radiactivos) y no existen en la naturaleza, habiéndose obtenido casi todos por medios artificiales (reacciones nucleares). En este periodo aparece otra serie de elementos muy parecidos entre sí (lo mismo que los lantánidos) y que reciben el nombre de actínidos.

La principal ventaja de la forma larga del Sistema Periódico es que no es necesario doblar en dos filas los periodos largos, con lo que no existe confusión entre los grupos a y b y, por otro lado, resulta una clara separación entre metales y no-metales. Estos últimos quedan agrupados en el extremo superior derecho por encima de la diagonal quebrada.

Como puede observarse, en varios lugares del Sistema Periódico no se sigue el orden riguroso de pesos atómicos, sino que se ha invertido en tres parejas de elementos (argón y potasio, yodo y telurio, cobalto y níquel) a fin

de conservar la analogía de propiedades en los elementos de la misma columna (familia). Hechas estas correcciones, el número de orden de cada elemento en el Sistema Periódico es lo que se llama número atómico.

Lo mismo que otros grandes descubrimientos científicos, la clasificación periódica, según acabamos de ver, surgió de forma totalmente empírica y antes de que se conociesen sus fundamentos. Sus descubridores y los que contribuyeron a su primitivo desarrollo no tenían ningún conocimiento sobre la estructura electrónica de los átomos, que, como veremos después, es la base de la clasificación periódica. Esto no fue inconveniente para la inmediata utilización del Sistema Periódico como guía en el descubrimiento de nuevos elementos desconocidos (siguiendo el ejemplo de MENDELEIEV) y sobre todo como sistema de ordenación lógica de la enorme variedad de hechos químicos.

Los grupos o columnas verticales de la tabla periódica fueron clasificados tradicionalmente de izquierda a derecha utilizando números romanos seguidos de las letras 'A' o 'B', en donde la 'B' se refiere a los elementos de transición. Actualmente está ganando popularidad otro sistema de clasificación, que ha sido adoptado por la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC). Este nuevo sistema enumera los grupos consecutivamente del 1 al 18 a través del sistema periódico.

Ley periódica

Esta ley es la base de la tabla periódica y establece que las propiedades físicas y químicas de los elementos tienden a repetirse de forma sistemática conforme aumenta el número atómico.

Todos los elementos de un grupo presentan una gran semejanza y, por lo general, difieren de los elementos de los demás grupos. Por ejemplo, los elementos del grupo 1 (o IA), a excepción del hidrógeno, son metales con valencia química +1; mientras que los del grupo 17 (o VIIA), exceptuando el astato, son no metales, que normalmente forman compuestos con valencia -1.

Desarrollo histórico

Como resultado de los descubrimientos que establecieron en firme la teoría atómica de la materia en el primer cuarto del siglo XIX, los científicos pudieron determinar las masas atómicas relativas de los elementos conocidos hasta entonces. El desarrollo de la electroquímica durante ese periodo por parte de los químicos británicos Humphry Davy y Michael Faraday condujo al descubrimiento de nuevos elementos.

En 1829 se habían descubierto los elementos suficientes para que el químico alemán Johann Wolfgang Döbereiner pudiera observar que había ciertos elementos que tenían propiedades muy similares y que se presentaban en triadas: cloro, bromo y yodo; calcio, estroncio y bario; azufre, selenio y telurio, y cobalto, manganeso y hierro. Sin embargo, debido al número limitado de elementos conocidos y a la confusión existente en cuanto a la distinción entre masas atómicas y masas moleculares, los químicos no captaron el significado de las triadas de Döbereiner.

El desarrollo del espectroscopio en 1859 por los físicos alemanes Robert Wilhelm Bunsen y Gustav Robert Kirchhoff, hizo posible el descubrimiento de nuevos elementos. En 1860, en el primer congreso químico internacional celebrado en el mundo, el químico italiano Stanislao Cannizzaro puso de manifiesto el hecho de que algunos elementos (por ejemplo el oxígeno) poseen moléculas que contienen dos átomos. Esta aclaración permitió que los químicos consiguieran una 'lista' consistente de los elementos.

Estos avances dieron un nuevo ímpetu al intento de descubrir las interrelaciones entre las propiedades de los elementos. En 1864, el químico británico John A. R. Newlands clasificó los elementos por orden de masas atómicas crecientes y observó que después de cada siete elementos, en el octavo, se repetían las propiedades del primero. Por analogía con la escala musical, a esta repetición periódica la llamó ley de las octavas. El

descubrimiento de Newlands no impresionó a sus contemporáneos, probablemente porque la periodicidad observada sólo se limitaba a un pequeño número de los elementos conocidos.

TABLA PERIODICA

Mendeléiev y Meyer

La ley química que afirma que las propiedades de todos los elementos son funciones periódicas de sus masas atómicas fue desarrollada independientemente por dos químicos: en 1869 por el ruso Dmitri Mendeléiev y en 1870 por el alemán Julius Lothar Meyer. La clave del éxito de sus esfuerzos fue comprender que los intentos anteriores habían fallado porque todavía quedaba un cierto número de elementos por descubrir, y había que dejar los huecos para esos elementos en la tabla. Por ejemplo, aunque no existía ningún elemento conocido hasta entonces con una masa atómica entre la del calcio y la del titanio, Mendeléiev le dejó un sitio vacante en su sistema periódico. Este lugar fue asignado más tarde al elemento escandio, descubierto en 1879, que tiene unas propiedades que justifican su posición en esa secuencia. El descubrimiento del escandio sólo fue parte de una serie de verificaciones de las predicciones basadas en la ley periódica, y la validación del sistema periódico aceleró el desarrollo de la química inorgánica.

