



UNIVERSIDAD NACIONAL AUTONOMA DE MEXICO

FACULTAD DE QUIMICA



EXAMENES PROFESIONALES
FAC. DE QUIMICA

DISEÑO DE UNA TABLA PERIODICA CUANTICA

T E S I S

QUE PARA OBTENER
EL TITULO DE
INGENIERO QUIMICO
P R E S E N T A

MAXIMO ESPARZA CABRERA



MEXICO D. F.

1996

**TESIS CON
FALLA DE ORIGEN**

**TESIS CON
FALLA DE ORIGEN**



Universidad Nacional
Autónoma de México

Dirección General de Bibliotecas de la UNAM

Biblioteca Central



UNAM – Dirección General de Bibliotecas
Tesis Digitales
Restricciones de uso

DERECHOS RESERVADOS ©
PROHIBIDA SU REPRODUCCIÓN TOTAL O PARCIAL

Todo el material contenido en esta tesis esta protegido por la Ley Federal del Derecho de Autor (LFDA) de los Estados Unidos Mexicanos (México).

El uso de imágenes, fragmentos de videos, y demás material que sea objeto de protección de los derechos de autor, será exclusivamente para fines educativos e informativos y deberá citar la fuente donde la obtuvo mencionando el autor o autores. Cualquier uso distinto como el lucro, reproducción, edición o modificación, será perseguido y sancionado por el respectivo titular de los Derechos de Autor.

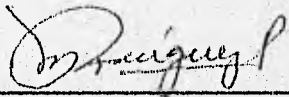
Jurado asignado

Presidente	Prof. Rodríguez Pérez Martha
Vocal	Prof. Muller Carrera Graciela
Secretario	Prof. Meijueiro Morosini Mercedes
1er. suplente	Prof. García Reyes Martha
2do. suplente	Prof. Llano Lomas Mercedes

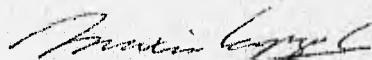
Sitio donde se desarrolló el tema:

Facultad de Química U.N.A.M.

Asesor del tema:


I.Q. Martha Rodríguez Pérez

Sustentante:


Máximo Esparza Cabrera

A QUIEN TODO DEBO

Es, en memoria de una gran dama;
que surge este noble pensamiento;
pretendiendo ser el emolumento;
del sentir, que a el alma inflama.

Quisiera; ¡ya!, revivir al momento;
la pía belleza, del edén perdido;
el consuelo, del cielo prometido.
¡Su presencia!. Ausencia, es tormento.

Ella; el ser cabalmente querido;
quien supo guiarnos con mano dura;
y libertad, dentro de la cordura;
hacia un fin, por ella, entendido.

Su nívea esencia; noble, pura;
es, sin pretender, como una garra;
que al, herido, corazón agarra;
con esa añoranza que perdura.

Ausencia, sentir que al alma desgarrar;
por falta de la persona amada;
el ángel guardián, en vida llamada;
¡Doña Yolanda Cabrera Ibarra!.

A quien Dios tenga siempre colmada;
con la dicha, luz y la paz eterna;
la anhelada gloria, ya ganada;
con, su excelsa, actitud materna.

A mi primer familia: padre, madre y hermanos; quienes son los fundadores de la línea que rige mi existencia.

A mi familia actual: esposa e hijos; quienes son lo mejor que me ha acontecido, y a los que debo más de lo que he sido.

A mis parientes, compañeros y amigos; de quienes algo he aprendido.

A mi País y la Universidad ;
a quienes nunca podre pagar
lo que me han dado.

A mis maestros y alumnos,
forjadores del anhelo de saber.
En especial, en memoria del
I.Q. Ricardo Mejenes Quijano.

A los integrantes del jurado;
quienes, con sus indicaciones,
hicieron factible la culminación
de esta obra.

