

Unidad II: Elementos químicos y su clasificación

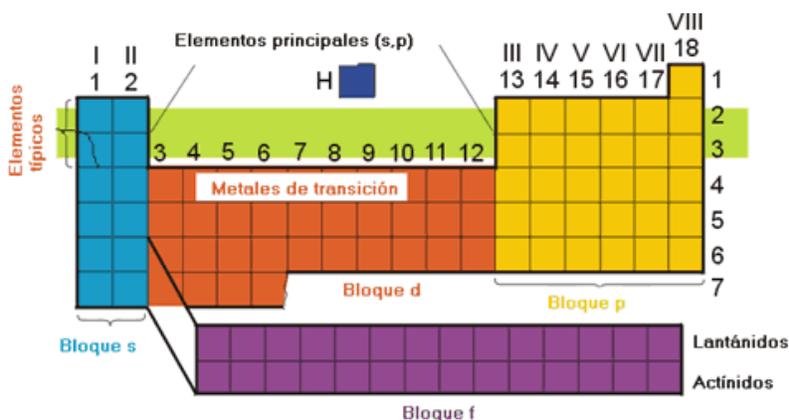
2.1 Características de la clasificación periódica moderna de los elementos

Fue diseñado por el químico alemán J. Wener, en base a la ley de Moseley y la distribución electrónica de los elementos. Además tomo como referencia la Tabla de Mendeleev.

DESCRIPCION GENERAL:

1. Los 109 elementos reconocidos por la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC) están ordenados según el número atómico creciente, en 7 periodos y 16 grupos (8 grupos A y 8 grupos B). Siendo el primer elemento Hidrogeno ($Z = 1$) y el último reconocido hasta el momento meitnerio ($Z = 109$); pero se tienen sintetizados hasta el elemento 118.

2. Periodo, es el ordenamiento de los elementos en línea horizontal. Estos elementos difieren en propiedades, pero tienen la misma cantidad de niveles en su estructura atómica



2.1.1 Tabla periódica larga y Tabla cuántica

Después de conocer diferentes clasificaciones que existen sobre las distintas sustancias, resulta de gran interés y de singular importancia para una buena nomenclatura de los compuestos, el conocer ciertas características de los elementos de acuerdo al acomodo que guardan en la tabla periódica. El ordenamiento de los elementos en la tabla periódica no fue hecho al azar, sino más bien es el fruto de un gran número de intentos por agruparlos en función de sus propiedades y el orden seguido es en base a un número atómico que viene siendo la cantidad de protones existentes en el núcleo del átomo. Tal vez la tabla periódica que resulte más común, en esta podemos apreciar 7 renglones horizontales llamados periodos, además de 18 columnas verticales llamadas grupos. El nombre de tabla periódica la recibe precisamente porque cada cierto número de elementos las propiedades químicas se repiten; quedando colocados uno bajo los otros todos aquellos elementos que presentan propiedades con similitud para formarse así un grupo.