El sistema periódico ha experimentado dos avances principales desde su formulación original por parte de Mendeléiev y Meyer. La primera revisión extendió el sistema para incluir toda una nueva familia de elementos cuya existencia era completamente insospechada en el siglo XIX. Este grupo comprendía los tres primeros elementos de los gases nobles o inertes, argón, helio y neón, descubiertos en la atmósfera entre 1894 y 1898 por el físico británico John William Strutt y el químico británico William Ramsay. El segundo avance fue la interpretación de la causa de la periodicidad de los elementos en términos de la teoría de Bohr (1913) sobre la estructura electrónica del átomo.

Mendeléiev, Dmitri Ivánovich (1834–1907).

Químico ruso conocido sobre todo por haber elaborado la tabla periódica de los elementos químicos. Esta tabla expone una periodicidad (una cadencia regular) de las propiedades de los elementos cuando están dispuestos según la masa atómica.

Mendeléiev nació en Tobolsk (Siberia), estudió química en la Universidad de San Petersburgo y en 1859 fue enviado a estudiar a la Universidad de Heidelberg. Allí conoció al químico italiano Stanislao Cannizzaro, cuyos planteamientos sobre la masa atómica determinaron su opinión. Mendeléiev regresó a San Petersburgo y fue profesor de química en el Instituto Técnico en 1863 y profesor de química general en la Universidad de San Petersburgo en 1866. Escribió los dos volúmenes de *Principios de química* (1868–1870), uno de los primeros libros de texto sobre química, que se convirtió en un clásico.

Durante la elaboración de este libro, Mendeléiev intentó clasificar los elementos según sus propiedades químicas. En 1869 publicó la primera versión de la tabla periódica. En 1871 publicó una versión corregida en la que dejaba huecos para elementos todavía desconocidos. Su tabla y sus teorías ganaron una mayor aceptación cuando posteriormente se descubrieron tres de estos elementos: el galio, el germanio y el escandio.

Entre las investigaciones de Mendeléiev también hay que mencionar el estudio de la teoría química de la disolución, la expansión térmica de los líquidos y la naturaleza del petróleo. En 1887 emprendió un viaje en globo en solitario para estudiar un eclipse solar.

En 1890 abandonó la universidad como consecuencia de su postura política partidaria de reformas sociales. En 1893 fue director del departamento de Pesas y Medidas de San Petersburgo, cargo que desempeñó hasta su muerte.

Meyer, Julius Lothar (1830–1895).

Químico alemán, conocido principalmente por su trabajo en la clasificación periódica de los elementos químicos. Nació en Varel y estudió en las universidades de Zurich, Würzburg, Heidelberg y Königsberg (actualmente Kaliningrado). A partir de 1876 fue profesor de química en la Universidad de Tübingen. En un artículo publicado en 1870 presentó su descubrimiento de la ley periódica que afirma que las propiedades de los elementos son funciones periódicas de su masa atómica. Esta ley fundamental fue descubierta en 1869 por el químico ruso Dmitri Ivánovich Mendeléiev, quien fue más reconocido por el hallazgo que su colega Meyer.

PERIODO DOS

El principio de exclusión permite solamente que dos de los tres electrones del litio ($z = 3$) ocupen el estado $1s$. El tercero debe ir a la siguiente capa más alta ($n = 2$). En un átomo de un electrón todos los estados $n = 2$ tienen la misma energía, pero en un átomo en el que la subcapa $1s$ está llena, los estados $2s$ tienen una energía ligeramente más baja que los estados $2p$ porque los electrones de la subcapa $1s$ neutralizan parcialmente la carga del núcleo para los electrones que se hallan fuera de la nube $1s$. Un electrón $2p$, que se halla completamente fuera de la distribución $1s$ (figura 1), es atraído por una carga efectiva de sólo $+e$, mientras que un electrón $2s$, que se halla parcialmente dentro de la distribución $1s$, a veces es atraído por toda la carga $+3e$ del núcleo. Como consecuencia, el estado $2s$ tiene una energía más baja (se halla más fuertemente ligado) que el estado $2p$ y, por lo tanto, el tercer electrón del litio se encuentra en el estado $2s$. El litio está colocado en el grupo I porque puede perder fácilmente su electrón $2s$ para formar un ion de carga $+e$.

Los cuatro electrones del berilio ($z = 4$) llenan las subcapas $1s$ y $2s$. El berilio está en el grupo II porque puede perder fácilmente los dos electrones $2s$.

Los seis elementos siguientes ($z = 5$ a $z = 10$) se forman añadiendo electrones a la subcapa $2p$. La tabla 1 muestra cómo la subcapa $2p$ puede contener hasta seis electrones con spines convenientemente orientados. El flúor ($z = 9$), al que falta un electrón para llenar la capa $2p$, tiene una fuerte tendencia a llenar la última posición tomando un electrón adicional para formar un ion de carga $-e$. Por lo tanto, el flúor está en el grupo VII. El gas inerte neón ($z = 10$) llena la capa $2p$ y completa el período 2.

Litio

De símbolo Li, es un elemento metálico, blanco plateado, químicamente reactivo, y el más ligero en peso de todos los metales. Perteneció al grupo 1 (o IA) del sistema periódico, y es uno de los metales alcalinos. Su número atómico es 3.