CONTENIDO

CAPITULO I

INTRODUCCION:	1
---------------------	---

CAPITULO II

ANTECEDENTES:	6
---------------------	---

CAPITULO III

DISEÑO:	26
---------------	----

CAPITULO IV

COMPARACION:	
a) Con la tabla convencional	39
b) Con la tabla periódica larga	43
c) Con la tabla cuántica	45
d) Resumen	47

CAPITULO V

USOS:	
1.- Póster promocional	48
2.- Conocimiento de modelos atómicos	50
3.- Estudio de los elementos químicos	67

CAPITULO VI

CONCLUSIONES:	95
BIBLIOGRAFIA	98
APENDICE	100

INDICE DE FIGURAS

1. Tabla periódica cuántica	5
2. Tabla recomendada por la I.U.P.A.C. (1985).....	24
3. Tabla cuántica.....	25
4. Tabla periódica cuántica (1er. aproximación).....	29
5. Tabla periódica cuántica (1er. simplificación).....	31
6. Tabla periódica cuántica simplificada.....	32
7. Tabla periódica cuántica modificada.....	33
8. Formato de la tabla periódica cuántica.....	34
9. Información en los casilleros	35
10. Información adicional.....	37
11. Tabla periódica cuántica (incolora).....	38
12. Comparación tablas periódica y periódica cuántica.....	40
13. Comparación tablas larga y periódica cuántica.....	43
14. Comparación tablas cuántica y periódica cuántica.....	45
15. Posible contenido en casilleros.....	49
16. Espacios del número cuántico principal.....	59
17. Espacios para el número cuántico secundario.....	61
18. Espacios para mostrar el número cuántico magnético.....	62
19. Espacios del número cuántico de giro.....	63
20. Localización de metales y no-metales.....	70
21. Ubicación de los elementos: representativos, de tran-- sición y de transición interna.....	71
22. Posición de las principales familias.....	72
23. Electronegatividad de elementos representativos.....	78
24. Localización del hidrógeno y sus compuestos.....	80
25. Localización del oxígeno y los óxidos.....	91
26. Tabla convencional cuantizada.....	96
27. Clasificación de elementos en la tabla propuesta.....	103

CAPITULO I

INTRODUCCION:

Desde mediados del siglo pasado, cuando se descubrió que las propiedades de algunas sustancias simples se repetían con regularidad, surgió entre los químicos la necesidad de reflejar esta periodicidad en arreglos que la mostraran de una manera adecuada. Así; surgieron una gran cantidad de tablas periódicas, algunas sencillas y otras muy complicadas, pero todas con la finalidad de reflejar esas observaciones y facilitar la comprensión de la química. Esta necesidad se vió revitalizada en la segunda década del presente siglo, cuando surgió la teoría cuántica del átomo y hubo necesidad de tablas que reflejaran los nuevos conceptos.

La utilización de las tablas periódicas se ha hecho con objetivos variados; en un principio, se buscó organizar y sistematizar el conocimiento de los elementos químicos; posteriormente, se usaron para predecir propiedades y descubrir otros elementos; actualmente, se emplean con fines didácticos. Cabe aclarar que su objetivo fundamental es facilitar el estudio de la química.

A partir de la inclusión de los parámetros cuánticos (números que caracterizan la posición relativa de los electrones en un átomo) en los programas de educación media básica, sentí la necesidad de elaborar una tabla que pudiera ser utilizada por alumnos de ese nivel para conocer los números cuánticos y, a su

vez, fuera comparable con la tabla periódica que se usa más comúnmente. Ya que, hasta la fecha se siguen considerando diferentes las tablas periódicas (elaboradas en base a el número atómico) y las tablas cuánticas (obtenidas a partir de la configuración electrónica de los elementos), aunque son equivalentes. En el presente trabajo, para diferenciarlas, llamaremos tablas periódicas (o convencionales) a las primeras y tablas cuánticas a las últimas.

Como se mencionó; el objetivo fundamental de esta tesis es diseñar una tabla periódica cuántica que contenga la información de los parámetros cuánticos, conservando las principales características de las convencionales, para que el educando novato pueda adentrarse en el conocimiento de la configuración electrónica de los átomos y la relacione con las propiedades químicas que de ella se derivan, sin perder la periodicidad reflejada en las tablas que se utilizan regularmente en la enseñanza elemental. La "Tabla Periódica Cuántica" permitirá que el alumno vea en ella una modificación de la tabla convencional.