TABLA PERIODICA DE LOS ELEMENTOS

<http://www.periodni.com>

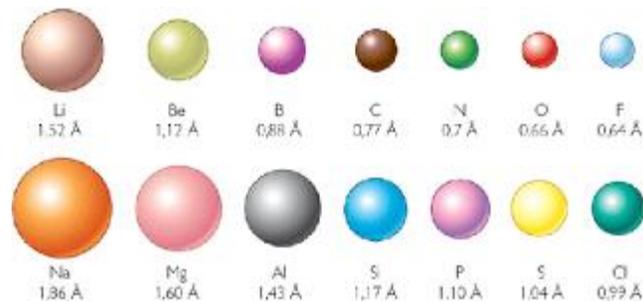
<p>1 1.0079 H HIDRÓGENO</p>																<p>2 4.0026 He HELIO</p>																			
3 6.941 Li LITIO		4 9.0122 Be BERILIO												5 10.811 B BORO		6 12.011 C CARBONO		7 14.007 N NITRÓGENO		8 15.999 O OXÍGENO		9 18.998 F FLUOR		10 20.180 Ne NEÓN											
11 22.990 Na SODIO		12 24.305 Mg MAGNESIO												13 26.982 Al ALUMINIO		14 28.086 Si SILICIO		15 30.974 P FÓSFORO		16 32.065 S AZUFRE		17 35.453 Cl CLORO		18 36.966 Ar ARGÓN											
19 39.098 K POTASIO		20 40.078 Ca CALCIO		21 44.956 Sc ESCANDIO		22 47.867 Ti TITANIO		23 50.942 V VANADIO		24 51.996 Cr CROMO		25 54.938 Mn MANGANESO		26 55.845 Fe HIERRO		27 58.933 Co COBALTO		28 58.693 Ni NÍQUEL		29 63.546 Cu COBRE		30 65.38 Zn ZINC		31 69.723 Ga GALIO		32 72.64 Ge GERMANIO		33 74.922 As ARSENIO		34 78.96 Se SELENO		35 79.904 Br BROMO		36 85.378 Kr KRIPTÓN	
37 85.468 Rb RUBIDIO		38 87.62 Sr ESTRONCIO		39 88.906 Y ITRIO		40 91.224 Zr CIRCONIO		41 92.906 Nb NIOBIO		42 95.94 Mo MOLIBDENO		43 (88) Tc TECNICIO		44 101.07 Ru RUTENIO		45 102.91 Rh RADIO		46 106.42 Pd PALADIO		47 107.87 Ag PLATA		48 112.41 Cd CADMIO		49 114.82 In INDIO		50 118.71 Sn ESTANIO		51 121.76 Sb ANTIMONIO		52 127.60 Te TELURO		53 126.90 I YODO		54 131.29 Xe XENÓN	
55 132.91 Cs CESIO		56 137.33 Ba BARIO		57-71 La-Lu Lantánidos		72 178.49 Hf HAFNIO		73 180.96 Ta TÁNTALO		74 183.84 W WOLFRAMIO		75 186.21 Re RENO		76 186.23 Os OSMIO		77 192.22 Ir IRIDIO		78 195.08 Pt PLATINO		79 196.97 Au ORO		80 200.59 Hg MERCURIO		81 204.38 Tl TALIO		82 207.2 Pb PLOMBO		83 208.98 Bi BISMUTO		84 (209) Po POLONIO		85 (210) At ASTATO		86 (222) Rn RADÓN	
87 (223) Fr FRANCIO		88 (226) Ra RADIO		89-103 Ac-Lr Actínidos		104 (267) Rf RUFENIO		105 (268) Db DUBNIO		106 (271) Sg SEABORGIO		107 (272) Bh BOHRIO		108 (277) Hs HASSIO		109 (276) Mt MEITNERIO		110 (281) Ds DARMSTADTIO		111 (280) Rg RENTGENIO		112 (285) Cn COPERNICIO													
<p>57 138.91 La LANTANIDOS</p>																<p>89 (227) Ac ACTINIDOS</p>																			
58 140.12 Ce		59 140.91 Pr		60 144.24 Nd		61 (145) Pm		62 150.36 Sm		63 151.96 Eu		64 157.25 Gd		65 158.93 Tb		66 162.50 Dy		67 164.93 Ho		68 167.26 Er		69 168.93 Tm		70 173.05 Yb		71 174.97 Lu									
90 232.04 Th		91 231.04 Pa		92 238.03 U		93 (237) Np		94 (244) Pu		95 (243) Am		96 (247) Cm		97 (247) Bk		98 (251) Cf		99 (252) Es		100 (257) Fm		101 (258) Md		102 (259) No		103 (262) Lr									

Los periodos están formados por un conjunto de elementos que teniendo propiedades químicas diferentes, mantienen en común el presentar igual número

de niveles con electrones en su envoltura, correspondiendo el número de periodo al total de niveles.