El descubrimiento del elemento se le adjudica por lo general a Johann A. Arfvedson en 1817. Químicamente, el litio se asemeja al sodio en su comportamiento. Se obtiene por la electrólisis de una mezcla de cloruro de litio y potasio fundidos. Se oxida al instante y se corroe rápidamente al contacto con el aire; para almacenarlo, debe sumergirse en un líquido tal como la nafta. El litio ocupa el lugar 35 en abundancia entre los elementos de la corteza terrestre. No existe en la naturaleza en estado libre, sino sólo en compuestos, que están ampliamente distribuidos. El metal se usa como desoxidante y para extraer los gases no deseados durante la fabricación de fundiciones no ferrosas. El vapor del litio se usa para evitar que el dióxido de carbono y el oxígeno formen una capa de óxido en los hornos durante el tratamiento térmico del acero. Entre los compuestos importantes del litio están el hidróxido, utilizado para eliminar el dióxido de carbono en los sistemas de ventilación de naves espaciales y submarinos, y el hidruro, utilizado para inflar salvavidas; su equivalente de hidrógeno pesado (deuterio), se utiliza para fabricar la bomba de hidrógeno. El carbonato de litio, un mineral común, se usa en el tratamiento de las psicosis maniaco-depresivas.

El litio tiene un punto de fusión de $181\text{ }^{\circ}\text{C}$, un punto de ebullición de $1.342\text{ }^{\circ}\text{C}$ y una densidad relativa de 0,53. Su masa atómica es 6,941.



Berilio

De símbolo Be, es un elemento metálico, gris, frágil, con número atómico 4. Se le llama berilio por su mineral principal, el berilo, un silicato de berilio y aluminio. Fue descubierto como óxido en 1797 por el químico francés Louis Nicolas Vauquelin; el elemento libre fue aislado por primera vez en 1828 por Friedrich Wöhler y Antonine Alexandre Brutus Bussy, independientemente. Puesto que sus compuestos solubles tienen sabor dulce, al principio se le llamó glucinio, como referencia al azúcar glucosa.

Propiedades y estado natural

El berilio, uno de los metales alcalinotérreos, ocupa el lugar 51 en abundancia entre los elementos naturales de la corteza terrestre. Su masa atómica es 9,012. Tiene un punto de fusión de unos 1.287 °C, un punto de ebullición de unos 3.000 °C, y una densidad de 1,85 g/cm³. El berilio tiene una alta resistencia por unidad de masa. Se oxida ligeramente al contacto con el aire, cubriéndose con una fina capa de óxido. La capacidad del berilio de rayar el vidrio se atribuye a este recubrimiento óxido. Los compuestos del berilio son generalmente blancos (o incoloros en solución) y bastante similares en sus propiedades químicas a los compuestos correspondientes de aluminio. Esta similitud hace difícil separar el berilio del aluminio, que casi siempre está presente en los minerales de berilio.

Aplicaciones

Añadiendo berilio a algunas aleaciones se obtienen a menudo productos con gran resistencia al calor, mejor resistencia a la corrosión, mayor dureza, mayores propiedades aislantes y mejor calidad de fundición. Muchas piezas de los aviones supersónicos están hechas de aleaciones de berilio, por su ligereza, rigidez y poca dilatación. Otras aplicaciones utilizan su resistencia a los campos magnéticos, y su capacidad para no producir chispas y conducir la electricidad. El berilio se usa mucho en los llamados sistemas de multiplexado. A pequeña escala, un único hilo hecho con componentes de berilio de gran pureza puede transportar cientos de señales electrónicas.

Puesto que los rayos X atraviesan fácilmente el berilio puro, el elemento se utiliza en las ventanas de los tubos de rayos X. El berilio y su óxido, la berilia, se usan también en la generación de energía nuclear como moderadores en el núcleo de reactores nucleares, debido a la tendencia del berilio a retardar o capturar neutrones.

Aunque los productos del berilio son seguros de usar y manejar, los humos y el polvo liberados durante la fabricación son altamente tóxicos. Deben tomarse precauciones extremas para evitar respirar o ingerir las más mínimas cantidades. Las personas que trabajan con óxido de berilio utilizan capuchas diseñadas especialmente.

El berilio y su óxido se utilizan cada vez más en la industria. Aparte de su importancia en la fabricación de los aviones y los tubos de rayos X, el berilio se usa en ordenadores o computadoras, láser, televisión, instrumentos oceanográficos y cubiertas protectoras del cuerpo.

Boro

De símbolo B, es un elemento semimetálico, frágil y duro con número atómico 5. El boro se encuentra en el grupo 13 (o IIIA) del sistema periódico.

Los compuestos del boro, el bórax en concreto, se conocen desde la antigüedad, pero el elemento puro fue preparado por primera vez en 1808 por los químicos franceses Joseph Gay-Lussac y Baron Louis Thénard, e independientemente por el químico británico sir Humphry Davy. En bajas concentraciones es un elemento necesario para el crecimiento de las plantas, pero en exceso es tóxico. Las investigaciones sugieren que además es importante nutricionalmente para los huesos en humanos y otros vertebrados.

El boro puro, tal como se prepara normalmente, es un polvo, aunque se puede preparar la forma cristalina disolviendo boro en aluminio fundido y enfriándolo lentamente. La masa atómica del boro es 10,81; tiene un punto de fusión de unos 2.180 °C, un punto de ebullición de unos 3.650 °C, y una densidad de 2,35 g/cm³.