Para lograr nuestro objetivo; partimos de la tabla periódica recomendada por la I.U.P.A.C., cuya eficacia ha sido ampliamente comprobada. Al cuerpo de esta tabla se le añaden los elementos de transición interna para colocar cada uno de los elementos en el lugar que le corresponde, de acuerdo con su número atómico, y se le agrega la información necesaria para poder obtener fácilmente los parámetros cuánticos de su electrón diferencial.

Como nuestro objetivo primordial es que la "Tabla Periódica Cuántica" coadyuve en el estudio de la química, en su diseño es necesario reubicar los elementos de las dos primeras columnas para unir los elementos representativos y

facilitar su manejo. Con este fin, se considera conveniente introducir una discontinuidad (un nivel ligeramente superior) para indicar la prioridad de los elementos de ambas columnas, de acuerdo con el sentido de la escritura que utilizamos. Esta modificación, juntar los elementos representativos, permite utilizarlos como un grupo aparte y estudiar en ellos la relación que existe entre los electrones que tiene la última capa del átomo y la capacidad de combinación del elemento. También, hace factible separar los metales y no-metales por medio de una línea quebrada; esta separación es muy importante ya que las principales propiedades de un elemento dependen de su característica metálica (o no-metálica).

La "Tabla Periódica Cuántica", al igual que las tablas basadas en la configuración electrónica, presenta una pequeña diferencia con las tablas convencionales (la pertenencia del helio al grupo II) que hace necesario hacer una distinción entre los grupos y las familias de elementos. La costumbre ha hecho que se consideren sinónimos ya que las principales familias están constituidas por elementos que pertenecen al mismo grupo.

El concepto de grupo surgió cuando, en las tablas periódicas cortas, se utilizaron los principales compuestos de los elementos para su colocación; los elementos que formaban compuestos de estructura similar se colocaron en la misma columna, algunas diferencias mostraban la necesidad de formar subgrupos y fué necesario colocar algunos elementos a la derecha y otros en el lado izquierdo de la columna. Al separar los subgrupos, surgieron las tablas "largas" (hoy consideradas tablas medias) en las que se contemplaba la existencia de grupos A y B. Existía el caso de un grupo integrado por tres columnas.

Actualmente se considera que el grupo esta formado por todos los elementos que se encuentran en una columna de la tabla periódica y se denomina por medio de un número.

Tradicionalmente, se considera que las familias se integran con los elementos que presentan una relación estrecha entre sus propiedades químicas.

La existencia de familias (elementos con propiedades químicas similares) integradas con elementos de diferentes grupos no es exclusiva de los gases nobles en las tablas cuánticas ya que el vanadio vió postergado su descubrimiento por habersele confundido con el cromo, la familia del platino contiene elementos de tres grupos y los elementos de las tierras raras tienen una relación tan estrecha, en sus propiedades químicas, que a los elementos de transición interna se les dio el nombre de metales similares.

Con objeto de hacer patente la diferencia entre grupo y familia, al final se incluye una clasificación de los elementos químicos con base a la posición que ocupan en la "Tabla Periódica Cuántica" y algunas de sus características específicas.

La "Tabla Periódica Cuántica", obtenida como resultado del presente trabajo, se muestra en la figura 1.

CAPITULO II

ANTECEDENTES:

Desde que el hombre empezó a cuestionarse acerca del mundo que le rodeaba tuvo la necesidad de averiguar de qué estaban hechas las cosas. En un principio debió pensar que estaban constituidas de infinidad de materiales; pero, las transformaciones de unos materiales en otros (resultado de algunos fenómenos naturales y el uso del fuego) indicaban la existencia de sustancias que al combinarse dan lugar a ellos.

Algunos filósofos griegos pensaban que el universo estaba regido por un orden basado en la simplicidad y por ello todos los materiales debían de surgir de una sustancia básica, la cual se identificó con el agua; "todo surge del agua y todo regresa a ella", suponían.

Posteriormente, considerando el cielo como parte fundamental en la configuración universal, en lugar del agua se colocaba un eterno infinito, ilimitado, como sustancia primitiva inicial. El aire debía ser la verdadera esencia fundamental, por cuya condensación surgían todos los seres. Se postuló que el aire se comprimía al acercarse hacia el centro, formando así las sustancias más densas como el agua y la tierra.