2.2 Propiedades atómicas y su variación periódica

Radio Atómico:



Muchas propiedades físicas como la densidad, puntos de ebullición y de fusión tienen relación con el tamaño del átomo, la densidad electrónica se extiende más allá del núcleo por lo cual se piensa en el tamaño atómico como el volumen que contiene cerca de 90% de la densidad electrónica alrededor del núcleo.

Al querer dar más detalles se proporciona el tamaño del átomo en términos de radio atómico, siendo esta la mitad de la distancia entre dos núcleos de dos átomos.

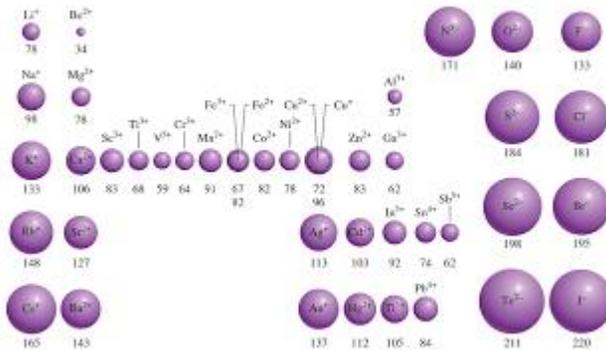
Átomos unidos entre sí en una red tridimensional: su radio es solo la mitad de la distancia de un núcleo a otro de dos átomos vecinos.

Elementos existentes como moléculas diatómicas simples: su radio será la mitad de la distancias entre núcleos de dos átomos de una molécula.

Radio Iónico:

Es el radio de los cationes y aniones. Se mide por difracción de rayos X.

El radio iónico afecta propiedades químicas y físicas de los compuestos iónicos.

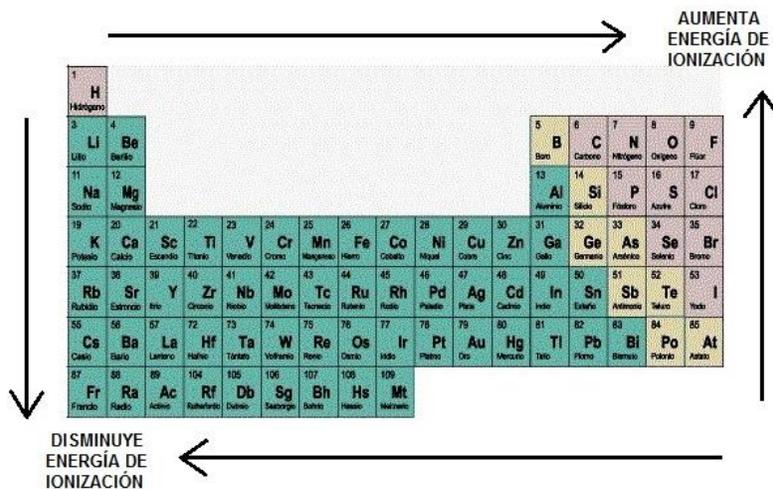


Un átomo neutro que se convierte en un ion, se espera que cambie su radio, si forma un anión el radio aumenta (por la carga nuclear es constante pero la repulsión resultante aumenta la nube electrónica).

Potencial de ionización:

Existe una relación entre la configuración electrónica y el comportamiento químico. La estabilidad de los electrones es reflejada en la energía de ionización de los átomos.

La energía de ionización es la energía mínima expresada en kJ/mol, Esta es la cantidad de energía necesaria para separar un mol de electrones de un mol de átomos en estado gaseoso.