El boro no reacciona con agua ni con ácido clorhídrico y el aire no le afecta a temperatura ambiente. Al rojo vivo, se combina directamente con el nitrógeno para formar el nitruro de boro (BN), y con el oxígeno para formar el óxido de boro (B₂O₃). Con los metales forma boruros, tales como el boruro de manganeso (Mg₃B₂). Las primeras fuentes de compuestos de boro fueron el bórax y el ácido bórico. Recientemente, se trabaja a partir de estos otros minerales la ulexita (NaCaB₅O₉ · 8H₂O), la colemanita (Ca₂B₆O₁₁ · 5H₂O), la kernita (Na₂B₄O₇ · 4H₂O), y la boracita (Mg₇Cl₂B₁₆O₃₀). El boro ocupa el lugar 38º en abundancia entre los elementos naturales de la corteza terrestre.

Aunque el boro tiene valencia 3 y su posición en el sistema periódico indicaría una relación cercana con el aluminio, en realidad es mucho más parecido al carbono y al silicio en sus propiedades químicas. En sus compuestos, el boro actúa como un no metal, pero a diferencia de casi todos los no metales, el boro puro es un conductor eléctrico, como los metales y el carbono (grafito). El boro cristalino es similar al diamante en apariencia y propiedades ópticas, y es casi tan duro como él. Los hidruros de boro son todavía más parecidos a los compuestos de silicio y carbono. Los compuestos de boro importantes en la industria incluyen el bórax (Na₂B₄O₇ · 10H₂O), el ácido bórico (H₃BO₃), y el carburo de boro (B₄C).

El boro tiene importantes aplicaciones en el campo de la energía nuclear. Se utiliza en los detectores de partículas, y debido a su alta absorción de neutrones se utiliza como absorbente de control en los reactores nucleares y como material constituyente de los escudos contra neutrones.

Carbono

De símbolo C, es un elemento crucial para la existencia de los organismos vivos, y que tiene muchas aplicaciones industriales importantes. Su número atómico es 6; y pertenece al grupo 14 (o IVA) del sistema periódico.

Propiedades

La masa atómica del carbono es 12,01115. Las tres formas de carbono elemental existentes en la naturaleza (diamante, grafito y carbono amorfo) son sólidos con puntos de fusión extremadamente altos, e insolubles en todos los disolventes a temperaturas ordinarias. Las propiedades físicas de las tres formas difieren considerablemente a causa de las diferencias en su estructura cristalina. En el diamante, el material más duro que se conoce, cada átomo está unido a otros cuatro en una estructura tridimensional, mientras que el grafito consiste en láminas débilmente unidas de átomos dispuestos en hexágonos.

El carbono amorfo se caracteriza por un grado de cristalización muy bajo. Puede obtenerse en estado puro calentando azúcar purificada a 900 °C en ausencia de aire.

El carbono tiene la capacidad única de enlazarse con otros átomos de carbono para formar compuestos en cadena y cíclicos muy complejos. Esta propiedad conduce a un número casi infinito de compuestos de carbono, siendo los más comunes los que contienen carbono e hidrógeno. Sus primeros compuestos fueron identificados a principios del siglo XIX en la materia viva, y debido a eso, el estudio de los compuestos de carbono se denominó química 'orgánica'.

A temperaturas normales, el carbono se caracteriza por su baja reactividad. A altas temperaturas, reacciona directamente con la mayoría de los metales formando carburos, y con el oxígeno formando monóxido de carbono (CO) y dióxido de carbono (CO₂). El carbono en forma de coque se utiliza para eliminar el oxígeno de las menas que contienen óxidos de metales, obteniendo así el metal puro. El carbono forma también compuestos con la mayoría de los elementos no metálicos, aunque algunos de esos compuestos, como el tetracloruro de carbono (CCl₄), han de ser obtenidos indirectamente.

Estado natural

El carbono es un elemento ampliamente distribuido en la naturaleza, aunque sólo constituye un 0,025% de la corteza terrestre, donde existe principalmente en forma de carbonatos. El dióxido de carbono es un componente importante de la atmósfera y la principal fuente de carbono que se incorpora a la materia viva. Por medio de la fotosíntesis, los vegetales convierten el dióxido de carbono en compuestos orgánicos de carbono, que posteriormente son consumidos por otros organismos .

El carbono amorfo se encuentra con distintos grados de pureza en el carbón de leña, el carbón, el coque, el negro de carbono y el negro de humo. El negro de humo, al que a veces se denomina de forma incorrecta negro de carbono, se obtiene quemando hidrocarburos líquidos como el queroseno, con una cantidad de aire insuficiente, produciendo una llama humeante. El humo u hollín se recoge en una cámara separada. Durante mucho tiempo se utilizó el negro de humo como pigmento negro en tintas y pinturas, pero ha sido sustituido por el negro de carbono, que está compuesto por partículas más finas. El negro de carbono, llamado también negro de gas, se obtiene por la combustión incompleta del gas natural y se utiliza sobre todo como agente de relleno y de refuerzo en el caucho o hule.

En 1985, los científicos volatilizaron el grafito para producir una forma estable de molécula de carbono consistente en 60 átomos de carbono dispuestos en una forma esférica desigual parecida a un balón de fútbol. La molécula recibió el nombre de buckminsterfulereno ('pelota de Bucky' para acortar) en honor a R. Buckminster Fuller, el inventor de la cúpula geodésica. La molécula podría ser común en el polvo interestelar.