Después se creyó que si el cambio era lo que caracterizaba al universo, la sustancia elemental debía manifestarse en dichos cambios. El fuego, en continua mutación, presidía los cambios; por ello, debía ser parte fundamental de los

materiales. También, se vió en el número la fuerza esencial que da forma a las cosas.

Algunos pensadores estimaban que no era una sola la sustancia elemental; se supuso que podían ser cuatro las sustancias básicas que daban origen al universo y se introdujo a la tierra como el cuarto elemento.

En general, se aceptó la teoría de los cuatro elementos y se suponía que éstos no eran los materiales conocidos, que sólo eran aproximaciones a la verdadera esencia de los elementos reales; inclusive, suponían que las sustancias básicas eran la manifestación de cuatro cualidades (calor, frío, seco y húmedo) que podían combinarse entre sí, siempre y cuando no fueran las opuestas. El fuego resultaba del calor y la sequedad; el aire, del calor y la humedad; la tierra se relacionaba con el frío y lo seco; y, por último, consideraban que el agua se debía a la manifestación del frío y la humedad. También, se supuso que el cielo debería estar formado por una sustancia inmutable a la que se llamó éter y que constituía el quinto elemento, la quinta esencia.

Durante muchos años predominó la creencia en los cuatro elementos fundamentales, se les dio diferentes cualidades y se identificaron con diferentes sustancias pero la esencia del pensamiento siguió siendo la misma. Así, en la alquimia se consideraron al mercurio, azufre y sal como la tría prima. El arsénico constituía el cuarto elemento.

En 1642 se precisó el concepto de elemento como la sustancia unitaria que no puede descomponerse en otras diferentes. En "El Químico Escéptico" se

indicaba que un elemento era una sustancia simple primaria y que debería ser estudiada para ver si podía ser descompuesta en otras sustancias más sencillas; mientras no pudiese ser descompuesta debería considerarse como elemento. También, en dicha obra, se deja la posibilidad de que los elementos estuviesen formados por tres o cuatro partículas fundamentales.

La química moderna se inició cuando, en 1787, se elaboró un sistema lógico de nomenclatura. En el "Método de Nomenclatura Química" se consideraban alrededor de treinta sustancias simples, unas lo eran, otras eran compuestos y las restantes correspondían a concepciones que permitían explicar los conocimientos de la época. A partir de entonces, la química obtuvo una organización creciente que fundó las bases de la que hoy conocemos; en la cual las sustancias elementales, las que no pueden ser descompuestas en otras más simples sin perder sus cualidades químicas, son un poco más de cien aunque algunas de ellas tienen una vida efímera.

La palabra elemento es de origen incierto; se dice que surgió en Roma, primer siglo anterior a nuestra era, por la unión de las letras intermedias del alfabeto (LMN). Se utilizó para nominar la sustancia básica que formaba todas las cosas. Después, sirvió para designar las sustancias simples que no podían ser descompuestas en otras más sencillas. Posteriormente, designó a las sustancias formadas por átomos idénticos. Luego se usó para las sustancias formadas por átomos de la misma clase. En la actualidad sabemos que los elementos no son sustancias simples, son una mezcla de sus diferentes isótopos, y, por tanto, están formados por átomos diferentes.

En lo sucesivo, denominamos elemento químico (elemento) a la sustancia que no puede ser descompuesta en otras, más sencillas, por medio de procedimientos químicos.

Por otro lado; el primitivo ser humano, al ver que su rudimentaria herramienta se rompía, debió sentir la necesidad de saber hasta qué grado podían ser partidos los cuerpos. La experiencia le indicaba que entre más pequeño era el objeto, mayor era la dificultad para dividirlo; esto le llevó, sin duda, a la conclusión de que había partículas que ya no podrían escindirse.

Algunos filósofos griegos sostenían que después de una partición consecutiva se tenía que llegar a una partícula tan pequeña que ya no podía seguir dividiéndose sin perder sus cualidades. Otros consideraban que se llegaba un punto en el cual el cuerpo obtenido ya no podía ser roto. Se llamó átomos (indivisibles) a los corpúsculos más pequeños de la materia.