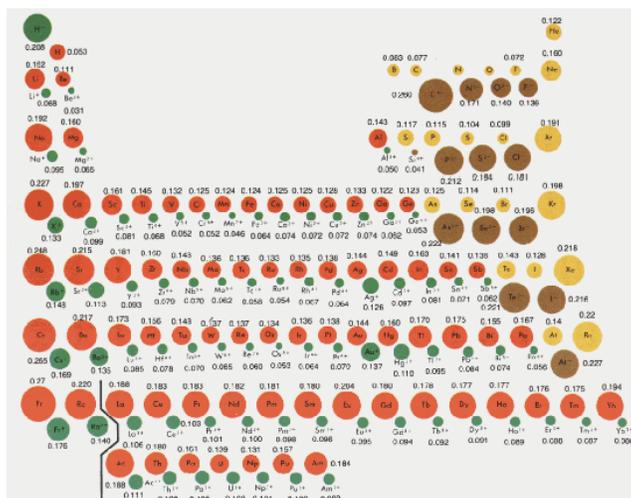
2.2.1 Carga nuclear efectiva

Carga nuclear efectiva: los electrones que se encuentran más cercanos al núcleo ejercen un efecto de apantallamiento de la carga positiva del núcleo; por esta causa, los electrones más externos son atraídos por el núcleo con una fuerza menor, la carga neta que afecta a un electrón se denomina carga nuclear efectiva o Z .

La manera como se interponen los electrones en los átomos con $Z_{\text{atómico}} > 1$. En realidad, lo que efectivamente ocurre es que la repulsión interelectrónica impide que dos de ellos ocupen el mismo lugar simultáneamente. El efecto neto es que las capas internas de electrones neutralizan la carga $+Z_{\text{atómico}}$ del núcleo de modo que el e- externo solo observa una carga "efectiva" resultante de esta suerte de "apantallamiento de la carga nuclear".

2.2.2 Radio atómico, radio covalente, radio iónico

Radio atómico:



El radio atómico está definido como la mitad de la distancia entre dos núcleos de dos átomos adyacentes. Diferentes propiedades físicas, densidad, punto de fusión, punto de ebullición, estos están relacionadas con el tamaño de los átomos.

Identifica la distancia que existe entre el núcleo y el orbital más externo de un átomo.

Por medio del radio atómico, es posible determinar el tamaño del átomo.

2.2.3 Energía de ionización

La energía de ionización, potencial de ionización o E_I es la energía necesaria para separar un electrón en su estado fundamental de un átomo en estado gaseoso. La reacción puede expresarse de la siguiente forma:

Siendo los átomos en estado gaseoso de un determinado elemento químico; , la energía de ionización y un electrón.

Esta energía corresponde a la primera ionización. El segundo potencial de ionización representa la energía precisa para sustraer el segundo electrón; este segundo potencial de ionización es siempre mayor que el primero, pues el volumen de un ion positivo es menor que el del átomo y la fuerza electrostática atractiva que soporta este segundo electrón es mayor en el ion positivo que en el átomo, ya que se conserva la misma carga nuclear.

El potencial o energía de ionización se expresa en electrón-voltio, Julios o en kilo Julios por mol (kJ/mol).

$$1 \text{ eV} = 1,6 \times 10^{-19} \text{ C} \times 1 \text{ V} = 1,6 \times 10^{-19} \text{ J}$$

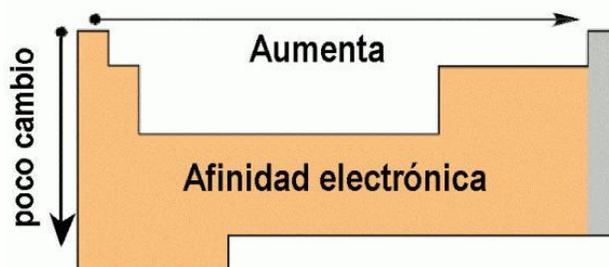
En los elementos de una misma familia o grupo, el potencial de ionización disminuye a medida que aumenta el número atómico, es decir, de arriba abajo.

