

sales son solubles en el agua.

Grupo II A. Metales alcalinotérreos Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra. Son metales ligeros blandos, muy reactivos, reaccionan con el agua. Estos metales son bivalentes. Los óxidos e hidróxidos que forman son fuertemente básicos.

Grupo III A. Metales térreos B, Al, Ga, In, Tl. El boro es el único que no presenta propiedades metálicas, se parece más al silicio que al aluminio y es un elemento raro difícil de obtener en estado puro y muy estable. El aluminio es muy abundante y se puede usar como material estructural, ya que es resistente. El galio, indio y talio son metales de bajo punto de fusión y altos puntos de ebullición.

Grupo IV A. C, Si, Ge, Sn, Pb. Estos elementos presentan una graduación desde no metales (el carbono) hasta el metal (plomo). Estos elementos presentan alotropía. El carbono, en su forma de grafito, conduce la electricidad, mientras que en su forma de diamante es aislante. El Si y el Ge son semiconductores. El Sn y el Pb son conductores.

Grupo V A. N, P, As, Sb, Bi. Forman una serie gradual desde el N no metálico hasta el Bi metálico. El N forma enlaces múltiples. El P y el As presentan alotropía, una forma amarilla, no metálica y una forma más metálica. Todos forman haluros.

Grupo VI A. Grupo del O, comprende O, S, Se, Te, Po. Todos presentan alotropía, Se, Te, y Po tienen alotropos metálicos aunque no se consideran metales. Con el hidrógeno dan hidruros. Todos forman dióxidos. Aunque poseen propiedades en común, los dos que más se parecen son el S y el Se.

Grupo VII A. Halógenos F, Cl, Br, I, At. Sus estructuras poseen un electrón menos que una estructura de gas inerte, por lo que son muy reactivos y altamente electronegativos.

Forman moléculas covalentes. Aumentan sus puntos de fusión y ebullición conforme aumenta el peso molecular. Tienen olores desagradables y son venenosos, irritantes y corrosivos. Su nombre "halógenos" significa engendadores de sales.

Grupo O. Los gases nobles H, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn. También se llaman gases raros o inertes. Se separaron en el siglo XIX como resultado de los trabajos de Lord Rayleigh. Su característica, inactividad, se debe a que poseen su capa de valencia con el máximo de electrones que puede contener. Es más propio llamarlos gases nobles, pues últimamente se han obtenido fluoruros de Xe, Kr y óxidos de Xe, por lo que no deben considerarse completamente inertes.

El grupo B comprende los elementos de transición; todos metales.

6-6 DESCUBRIMIENTO DE LOS GASES NOBLES

Como los gases nobles son raros, incoloros e inodoros y por ser inactivos químicamente, podemos comprender por qué la presencia de estos gases no se había detectado hasta hace algunos años. El primer indicio de su existencia se le atribuye a un científico inglés, Henry Cavendish, hace casi dos siglos.

En sus experimentos Cavendish intentó convertir el nitrógeno atmosférico en ácido nítrico. En sus notas escribió: "Después de condensar tanto nitrógeno como pude, sólo quedó una burbujita de aire por lo que si en el nitrógeno de nuestra atmósfera hay una parte que sea diferente del resto, con seguridad podemos concluir a más de 1/120 del total".

John Rayleigh y William Ramsay, científicos ingleses, volvieron a llevar a cabo el experimento de Cavendish habiendo aislado una pequeña cantidad de gas que Cavendish había llamado "burbuja de aire" y sometiéndola a diferentes pruebas, concluyeron que habían descubierto un nuevo elemento, cuya diferencia primordial con respecto a los demás elementos conocidos

es que era químicamente inerte. A ese elemento se le denominó argón, del vocablo griego que significa "perezoso", o sea "sin fuerza".

El helio, el más ligero de los gases nobles, fue identificado poco antes que se descubriera el argón. Su primera aparición no fue en la Tierra, sino en el Sol. Se llegó a descubrir su presencia allí por un instrumento óptico llamado espectroscopio. Cuando los elementos se calientan a elevadas temperaturas, emiten una luz que es característica de cada elemento. Al observar los colores de esta luz con el espectroscopio, aparecen como separado y puede utilizarse para identificar al elemento.