En el pensamiento de los atomistas, se creía que esas partículas elementales, en continuo movimiento en el vacío, se agrupaban para formar los elementos. Para muchos filósofos la idea de una partícula indivisible les resultaba paradójica y no la aceptaron; por eso, el atomismo se hizo impopular. Sin embargo, el atomismo nunca murió del todo; se dotó a los átomos de tamaño, forma y pesantez. Posteriormente fueron immortalizados en un poema didáctico, "De Rerum Natura".

El atomismo resurge en el siglo XVII de nuestra era y se manifiesta en explicaciones muy interesantes a los fenómenos estudiados en esa época. Se explica que el calor es debido a la vibración de las pequeñas partículas que constituyen a todos los cuerpos; se cree que las sustancias se forman a partir de cuatro tipos de átomos, los cuales se combinan generando elementos de segundo orden y que los átomos conservan su individualidad en esas combinaciones; se menciona que el aire está formado por pequeñas partículas que se mueven en todas direcciones y se planteó la posibilidad de que las sustancias se formaran a partir de unas cuantas partículas elementales; se relaciona el comportamiento de la luz considerando que estaba formada por corpúsculos y, también, se supuso que las propiedades de las sustancias se debían a la forma de sus átomos.

El atomismo se formaliza en 1779 cuando se demuestra que algunos cuerpos simples se combinaban en relaciones definidas. Pero es hasta el siglo XIX cuando se introduce el concepto de átomo en el pensamiento contemporáneo. Se demostró que las combinaciones químicas quedan definidas suponiendo la existencia de partículas individuales con un peso característico y se determinó los pesos relativos de algunas sustancias que intervenían en la formación de compuestos.

Es en 1804 cuando, en reconocimiento a la cultura griega, se les da el nombre de átomos, a dichas partículas. La representación de los átomos se hacía por medio de un círculo con un símbolo en su interior que permitía identificarlos.

Posteriormente se encontró que volúmenes iguales de gas, a la misma presión y temperatura, debían contener el mismo número de moléculas. La teoría cinética de los gases reafirmó el comportamiento corpuscular de la materia.

Una vez aceptado que la partícula fundamental que interviene en la formación de las sustancias es el átomo, los científicos de la época se avocaron a determinar los pesos relativos de las sustancias más simples que conocían. En 1814 se inició la representación de los elementos y su peso relativo por medio de letras.

A partir de entonces, aparecieron muchos trabajos relacionando diversos fenómenos al atomismo y muchas propiedades de los elementos se referían a lo único que se podía conocer del átomo, su peso relativo.

A pesar de los avances logrados con la concepción corpuscular de la materia; no todos los científicos estaban de acuerdo con ella y, en 1840, hubo quien dijera: "si estuviera en mis manos, proscibiría al átomo porque la teoría atómica atribuye mucho peso a la química analítica y es incapaz de explicar lo que son las fuerzas químicas, la afinidad".

Paralelamente, la electroquímica explica la emigración de cargas eléctricas equivalentes en el proceso de la electrólisis; se determinan las masas equivalentes, la velocidad de los iones y se introduce, en 1891, el nombre de electrón para la menor carga eléctrica que interviene en ese proceso.

A fines del siglo se inicia el conocimiento de que el átomo no es una partícula elemental. Nace la física moderna cuando se observan sombras producidas por un obstáculo a ciertas radiaciones que salen del polo negativo en un tubo al vacío conectado a un alto voltaje. Se le da el nombre de rayos catódicos a la radiación causante de la sombra y se demuestra que dichos rayos están formados por partículas. Al hacer perforaciones en el polo negativo, se observan radiaciones que viajan en sentido contrario y se les denomina rayos canales.

Las placas fotográficas guardadas cerca de estos tubos en operación, eran veladas por unos rayos misteriosos a los que se denominó rayos x.

Al hacer pasar un haz de rayos x por un gas, éste se convierte en conductor; ello condujo a afirmar, en 1897, que los átomos están formados por partículas más pequeñas. Se midieron las desviaciones eléctricas y magnéticas de los rayos catódicos; en los resultados obtenidos se encontró un valor muy elevado para su relación carga/masa, en comparación a la de los iones hidrógeno. De ahí se dedujo que su masa debía ser muy pequeña y se le llamó corpúsculo. Después de dos años se determinó que la carga eléctrica del corpúsculo era análoga a la del ión de hidrógeno en solución, aunque negativa, y por ende su masa debía ser 1770 veces más pequeña. En 1910 se determina que la relación es $1/1836$. Como su carga es igual a la más pequeña que interviene en los procesos electroquímicos, se le dio el nombre de electrón.