Sin embargo, el aumento no es continuo, pues en el caso del berilio y el nitrógeno se obtienen valores más altos que lo que podía esperarse por comparación con los otros elementos del mismo período. Este aumento se debe a la estabilidad que presentan las configuraciones s^2 y $s^2 p^3$, respectivamente.

La energía de ionización más elevada corresponde a los gases nobles, ya que su configuración electrónica es la más estable, y por tanto habrá que proporcionar más energía para arrancar los electrones.

2.2.4 Afinidad electrónica

La afinidad electrónica es la cantidad de energía absorbida por un átomo aislado en fase gaseosa para formar un ión con una carga eléctrica de -1 . Si la energía no es absorbida, sino liberada en el proceso, la afinidad electrónica tendrá, en consecuencia, valor negativo tal y como sucede para la mayoría de los elementos químicos; en la medida en que la tendencia a adquirir electrones adicionales sea mayor, tanto más negativa será la afinidad electrónica. De este modo, el flúor es el elemento que con mayor facilidad adquiere un electrón adicional, mientras que el mercurio es el que menos.



Aunque la afinidad electrónica parece variar de forma caótica y desordenada a lo largo de la tabla periódica, se pueden apreciar patrones. Los no metales tienen afinidades electrónicas más bajas que los metales, exceptuando los gases nobles que presentan valores positivos por su estabilidad química, ya que la afinidad electrónica está influida por la regla del octeto.

2.2.5 Número de oxidación

Número de oxidación o estado de oxidación, es el número de electrones que gana o pierde un elemento cuando se combina para adquirir la configuración de un gas noble inmediato.

TABLA 2. ESTADOS DE OXIDACION MAS FRECUENTES DE LOS ELEMENTOS

1												13	14	15	16	17	18
I A	2											III A	IV A	V A	VI A	VII A	He
H ¹⁺	II A											B ³⁺	C ⁴⁺	N ¹⁺	O ²⁻	F ¹⁻	Ne
Li ¹⁺	Be ²⁺											Al ³⁺	Si ⁴⁺	P ³⁺	S ²⁺	Cl ¹⁺	Ar
Na ¹⁺	Mg ²⁺	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	Al ³⁺	Si ⁴⁺	P ³⁺	S ²⁺	Cl ¹⁺	Ar
		III B	IV B	V B	VI B	VII B	VIII B		I B	II B		Al ³⁺	Si ⁴⁺	P ³⁺	S ²⁺	Cl ¹⁺	Ar
K ¹⁺	Ca ²⁺	Sc ³⁺	Ti ⁴⁺	V ⁵⁺	Cr ³⁺	Mn ²⁺	Fe ²⁺	Co ²⁺	Ni ²⁺	Cu ¹⁺	Zn ²⁺	Ga ³⁺	Ge ⁴⁺	As ³⁺	Se ²⁺	Br ¹⁺	Kr
Rb ¹⁺	Sr ²⁺	Y ³⁺	Zr ⁴⁺	Nb ⁵⁺	Mo ³⁺	Tc ⁴⁺	Ru ²⁺	Rh ³⁺	Pd ²⁺	Ag ¹⁺	Cd ²⁺	In ³⁺	Sn ⁴⁺	Sb ³⁺	Te ²⁺	I ¹⁺	Xe
Cs ¹⁺	Ba ²⁺	La ³⁺	Hf ⁴⁺	Ta ⁵⁺	W ⁶⁺	Re ⁴⁺	Os ²⁺	Ir ³⁺	Pt ²⁺	Au ¹⁺	Hg ¹⁺	Tl ³⁺	Pb ⁴⁺	Bi ³⁺	Po ²⁺	At ¹⁺	Rn
Fr ¹⁺	Ra ²⁺											Tl ³⁺	Pb ⁴⁺	Bi ³⁺	Po ²⁺	At ¹⁺	Rn

* 1-4+2+

S

*

En hidruros no metálicos, sales binarias → ← En óxidos, hidruros metálicos, cationes monoatómicos

En óxidos y sales En óxidos

* Las flechas de izquierda, centro y derecha indican los números de oxidación de todos los posibles compuestos. Es como una plantilla general; pero, en cada caso se deben considerar los compuestos que realmente forma cada elemento. Así, el S, no forma cationes monoatómicos pero sí los forman el hierro, manganeso, etc.