Aplicaciones científicas

El isótopo del carbono más común es el carbono 12; en 1961 se eligió este isótopo para sustituir al isótopo oxígeno 16 como medida patrón para las masas atómicas, y se le asignó la masa atómica 12.

Los isótopos carbono 13 y carbono 14 se usan como trazadores en la investigación bioquímica. El carbono 14 se utiliza también en la técnica llamada método del carbono 14, que permite estimar la edad de los fósiles y otras materias orgánicas. Este isótopo es producido continuamente en la atmósfera por los rayos cósmicos, y se incorpora a toda la materia viva.

Como el carbono 14 se desintegra con un periodo de semidesintegración es de 5.760 años, la proporción entre el carbono 14 y el carbono 12 en un espécimen dado, proporciona una medida de su edad aproximada.

Nitrógeno

De símbolo N, es un elemento gaseoso que compone la mayor parte de la atmósfera terrestre. Su número atómico es 7 y pertenece al grupo 15

(o VA) de la tabla periódica.

El nitrógeno fue aislado por el físico británico Daniel Rutherford en 1772 y reconocido en 1776 como gas elemental por el químico francés Antoine Laurent Lavoisier.

Propiedades

El nitrógeno es un gas no tóxico, incoloro, inodoro e insípido. Puede condensarse en forma de un líquido incoloro que, a su vez, puede comprimirse como un sólido cristalino e incoloro. El nitrógeno aparece en dos formas isotópicas naturales; artificialmente se han obtenido cuatro isótopos radiactivos. Tiene un punto de fusión de $-210,01\text{ }^{\circ}\text{C}$, un punto de ebullición de $-195,79\text{ }^{\circ}\text{C}$ y una densidad de $1,251\text{ gr/l}$ a $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ y 1 atmósfera de presión. Su masa atómica es $14,007$.

Se obtiene de la atmósfera haciendo pasar aire por cobre o hierro calientes; el oxígeno se separa del aire dejando el nitrógeno mezclado con gases inertes. El nitrógeno puro se obtiene por destilación fraccionada del aire líquido. Al tener el nitrógeno líquido un punto de ebullición más bajo que el oxígeno líquido, el nitrógeno se destila primero, momento en que puede separarse.

El nitrógeno compone cuatro quintos ($78,03\%$) del volumen de aire. Es inerte y actúa como agente diluyente del oxígeno en los procesos de combustión y respiración. Es un elemento importante en la nutrición de la plantas. Ciertas bacterias del suelo fijan el nitrógeno y lo transforman

(por ejemplo en nitratos) para poder ser absorbido por las plantas, en un proceso llamado fijación de nitrógeno. En forma de proteína es un componente importante de las fibras animales. El nitrógeno aparece combinado en los minerales, como el salitre (KNO_3) y el nitrato de Chile (NaNO_3), dos importantes productos comerciales.

Se combina con otros elementos únicamente a altas temperaturas y presiones. Se hace activo sometiéndolo a una descarga eléctrica a baja presión, combinándose con metales alcalinos para formar azidas; con vapor de cinc, mercurio, cadmio y arsénico para formar nitruros, y con numerosos hidrocarburos para formar ácido cianhídrico y cianuros, también llamados nitrilos. El nitrógeno activado se vuelve nitrógeno ordinario apenas en un minuto.

En estado combinado, interviene en muchas reacciones. Son tantos los compuestos que forma, que el químico estadounidense Edward Franklin elaboró un esquema de compuestos que contienen nitrógeno en lugar de oxígeno. En compuestos, el nitrógeno aparece con todas las valencias que van de -3 a $+5$. El amoníaco, la hidrazina y la hidroxilamina son ejemplos de compuestos en los que la valencia del nitrógeno es -3 , -2 y -1 , respectivamente. Los óxidos del nitrógeno son un ejemplo de compuestos en los que el nitrógeno tiene todas las valencias positivas.

Aplicaciones

La mayor parte del nitrógeno utilizado en la industria química se obtiene por destilación fraccionada del aire líquido, y se usa para sintetizar amoníaco. A partir de este amoníaco se preparan una gran variedad de productos químicos, como fertilizantes, ácido nítrico, urea, hidrazina y aminas. También se usa el amoníaco para elaborar óxido nitroso (N_2O), un gas incoloro conocido popularmente como gas de la risa. Este gas, mezclado con oxígeno, se utiliza como anestésico en cirugía.

El nitrógeno líquido tiene una aplicación muy extendida en el campo de la criogenia como agente enfriante. Su uso se ha visto incrementado con la llegada de los materiales cerámicos que se vuelven superconductores en el punto de ebullición del nitrógeno.

Descarga eléctrica en nitrógeno

Este tubo de descarga contiene gas nitrógeno a baja presión. Cuando el tubo se conecta a una fuente de alto voltaje, los electrones fluyen desde el cátodo, en un extremo del tubo, hasta el ánodo, en el otro extremo. Parte de los electrones choca con el gas del tubo excitando los átomos de nitrógeno. Estos átomos excitados descargan rápidamente su exceso de energía emitiendo luz, que produce el resplandor púrpuro visible en la parte superior.