En 1896 se descubre la existencia de la radioactividad. Los materiales radioactivos son capaces de impresionar las placas fotográficas cubiertas y de

ionizar los gases. Se demostró que la radioactividad del uranio estaba compuesta por dos tipos de radiaciones, una de ellas poco penetrantes (rayos alfa) y la otra muy penetrante (rayos beta). Más tarde se encontraron los rayos gamma (más penetrantes). Se demostró que los rayos beta son desviados por un imán y tienen un comportamiento similar al de los rayos catódicos por lo que concluyó que se trataba de electrones.

Aunque se suponía que los rayos alfa tenían carga positiva, hasta 1906 se pudo demostrar y se identificaron con átomos de helio modificados, debido a que su relación carga/masa era la mitad de la relación del ión hidrógeno. Los rayos gamma (sin carga eléctrica) eran semejantes a los rayos x pero más penetrantes, con mayor contenido de energía.

Por fin, el sueño dorado de los alquimistas (la transmutación de los elementos) se ponía de manifiesto en 1900 cuando se precipitó, con carbonato de amonio, una solución de uranio y cuando se quiso volver a disolverla, en un exceso de reactivo, quedó un residuo insoluble al que se llamó uranio x. El residuo era muy activo y la solución inactiva, pero al transcurrir un año se había invertido la radioactividad; se observó el mismo fenómeno con el torio. El torio se comportaba de una manera muy extraña, las variaciones observadas en su radioactividad sólo se podían explicar suponiendo una emanación de partículas. Se demuestran que la ley de la disminución de la radiactividad es exponencial, se descubre que el radio emite constantemente calor y que la emisión es independiente de la temperatura del radio, se propone que esos fenómenos se deben a la fractura espontánea de ciertos átomos que se desintegran emitiendo partículas alfa, beta y gamma. Se trata de una desintegración porque los productos resultan de menor masa atómica.

Al utilizar las radiaciones, en particular los rayos alfa, para hacerlos chocar con diversos materiales y conocer la estructura de la materia. Se producen las primeras transmutaciones artificiales y se establece que el átomo no es una partícula elemental, está compuesto por otras partículas. Pero se conserva el nombre de átomo para nominar a la partícula más pequeña que se puede identificar con un elemento químico.

Habiéndose encontrado que el átomo no es una partícula elemental, surge la pregunta ¿cómo es el átomo?. La respuesta a esta pregunta se obtiene con los modelos atómicos. En un principio se creía que los átomos tenían diversas formas y que las propiedades de las sustancias se derivaban de ellas. Algunos pensaban que tenían formas geométricas básicas, otros les atribuían formas de acuerdo a las propiedades (hubo quien pensó que los átomos de los ácidos eran láminas puntiagudas).

En la época moderna, se supuso que los átomos eran esferas sólidas y que las propiedades se relacionaban con su pesantez. El conocimiento de los electrones y la ionización de las sustancias, indujo a creer que los átomos estaban formados por una masa positiva en la cual se incrustaban los electrones para proveerlos de neutralidad. También, basándose en la periodicidad de los elementos, se supuso que los electrones se localizaban en las aristas de cubos.

El estudio de pequeñas láminas de aluminio, en el tubo de rayos catódicos, puso de manifiesto que las sustancias son en su mayor parte vacío; se explicaba al átomo como un gran vacío que tenía su parte material en parejas de partículas, con carga opuesta, llamadas dynamid.

Cuando se usaron los rayos alfa para estudiar una lámina muy delgada de oro, se descubrió que la mayoría de esas radiaciones pasaban sin sufrir desviaciones, pero se detectó que algunas cambiaban enormemente su trayectoria. Se dice que este fenómeno provocó el comentario: "es como si lanzáramos una bala de cañón a un papel y rebotara". El experimento permite concluir que el átomo es, en su mayor parte, vacío; que las cargas positivas se encuentran en una región muy pequeña a la que se denominó núcleo y que casi toda la masa del átomo debía estar concentrada en él. Un ejemplo macroscópico de ello, es el sistema solar. Este modelo presenta el inconveniente que, de acuerdo con la teoría electromagnética, los electrones en movimiento debían estar emitiendo energía continuamente y, por consecuencia, terminarían en el núcleo.