Debido a la gran inactividad química de los gases nobles, se considera que su configuración electrónica es estable y tiende a ser adoptada por los demás elementos cuando entra en reacción. Los gases nobles poseen ocho electrones de valencia acomodados en ns^2np^6 , con excepción del helio que sólo tiene dos colocados en $1s$.

Cuando un átomo neutro se combina puede perder electrones y adquiere un número de oxidación positivo, tantas veces positivos como electrones haya perdido, o puede ganar electrones adquiriendo un número de oxidación negativo cuyo valor es igual al número de electrones ganados.

Los elementos de los grupos I A, II A y III A, que tienen 1, 2 y 3 electrones de valencia respectivamente, cuando se combinan tienden a perderlos para adquirir la configuración electrónica del gas noble inmediato. Los miembros de la familia I A presentan número de oxidación 1+, los de la II A el de 2+ y el grupo III A el estado de oxidación 3+.

Los elementos del grupo IV A pueden perder o ganar electrones; sin embargo, generalmente comparten electrones con otros átomos. Los números de oxidación característicos son 4+ ó 4-.

En los grupos V A, VI A y VII A existe una tendencia general a ganar electrones para adquirir la configuración electrónica del gas noble inmediato. Estos elementos muestran número de oxidación de 3- la quinta familia, 2- la sexta y 1- la séptima. Estos elementos, excepto el flúor y el oxígeno, por ser los más electronegativos, pueden perder electrones y tener números de oxidación positivos. La tendencia a perder electrones y tener números de oxidación positivos.

2.2.6 Electronegatividad

La electronegatividad, es una medida relativa del poder de atracción de electrones que tiene un átomo cuando forma parte de un enlace químico. Su unidad es el pauling ya que fue Linus C. Pauling quien estableció esta escala. En un grupo la electronegatividad disminuye de arriba hacia abajo y en un período aumenta de izquierda a derecha. Así, el elemento más electronegativo es el flúor (4.0), le sigue el oxígeno (3.5), luego el cloro (3.0), etcétera.

Variación de Electronegatividades en Grupos y Período de la tabla periódica.

2.3 Aplicación: Impacto económico o ambiental de algunos elementos

El hierro es un metal de color blanco-grisáceo muy dúctil y maleable. Cuando se le coloca en un campo magnético adquiere la propiedad de atraer los cuerpos magnéticos. El oxígeno del aire en presencia húmeda se combina con él, produciendo el hidrato férrico llamado herrumbre. Cuando se le cubre con una capa de zinc se le conoce como fierro galvanizado y cubierto con el estaño forma la hojalata. En sus combinaciones con los demás elementos se le encuentra unido con dos valencias positivas y con tres; en el primer caso las sales llevan el nombre de ferrosas y en el segundo el de férricas.

Uso:

Se le emplea en la industria, arte y medicina. Para fabricar acero, cemento, fundiciones de metales no ferrosos; la sangre lo contiene en la hemoglobina.

Flúor.

El flúor es el elemento electronegativo más activo de todos los conocidos; debido a su actividad química intensa no se encuentra libre en la naturaleza, sino en forma de compuestos naturales o minerales, entre los que debemos recordar la fluorita (CaF_2) y la criolita (NaAlF_6); Ambos minerales son muy usados, el primero para la preparación del ácido fluorhídrico y el segundo para la obtención del aluminio.