Yoav Levy/Phototake NYC

Oxígeno

De símbolo O, es un elemento gaseoso ligeramente magnético, incoloro, inodoro e insípido. El oxígeno es el elemento más abundante en la Tierra. Fue descubierto en 1774 por el químico británico Joseph Priestley e independientemente por el químico sueco Carl Wilhelm Scheele; el químico francés Antoine Laurent de Lavoisier demostró que era un gas elemental realizando sus experimentos clásicos sobre la combustión.

Propiedades y estado natural

El oxígeno gaseoso se condensa formando un líquido azul pálido fuertemente magnético. El oxígeno sólido de color azul pálido se obtiene comprimiendo el líquido. La masa atómica del oxígeno es 15,9994; a la presión atmosférica, el elemento tiene un punto de ebullición de $-182,96\text{ }^{\circ}\text{C}$, un punto de fusión de $-218,4\text{ }^{\circ}\text{C}$ y una densidad de 1,429 g/l a $0\text{ }^{\circ}\text{C}$.

El oxígeno constituye el 21% en volumen o el 23,15% en masa de la atmósfera, el 85,8% en masa de los océanos (el agua pura contiene un 88,8% de oxígeno), el 46,7% en masa de la corteza terrestre (como componente de la mayoría de las rocas y minerales). El oxígeno representa un 60% del cuerpo humano. Se encuentra en todos los tejidos vivos. Casi todas las plantas y animales, incluyendo los seres humanos, requieren oxígeno, ya sea en estado libre o combinado, para mantenerse con vida.

Se conocen tres formas estructurales del oxígeno: el oxígeno ordinario, que contiene dos átomos por molécula y cuya fórmula es O_2 ; el ozono, que contiene tres átomos por molécula y cuya fórmula es O_3 , y una forma no magnética azul pálida, el O_4 , que contiene cuatro átomos por molécula, y se descompone fácilmente en oxígeno ordinario. Se conocen tres isótopos estables del oxígeno: el oxígeno 16 (de masa atómica 16) es el más abundante. Representa un 99,76% del oxígeno ordinario y se utilizó en la determinación de las masas atómicas hasta la década de 1960.

El oxígeno se prepara en el laboratorio a partir de ciertas sales como el clorato de potasio, el peróxido de bario y el peróxido de sodio. Los métodos industriales más importantes para la obtención de oxígeno son la electrólisis del agua y la destilación fraccionada de aire líquido. En este último método, se licúa el aire y se deja evaporar. En el aire líquido, el nitrógeno es más volátil y se evapora antes, quedando el oxígeno en estado líquido. A continuación el oxígeno se almacena y se transporta en forma líquida o gaseosa.

El oxígeno está presente en muchos compuestos orgánicos e inorgánicos. Forma compuestos llamados óxidos con casi todos los elementos, incluyendo algunos de los gases nobles. La reacción química en la cual se forma el óxido se llama oxidación. La velocidad de la reacción varía según los elementos. La combustión ordinaria es una forma de oxidación muy rápida. En la combustión espontánea, el calor desarrollado por la reacción de oxidación es suficientemente grande para elevar la temperatura de la sustancia hasta el punto de producir llamas. Por ejemplo, el fósforo combina tan vigorosamente con el oxígeno, que el calor liberado en la reacción hace que el fósforo se funda y arda. Algunas sustancias finamente divididas presentan un área tan grande de superficie al aire, que arden formando llamas por combustión espontánea; a éstas se las llama sustancias pirofóricas. El azufre, el hidrógeno, el sodio y el magnesio combinan con el oxígeno menos energéticamente y

sólo arden después de la ignición. Algunos elementos como el cobre y el mercurio reaccionan lentamente para formar los óxidos, incluso cuando se les calienta. Los metales inertes, como el platino, el iridio y el oro únicamente forman óxidos por métodos indirectos.

Aplicaciones

Se usan grandes cantidades de oxígeno en los sopletes para soldar a alta temperatura, en los cuales, la mezcla de oxígeno y otro gas produce una llama con una temperatura muy superior a la que se obtiene quemando gases en aire. El oxígeno se le administra a pacientes con problemas respiratorios y también a las personas que vuelan a altitudes elevadas, donde la baja concentración de oxígeno no permite la respiración normal. El aire enriquecido con oxígeno se utiliza para fabricar acero en los hornos de hogar abierto.

El oxígeno de gran pureza se utiliza en las industrias de fabricación de metal. Es muy importante como líquido propulsor en los misiles teledirigidos y en los cohetes.

Paramagnetismo

El oxígeno líquido es atrapado en el campo magnético de un electroimán porque el oxígeno (O₂) es paramagnético. El oxígeno tiene dos electrones desapareados cuyos momentos magnéticos se alinean con las líneas exteriores del campo magnético. Cuando esto ocurre, las mismas moléculas de O₂ se comportan como imanes diminutos y quedan atrapadas entre los polos de un electroimán.

Yoav Levy/Phototake NYC

Flúor

De símbolo F, es un elemento gaseoso, químicamente reactivo y venenoso. Se encuentra en el grupo 17 (o VIIA) de la tabla periódica, y es uno de los halógenos. Su número atómico es 9. El elemento fue descubierto en 1771 por el químico sueco Carl Wilhelm Scheele y fue aislado en 1886 por el químico francés Henri Moissan.