Afortunadamente, con el estudio de la radiación del cuerpo negro, se había desarrollado y comprobado la teoría de que los cuerpos no emiten energía de una manera continua, sino que, lo hacen en forma de pequeños paquetes de energía a cada uno de los cuales se le llamo quantum.

Se aplicó este conocimiento a los átomos y se supuso que solo podían encontrarse los electrones en determinadas órbitas que correspondían a estados estacionarios donde no emitían ni recibían energía.

En ese tiempo, la espectroscopía, ya había demostrado que cada elemento produce una serie de líneas luminosas características. El modelo atómico obtenido permitió explicar las principales líneas del espectro de hidrógeno, el elemento más sencillo. Cuando un electrón pasa de una órbita a otra interior debe perder energía, esa energía se desprende en un quantum; por el contrario, los electrones sólo

pueden absorber la energía que les permite pasar a otra órbita externa. Otras líneas del espectro, la estructura fina, se explicaron introduciendo la existencia de órbitas elípticas.

El núcleo atómico debería estar constituido por lo menos por dos tipos de partículas; el protón que debía corresponder a la unidad de carga positiva que interviene en la electrólisis, el núcleo del hidrógeno, y otra partícula neutra (el neutrón) que de alguna manera contrarrestara la repulsión entre cargas eléctricas positivas. La diferencia entre el peso de las cargas unitarias y el peso del elemento confirman esta suposición. Actualmente se sabe que ambas partículas no son elementales pero, para fines prácticos se considera que el núcleo atómico está formado únicamente por ellas.

La teoría corpuscular y la teoría de los cuantos se unieron para obtener la dualidad partícula-onda y de ella se partió para concebir al electrón como una onda en el átomo. La ecuación de onda obtenida es análoga a una descripción matemática, obtenida a partir de la mecánica matricial. El modelo mecánico-ondulatorio, para la corteza atómica, sólo es una representación matemática que explica la forma relativa en que se distribuyen los electrones en el átomo; establece que el electrón solo tiene una mayor probabilidad de encontrarse en cierta región a la que se le dio el nombre de orbital. El orbital se determina con tres números y un cuarto número se relaciona con la posibilidad de que sea ocupado. El considerar al electrón como onda imposibilita su localización y los orbitales tratan de representarse en función de la probabilidad que tiene el electrón de encontrarse en una región determinada, aunque no pueda asegurarse que se encuentra en ella.

En el modelo cuántico (mecánico-ondulatorio) del átomo no se pueden conocer los límites del átomo pero se puede obtener un radio eficaz que nos indica el espacio promedio que ocupa. Sus electrones se distribuyen en niveles de energía que contienen varios subniveles (exceptuando al primero) y éstos, a su vez, presentan varias posibilidades (orbitales) de contener uno o dos electrones apareados, con sentido de rotación contrario.

El átomo es la partícula más pequeña que contiene las propiedades de un elemento químico. Está formado por una parte central muy pequeña en relación a su tamaño, del orden de una cienmilésima parte. Ese núcleo contiene los protones y neutrones que, a su vez, proporcionan casi la totalidad de la masa del átomo. Los electrones, casi dos mil veces más ligeros, se mueven en forma de ondas ocupando el espacio que rodea al núcleo. El carácter ondulatorio de los electrones hace que no se pueda determinar su posición y sólo se puede hablar de la probabilidad que tienen de encontrarse en una región, a la región con mayor probabilidad se le da el nombre de orbital o REEMPE y trata de representarse como una nube electrónica, con puntos cuya densidad es proporcional a su probabilidad. La mayoría de las propiedades de los elementos químicos dependen de la forma en que se distribuyen los electrones en sus átomos.