Uso:

Con el flúor se obtienen ciertos compuestos orgánicos halogenados como el teflón, nombre comercial del poli tetrafluoretileno, este compuesto es un plástico muy resistente a las temperaturas elevadas, a los ácidos y a la acción de los disolventes, se emplea para recubrir: sartenes, tuberías, aviones, etc.

Fósforo.

El fósforo (palabra de origen griego que significa "llevo luz"), elemento no metálico, que por su gran actividad química no se encuentra libre en la naturaleza, sino que abunda en forma de minerales. Los huesos y los dientes encierran alrededor de 50

% de fosfato de calcio. Muchos terrenos contienen pequeñas cantidades de fosfatos solubles que son necesarias para el desarrollo de las plantas.

Uso:

Es la materia prima en la fabricación de las cerillas, bajo la forma de fósforo rojo o en la de trisulfuro de fósforo (P₄S₃). Tiene aplicaciones para la elaboración de detergentes, plásticos, lacas, explosivos, refinación de azúcar, industria textil, fotografía, fertilizantes, cerámicas, pinturas, alimentos para ganados y aves.

Mercurio.

Se encuentra nativo en la naturaleza, metal líquido a temperatura ambiente de color blanco brillante, resistente a la corrosión y buen conductor eléctrico.

Uso:

Se le emplea en la fabricación de instrumentos de precisión, baterías, termómetros, barómetros, amalgamas dentales, armas para preparar cloro, sosa cáustica, medicamentos insecticidas, fungicidas y bactericidas.

Plata.

La plata es un metal blanco, no es duro. Se encuentra en forma nativa, generalmente en las rocas cuarzosas, pero en pequeñas cantidades. Es el mejor conductor del calor y de la electricidad.

Uso:

Su uso tradicional ha sido en la acuñación de monedas y manufactura de vajillas y joyas. Se emplea en fotografías, aparatos eléctricos, aleaciones, soldadura. La producción de plata en México se obtiene como subproducto del beneficio de sulfuros de plomo, cobre y zinc que la contienen. Recientemente se ha substituido su uso en monedas por la aleación cobre-níquel.

Plomo.

El plomo es un metal blando y muy pesado, de bajo punto de fusión, bajo límite elástico, resistente a la corrosión, se le obtiene del sulfuro llamado galena PbS.

Uso:

El plomo se usa en la manufactura de acumuladores; en la fabricación de metales para chumaceras; en la copelación de la plata, en la fabricación de tubos y de soldaduras, en la elaboración de tipos de imprenta, en la fabricación del litargirio y del minio.

Oro.

Es seguramente este metal el más antiguamente conocido por el hombre. El oro es un metal amarillo, relativamente blando que funde a más de 1000 oC, es el metal más maleable y dúctil de los conocidos. Al estado puro es blando, para su uso de joyería y en monedas, se hace una aleación con el cobre. Las monedas de oro de todas las naciones tienen la misma ley: 90 de oro en 100 de aleación. Las aleaciones de oro se expresan en quilates, el oro puro es de 24 quilates.

Usos:

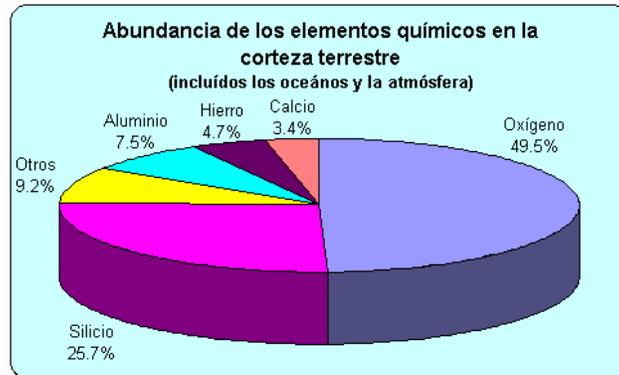
El oro se emplea en gran escala para la acuñación de monedas y para la fabricación de joyas. En odontología se usa porque es un metal inalterable, es atacado únicamente por el agua regia.