Otro científico de nacionalidad francesa, observó un eclipse total de sol visible en la India en 1868, y mediante un espectroscopio detectó la energía irradiada por la atmósfera interna del sol, cromófera. Entre las líneas de colores había una amarilla que no concordaba con ningún elemento de los hasta entonces conocidos. En ese mismo año, Joseph Lockyer, inglés, comprobó el descubrimiento anterior empleando un espectroscopio inventado especialmente. No tardó mucho tiempo en anunciarse el descubrimiento de un nuevo elemento al que se le dio el nombre de helio, vocablo griego que significa sol. Hoy podemos encontrar el helio en la Tierra en cantidades apreciables. Es el producto final de la desintegración de elementos radioactivos, pesados, que se han acumulado por miles y miles de años. La mayor parte del helio del mundo proviene de los depósitos de gas natural que hay en los Estados Unidos de Norte América. Importantes instalaciones de recuperación de helio se encuentran en una parte del territorio de Texas, al noreste de Nuevo México.

Años después, Ramsay y sus colaboradores encontraron otros tres gases raros a partir de muestras de aire líquido y recibieron los nombres de neón, vocablo griego que significa "nuevo"; criptón, vocablo griego que significa "oculto"; y xenón, palabra griega que significa "extraño". El último gas raro que se descubrió fue el radón, que se obtuvo como producto de la desintegración radioactiva del radio, de donde procede su nombre.

6-7 UTILIDADES DE LOS GASES NOBLES.

Cuando se descubrieron los gases nobles, los científicos de aquel entonces no encontraron empleo alguno para dichos gases, sino que eran objeto de estudio e investigación. Al primer elemento de los gases nobles que se le encontró aplicación práctica fue al helio. Se le empleó como sustituto del hidrógeno para inflar globos y dirigibles para observaciones meteorológicas. El helio combinado con el oxígeno forma un aire sintético que se mantiene a presión para suministrarse a los buzos que descienden a grandes profundidades y así evitar accidentes fatales. La forma líquida del helio es la más comúnmente empleada y la utilidad que nos brinda es como refrigerante industrial. Hoy se elaboran considerables cantidades de helio para programas espaciales en que es utilizado como combustible a presión.

Otra aplicación que tiene el helio combinado con argón, es el de soldaduras especiales como la de los metales, aluminio y magnesio, evitando así las reacciones del nitrógeno y oxígeno del aire. Uno de los últimos usos que se le da al argón es el de gas protector para prevenir la decoloración y el cambio de sabores durante procesos de empacamiento de ciertos alimentos. Determinada clase de focos eléctricos se llenan con este gas para retardar la sublimación del filamento de tungsteno, permitiendo así a la lámpara funcionar a más altas temperaturas. Muchos de los anuncios contienen uno u otro gas noble. Cuando la corriente eléctrica pasa a través de un tubo en el que se ha hecho el vacío y luego introduciendo gas neón, éste adquiere un color rojo anaranjado. En los aeropuertos son muy empleadas las luces de criptón y neón para dar señales a los pilotos y señalar rutas aéreas.

6-8 METALES Y NO METALES.

Al avanzar de izquierda a derecha en la tabla periódica, vemos que disminuyen las propiedades metálicas de los elementos. Estas propiedades son el brillo metálico, su conductividad eléctrica y calorífica. Los metales pierden electro-

nes cuando se combinan.

A medida que descendemos en la tabla periódica, los elementos de una familia presentan más propiedades metálicas; así, el cesio es el elemento más metálico y el flúor el menos metálico.

Los no metales son elementos electronegativos, ganan electrones cuando se combinan, son más activos los de menor número atómico. Entre los no metales, el más activo es el que tiene mayor número de electrones de valencia.

6-9 POTENCIAL DE IONIZACIÓN, AFINIDAD ELECTRÓNICA, ELECTROPOSITIVIDAD Y ELECTRONEGATIVIDAD.

Los elementos electropositivos son los metales. Estos muestran mayor tendencia a perder electrones. Esta tendencia se puede medir por el potencial de electrodo.

A la energía que se necesita para arrancar un electrón de un átomo se llama potencial de ionización, se mide en electrón-voltios y cuanto menor sea dicho potencial, más electropositivo será ese metal.