Propiedades y estado natural

El flúor es un gas amarillo verdoso pálido, ligeramente más pesado que el aire, venenoso, corrosivo y que posee un olor penetrante y desagradable. Su masa atómica es 18,998. Tiene un punto de fusión de $-219,61\text{ }^{\circ}\text{C}$, un punto de ebullición de $-188,13\text{ }^{\circ}\text{C}$ y una densidad relativa de 1,51 en estado líquido y a su punto de ebullición. Es el elemento no metálico más activo químicamente. Se combina directamente con la mayoría de los elementos e indirectamente con nitrógeno, cloro y oxígeno. Descompone a la mayoría de los compuestos formando fluoruros, que se encuentran entre los compuestos químicos más estables.

El flúor existe en la naturaleza combinado en forma de fluorita, criolita y apatito. La fluorita, de la que se derivan la mayoría de los compuestos de flúor, está muy extendida en México, el centro de Estados Unidos, Francia e Inglaterra. El flúor también se presenta en forma de fluoruros en el agua del mar, en los ríos y en los manantiales minerales, en los tallos de ciertas hierbas y en los huesos y dientes de los animales. Ocupa el lugar 17 en abundancia entre los elementos de la corteza terrestre.

La preparación de flúor como elemento libre es difícil y se lleva a cabo en raras ocasiones, pues es muy reactivo. Sin embargo, el flúor gaseoso puede prepararse con técnicas electrolíticas, y el flúor líquido pasando el gas por un tubo de metal o caucho rodeado de aire líquido.

Compuestos del flúor

El fluoruro de hidrógeno, HF o H_2F_2 , uno de los compuestos más importantes del flúor, se prepara calentando fluoruro de calcio en ácido sulfúrico. Su disolución acuosa (ácido fluorhídrico), que es la que se usa comercialmente, se obtiene pasando vapores de fluoruro de hidrógeno anhidro por un receptor de plomo que contiene agua destilada. El ácido fluorhídrico es extremadamente corrosivo y debe almacenarse en contenedores de plomo, acero o plástico. Este ácido disuelve el vidrio, lo que lo hace útil para su grabado; ejemplos de ello son las divisiones de los termómetros y los dibujos grabados en vajillas y cerámicas. Otro compuesto del flúor, el ácido hidrofluorsilícico, reacciona con el sodio y el potasio formando sales llamadas fluorsilicatos o silicofluoruros.

El flúor y muchos fluoruros, tales como el fluoruro de hidrógeno y el fluoruro de sodio, son muy venenosos. El agua potable con excesivas cantidades de fluoruros hace que el esmalte dental se vuelva quebradizo y se astille, produciendo un efecto como de manchas. Sin embargo, se ha demostrado que una proporción adecuada de fluoruros en el agua potable, reduce en gran medida las caries.

Aplicaciones

Los compuestos de flúor tienen muchas aplicaciones. Los clorofluorocarbonos, ciertos líquidos o gases inodoros y no venenosos, como el freón, se usan como agente dispersante en los vaporizadores aerosol y como refrigerante. Sin embargo, en 1974, algunos científicos sugirieron que esos productos químicos llegaban a la estratosfera y estaban destruyendo la capa de ozono de la Tierra. Con la confirmación de estos descubrimientos al final de la década de 1980, la fabricación de esos productos químicos empezó a eliminarse por etapas. Otro producto químico, el teflón, un plástico de flúor muy resistente a la acción química, se usa ampliamente para componentes en la industria automovilística, y también como recubrimiento antiadherente de la superficie interior de las sartenes y otros utensilios de cocina con el fin de reducir la necesidad de grasas al cocinar. Muchos compuestos orgánicos de flúor desarrollados durante la II Guerra Mundial mostraron un amplio potencial comercial. Por ejemplo, los hidrocarburos líquidos fluorados derivados del petróleo son útiles como aceites lubricantes muy estables. El hexafluoruro de uranio, que es el único compuesto volátil del uranio, se usa en el proceso de difusión gaseosa para proporcionar combustible a las plantas de energía.

Neón

De símbolo Ne, es un elemento gaseoso, incoloro e inodoro, que constituye una diminuta fracción de la atmósfera terrestre. Perteneció al grupo 18 (o VIIIA) del sistema periódico, y es uno de los gases nobles. Su número atómico es 10.

El neón fue separado por vez primera de otros gases inertes en 1898, por los químicos británicos sir William Ramsay y Morris Travers. Su proporción en la atmósfera es de 18 partes por un millón. Se da en la naturaleza en tres formas isotópicas estables: el neón 20, que es el más abundante, el neón 22 y el neón 21. La primera demostración de la existencia de un isótopo estable en un elemento fue llevada a cabo con neón en 1912.

Hecho el vacío en un tubo de descarga, el neón produce un brillo carmesí y se usa extensivamente en la conocida lámpara de neón de los anuncios publicitarios. La expresión *luz de neón* se aplica incorrectamente a los tubos luminosos rellenos con otros gases distintos al neón y que producen un brillo coloreado. El neón líquido se usa como refrigerante en criogenia. Tiene una capacidad refrigerante por unidad de volumen 40 veces mayor que el helio líquido.

El neón tiene un punto de fusión de $-248,6\text{ }^{\circ}\text{C}$, un punto de ebullición de $-246,08\text{ }^{\circ}\text{C}$, y una densidad de $0,8999\text{ g/l}$ a $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ y 1 atmósfera de presión. Su masa atómica es 20,179.

CONCLUSIÓN

Los elementos químicos se pueden ordenar según su número atómico. Según esto, la ordenación sería la hasta

ahora realizada

Li (3) – Be (4) – B (5) – C (6) – N (7) – O (8) – F (9) – Ne (10) .