2.3.1 Abundancia de los elementos en la naturaleza

Comúnmente se agrupan los elementos en Metales y No-Metales.

Los metales son elementos que tienen generalmente brillo metálico, son maleables, dúctiles, buenos conductores del calor y de la electricidad; la propiedad fundamental que justifica la clasificación, es que sus óxidos al combinarse con el agua forman hidróxidos.

Los no-metales son elementos químicos que con el oxígeno forman óxidos, que se combinan con el agua para constituir ácidos; estos óxidos se conocen con el nombre de anhídridos.



La tabla periódica nos muestra que los elementos están agrupados de modo tal que parece indicar su distribución en la naturaleza.

En la parte superior están los gases que constituyen la atmósfera como en nitrógeno y el oxígeno. En el centro están las sales y el agua, si se toma en cuenta que los extremos de la tabla se cierran y se unen los metales alcalinos con los halógenos.

En la parte inferior están los metales que en forma de minerales se encuentran en el interior de la tierra.

2.3.2 Elementos de importancia económica

2.3.3 Elementos contaminantes

Antimonio.

El antimonio se emplea en aleaciones, metal de imprenta, baterías, cerámica y textiles.

El envenenamiento se produce por ingestión, inhalación de vapores y principalmente por un gas llamado estibina.

Arsénico.

Se emplea en venenos para hormigas, insecticidas, pinturas, medicamentos y vidrio.

Es uno de los elementos más venenosos que hay, así como sus compuestos, todos sin excepción.

Azufre.

Principalmente sus óxidos SO₂ Y SO₃ contaminan el aire y con agua producen la lluvia ácida. Substancias tales como derivados clorados de azufre, sulfatos, ácidos, son corrosivos. El gas H₂S es sumamente tóxico y contaminan el aire. El azufre es empleado en algunos medicamentos para la piel.

Bromo.

Sus vapores contaminan el aire, además sus compuestos derivados son lacrimógenos y venenosos.

Cadmio.

Metal tóxico que se origina en la refinación del zinc; también proviene de operaciones de electrodeposición y por tanto contamina agua y aire. Contenido en algunos fertilizantes y contamina el suelo.

Cloro.

Sus vapores contaminan el aire y son corrosivos. Se le emplea en forma de cloratos para blanquear la ropa, para lavados bucales, para cerillos. Los cloratos son solubles en agua y la contaminan además de formar mezclas explosivas con compuestos orgánicos.

Cromo.

El cromo y sus compuestos son perjudiciales al organismo, pues destruyen todas las células. Se le emplea en síntesis orgánicas y en la industria del acero. Un cromato soluble contamina el agua.

Fósforo. El fósforo blanco o amarillo es muy venenoso.

El fósforo rojo no lo es, pero se encuentra contaminado por el blanco. Se emplea fósforo en síntesis, pinturas, fertilizantes, plaguicidas, ocasionando contaminación de aire, suelo y agua.

El gas PH₃ es muy venenoso y los vapores de compuestos orgánicos fosforados contaminan el aire.

Manganeso. Se emplea en la manufactura del acero y de pilas secas. La inhalación de polvos y humos conteniendo manganeso causa envenenamiento. También contamina el agua y atrofia el cerebro.

Mercurio. Metal de gran utilidad por ser líquido, pero contamina el agua, aire y causa envenenamiento. Las algas lo absorben, luego los peces y finalmente el hombre. Los granos lo retienen y finalmente el hombre los come.

Plomo. El plomo se acumula en el cuerpo conforme se inhala del aire o se ingiere con los alimentos y el agua. La mayor parte del plomo que contamina el aire proviene de las gasolinas para automóviles, pues se requiere para proporcionarle propiedades antidetonantes. También se le emplea en pinturas, como metal de imprenta, soldaduras y acumuladores. Por su uso el organismo se ve afectado de saturnismo. Sus sales son venenosas como el acetato.