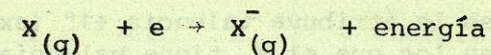
De la misma forma que podemos comparar la facilidad de separar un electrón $M \rightarrow M^+$, podemos comparar la dificultad de volver a colocar dicho electrón $M^+ \rightarrow M$.

Los elementos más metálicos como el Cs tienen bajo potencial de ionización, los no metales como el oxígeno, tienen alto potencial de ionización.

Linus Pauling, en 1932, obtuvo valores de electronegatividad a partir de consideraciones de la energía de enlace, pero los números son arbitrarios.

Electronegatividad es la capacidad de los átomos de atraer electrones hacia sí; disminuye al aumentar el número atómico.

Afinidad electrónica es la cantidad de energía liberada cuando un átomo neutro se combina con un electrón para formar un ion negativo en la fase gaseosa.



La afinidad electrónica es difícil de medir.

6-10 RADIO ATÓMICO.

Como no es posible conocer la posición exacta de un electrón, será también imposible medir el radio de un átomo.

El radio de un átomo se define como la mitad de la distancia entre dos átomos idénticos de un enlace químico. Los radios atómicos disminuyen a medida que recorremos un período y aumentan a medida que descendemos de un grupo. Esto se debe a que los electrones de valencia experimentan una fuerza de atracción mayor, a medida que aumenta la carga del núcleo, lo cual produce una contracción del radio.

6-11 CONCEPTO DEL NÚMERO DE OXIDACIÓN O VALENCIA.

Cuando Mendeleev formuló su tabla periódica, indicó sobre la columna que representa cada familia o grupo la fórmula general del óxido para los elementos del mismo. Así, para los elementos del grupo I, la fórmula es R_2O ; por ejemplo, Na_2O , K_2O . Para los elementos del grupo II, la fórmula de sus óxidos es RO , como BeO y MgO .

Como al oxígeno se le atribuye el número de oxidación -2, los elementos del grupo I tendrán número de oxidación +1 y los del grupo II +2, etc. Algunos elementos poseen varios números de oxidación, pero el valor más alto es una función periódica del número atómico.

También puede tomarse el hidrógeno como base para determinar la capacidad de combinación de un elemento y así decimos que "valencia de un elemento es el número de átomos del mismo que pueden combinarse con o sustituir a un átomo de hidrógeno, al que se le atribuye valencia +1" (excepción hecha de los hidruros en los que el H tiene valencia -1).

Resumiendo. En los dos primeros períodos cortos, la valencia es igual a N, el número del grupo o en los últimos grupos del valor (8-N0).

Los elementos centrales de los períodos largos pertenecen a series de transición y tienen valencia variable.

6-12 RELACIÓN ENTRE VALENCIA Y GRUPOS DE LA TABLA PERIÓDICA.

A partir de la tabla periódica podemos deducir las valencias de los elementos dependiendo de la posición que guarden en la tabla. Esta afirmación es más válida para aquellos elementos que poseen una valencia principal estable, no así para aquellos que tienen valencia variable.

Así, tenemos que los elementos del grupo I (metales alcalinos) tendrán una valencia de 1 (uno); los elementos del grupo II tendrán valencia 2 (dos); los del grupo III de 3 (tres); los del IV de 4 (cuatro) y a partir del grupo V, la valencia comenzará a disminuir y así tenemos que la capacidad de combinación *importante* (puesto que es variable) para los elementos del grupo V es de 3, como en los siguientes ejemplos: NH_3 , As_2O_3 , etc.; para los elementos del grupo VI, la valencia principal es de 2, como en H_2O , Na_2S , Na_2Te . En el grupo VII la valencia principal será de 1, ejemplo, NaCl , LiBr , KI , etc. Por último, tenemos que los elementos del grupo VIII (los gases nobles) como ya se mencionó de casi nula actividad química, tendrán una valencia principal de 0. Así, la relación entre valencia y grupo quedará así:

GRUPO	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Valencia principal	1		3	4	3	2	1	0

6-13 LOS FREONES.

Ya por finalizar la década de los años veintes, urgía en contrar algún compuesto inocuo, inodoro, no corrosivo ni inflamable que sustituyera a los compuestos utilizados como refrigerantes en esa época, y que adolecían de características indeseables.