Pero también se pueden ordenar según su masa atómica, según esto⁹, la ordenación del segundo periodo sería:

Li (6'94) – Be (9'01) – B (10'81) – C (12'01)

N (14'01) – O (16) – F (19) – Ne (20'18).

Todos estos elementos están en el mismo periodo porque tienen los mismos niveles electrónicos, es decir, tienen sus electrones en los dos primeros niveles. Porque el número del periodo indica el número de niveles que tienen el elemento en su corteza.

Así mismo también se puede decir que los elementos situados en la parte izquierda y en el centro, en este caso el litio y el berilio son metales. Y el resto, en este caso boro carbono nitrógeno, oxígeno y flúor son no-metales. Mientras que el Neón se considera como un gas noble.

Igualmente estos elementos según su orden son elementos representativos, ya que tienen su electrón diferenciador en el último nivel.

Pero los elementos químicos también se pueden comparar según sus propiedades periódicas, que son función de la configuración electrónica de cada uno.

Y así se distinguen por las siguientes propiedades.

1- VALENCIA

Es decir su posibilidad de alcanzar la posición electrónica de gas noble.

Por orden creciente la ordenación sería:

- Neón: que no tiene valencia.
- Carbono: que puede llegar a tener valencia -4, cuando actúa como sal. Aunque también puede tener valencia + 2 y + 4.
- Nitrógeno: con valencia -3. Pudiendo tener también de +1 a +5.
- Oxígeno: con valencia -2 y +2.
- Flúor: con valencia -1.
- Litio: con valencia +1.
- Berilio: con valencia +2.
- Boro: con valencia +3.

2- VOLUMEN ATÓMICO

Es decir el cociente entre la masa de un mol de átomos y la densidad.

En un periodo el volumen disminuye de izquierda a derecha hasta el centro del periodo, porque aumenta el número de protones del núcleo y de electrones corticales para el mismo número de niveles, y, en consecuencia, las fuerzas atractivas son mayores y el volumen se contrae.

Por lo que la ordenación sería, de menor a mayor:

Boro (4'69) / Berilio (5'0) / Carbono (5'3) / Litio (13'1)

Oxígeno (14'0) / Neón (16'8) / Flúor (17'1) / Nitrógeno (17'3)

3- POTENCIAL DE IONIZACIÓN

Es decir la energía necesaria para separar un electrón de su átomo en estado gaseoso.

En los periodos aumenta de izquierda a derecha, porque al existir mayor número de protones, los electrones del último nivel son atraídos con mayor fuerza.

Por lo tanto de menor a mayor potencial de ionización se ordenarían:

Li (124) / B (191) / Be (215) / C (260)

N (336) / O (314) / F (4029) / Ne (497).

4 – AFINIDAD ELECTRÓNICA

Es decir la energía liberada cuando un átomo en estado gaseoso adquiere un electrón.

Dentro de un periodo aumenta de izquierda a derecha.

Por lo que la ordenación es la misma que en cuanto a su potencial de ionización:

Litio/ Boro/ Berilio/ Carbono/ Nitrógeno/ Oxígeno/ Flúor/ Neón.

• ELECTRONEGATIVIDAD

Es decir la tendencia relativa de un átomo para atraer los pares de electrones compartidos en el enlace que forma con otro elemento.

En un periodo la electronegatividad aumenta de izquierda a derecha y el carácter metálico disminuye de izquierda a derecha.

Pauling estableció una escala de electronegatividades y según ésta, la ordenación sería:

Li (1) / Be (1'5) / B (2) / C (2'5) /

N (3) / O (3'5) / F (4) / Ne (no tiene).

Y según el carácter metálico, de mayor a menor, sería la misma ordenación que la electronegatividad.

- Pero a parte de sus propiedades periódicas también se pueden comparar mediante otras características de los elementos químicos:
- Según su densidad en g/ ml. En orden creciente:

Li (0'53) / N (0'81) / O (1'14) / Ne(1'20)

F (1'515) / Be(1'85) / C (2'26) / B (2'34).

– Según su punto de fusión, en °C y en orden creciente:

Ne (– 248'6) / F (– 219'6) / O (– 218'8) / N (– 210)

Li (18"5) / Be (1277) / B (2080) / C (3727 g).

– Según su punto de ebullición °C, y en orden creciente:

B (no tiene) / Ne (– 246) / N (– 195'8) / F (– 188'2)

O (– 183) / Li (1330) / Be (2770) / C (4830).

• Según su calor de vaporización en kcal/ g – atom, y en orden creciente.

Ne (0'422) / N (0'666) / F (0'755) 7 O (0'815)

Li (32'48) / Be (73'9) / BN (128) / C (171'7).

• Según su calor específico en cal/ g/ °C, y en orden creciente:

Ne (no tiene) / C (0'165) / F (0'18) / O (0'218)

N (0'247) 7 B (0'309) / Be (0'45) / Li (0'79).

También se podría ordenar por muchas otras propiedades de cada elemento, como por ejemplo, por su estructura electrónica, según su radio covalente, su radio atómico, su estructura cristalina, su radio iónico, su conductancia eléctrica, su conductividad térmica, etc.

Pero para terminar los voy a ordenar según su año de descubrimiento, y así de menos a más actual son:

C (a.C) / F (1771) / N (1772) / O (1774)

Be (1798) / B (1808) / Li (1817) / Ne (1898).