Uno de los hombres que se avocó a ello en aquel entonces fue el ingeniero Thomas Midgley (americano) y buscó sugerencias que la tabla periódica le pudiese proporcionar. Ya años antes, Midgley se había basado en la tabla periódica para obtener un aditivo antidetonante para las gasolinas. El tetraetilo de plomo $\text{Pb}_2(\text{C}_5\text{H}_4)$ con el cual obtuvo gran éxito (actualmente este aditivo no se usa por ser uno de los más altos contaminantes atmosféricos). Volviendo al problema de los refrigerantes, Midgley observó que los elementos a la derecha de la tabla periódica era los únicos que formaban compuestos lo suficientemente volátiles para su propósito. Advirtió que la inflamabilidad entre dichos compuestos disminuía de izquierda a derecha; de la misma manera observó que su toxicidad disminuía de abajo a arriba en la tabla. Estas observaciones apuntaban a compuestos del elemento flúor y dos años después de trabajos intensos encontró el primero de un amplio grupo de refrigerantes que él llamó freones (el diclorodifluorometano, CCl_2F_2). Los freones tienen la capacidad de absorber calor cuando un líquido cambia de vapor.

Tabla periódica de los elementos

	IA	IIA	IIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIII B	IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	0
1	H 1,00797	Li 6,938	Be 9,0122													2 He 4,0026
2		Na 22,9898	Mg 24,312													10 Ne 20,183
3		K 39,102	Ca 40,08	Sc 44,956												18 Ar 39,948
4		Rb 85,47	Sr 87,62	Y 88,905	Zr 91,22	Nb 92,906	Mo 95,94	Cr 51,996	Mn 54,9380	Fe 55,847	Co 58,9332	Ni 58,71	Cu 63,54	Zn 65,37		36 Kr 83,80
5		Cs 132,905	Ba 137,34	La 138,91	Hf 178,49	Ta 180,948	W 183,85	Re 186,2	Os 190,2	Ir 192,2	Pt 195,09	Au 196,967	Hg 200,59			54 Xe 131,30
6		Fr (223)	Ra (226)	Ac (227)	Ku (260)											86 Rn (222)
7																

58	Ce 140,12	Pr 140,907	Nd 144,24	Pm (147)	Sm 150,36	Eu 151,96	Gd 157,25	Tb 158,924	Dy 162,50	Ho 164,930	Er 167,26	Tm 168,934	Yb 173,04	Lu 174,97
90	Th 238,03	Pa (231)	U 238,03	Np (237)	Pu (242)	Am (243)	Cm (247)	Bk (249)	Cf (251)	Es (254)	Fm (253)	Md (256)	No (254)	Lw (257)

Los valores de los pesos atómicos que aparecen entre paréntesis son aproximados.

PR SEMESTRE.

QUÍMICA.

UNIDAD VII

EL ENLACE QUÍMICO.

La transformación de un elemento a otro, fue en los inicios de la ciencia el sueño dorado de los alquimistas, personas que buscaban incansablemente el secreto o fórmula de cómo convertir cualquier elemento en oro, no sabiendo que no puede efectuarse por medio de procesos químicos, sino que simplemente se realizan por medios naturales.

Todo lo que vemos y tocamos ocupa un lugar en el espacio, esto es, la definición de materia: desde una gran montaña hasta un granito de arena que rueda bajo las plantas de nuestros pies, está constituido por partículas diminutas llamadas moléculas y átomos. Estando a su vez las moléculas formadas por átomos y los átomos están constituidos por partículas subatómicas muy pequeñas, las cuales se caracterizan por poseer una masa determinada y una carga eléctrica dada, como también ser poseedoras de cierta energía. Los alquimistas no pudieron realizar su sueño por desconocer que todo cuanto existe en el universo y su movimiento está gobernado por leyes naturales, leyes físicas, químicas y biológicas, que el hombre sólo es capaz de alterarlas pero jamás podrá dictarlas.

Al terminar esta unidad, el alumno deberá ser capaz de:

OBJETIVOS.

1.- Definir los siguientes términos:

- a) Electrones de valencia.
- b) Capa de valencia.
- c) Metales.
- d) No metales.
- e) Metaloides.
- f) Gases nobles.