La tabla periódica no es más que una presentación ordenada de los elementos químicos en la que se desea mostrar las relaciones que guardan entre ellos. Esto nos lleva a considerar que las tablas periódicas son un reflejo de las clasificaciones de los elementos químicos. Aparentemente, la primera clasificación de los elementos químicos apareció en 1787 y en ella se agrupaban las sustancias en cuatro grupos:

I.- Sustancias simples que pueden considerarse como elementos de los cuerpos:

Luz, calórico, oxígeno, azoe (nitrógeno) e hidrógeno.

II.- Sustancias simples no-metálicas, oxidables y acidificables:

a.- Conocidas: azufre, fósforo y carbón.

b.- Desconocidas: radical muriático, radical fluórico y radical borácico.

III.- Cuerpos metálicos simples, oxidables y basificables:

Antimonio, arsénico, bismuto, cinc, cobalto, cobre, oro, hierro, plomo, manganeso, mercurio, molibdeno, níquel, platino, plata, estaño y tungsteno.

IV.- Sustancias terrosas simples solidificables:

Cal, magnesia, barita, arcilla y sílice.

Esta clasificación se presentó en el "Método de Nomenclatura Química" y tenía la forma de tablas donde se incluía el nombre antiguo de las sustancias con objeto de poder relacionarlas a la nueva nomenclatura. La nomenclatura surge como una necesidad de comunicación entre las personas que utilizaban la química para unificar criterios y terminar con el caos que el hermetismo de la alquimia había creado.

A principios del siglo XIX había aumentado el número de sustancias simples y surgió la necesidad de tratar de clasificarlas en función de sus propiedades. Se observó que el bromo tenía características que podían considerarse promedio de las del cloro y del yodo. Se buscaron otras triadas, encontrándose relaciones en calcio-estroncio-bario y azufre-selenio-teluro. Sin embargo, estas relaciones no son suficientes para una clasificación.

En 1843, con mayor cantidad de elementos conocidos, se publicó una clasificación en donde los elementos conocidos, en esa época, se colocaron de manera que se reunían los que presentaban propiedades similares, colocándolos en agrupamientos horizontales.

Clasificación de elementos químicos
publicada en 1843

O	N	H
F Cl Br J		L Na K
S Se Te		Mg Ca Sr Ba
P As Sb		G Y Ce La
C B Si		Zr Th Al
Ti Ta W		Sn Cd Zn
Mo V Cr		U Mn Co Ni Fe
Bi Pb	Ag Hg Cu	
Os Ir R Pt Pd Au		

En esta clasificación observamos que el símbolo del yodo (I) era J, el del Litio (Li) se representó con L y el del rodio (Rh) con R; El rutenio (Ru) se descubrió en 1844. La letra G probablemente se refería a un elemento hipotético, residuo de la separación del itrio (Y) de la gadolinita, en 1843 se identificaron el erbio (Er) y el iterbio (Yb) en ella.

En la segunda mitad del siglo pasado se observó que al colocar los elementos en orden creciente de sus pesos atómicos, se ordenaban sus propiedades. Esto trató de representarse en un cilindro metálico (para adecuar irregularidades) y las relaciones se mostraban con líneas inclinadas en una cuadrícula que servía de referencia, un modelo muy complicado para mostrar algo nuevo.

Por otro lado, se observó que las propiedades se repetían cada siete elementos, se llamó a este hecho ley de las octavas y los elementos se colocaron en forma vertical. Desgraciadamente, sólo unos cuantos elementos mostraban con claridad esta relación debido a que se intercalaban elementos con propiedades diferentes. El problema de este trabajo fue que el autor se empeñó en colocar siete filas y colocar en ellas los elementos en forma vertical y con el orden que establecía su peso atómico.

Al representar los volúmenes atómicos en función de sus pesos, se descubrió que los picos correspondían a los metales alcalinos, de ahí bajan y suben marcando claramente los períodos: lo mismo ocurre al representar otras de las propiedades de los elementos. En el caso de los volúmenes se observó que el hidrógeno formaba el primer período, los dos siguientes contenían 7 elementos y en los siguientes aumentaba su número. Este trabajo dio lugar a una tabla análoga a otra que ya había sido publicada.

En el trabajo de clasificación más importante se debe a D. I. Mendeleiev quien tomó como base el peso atómico. Como había asistido a una conferencia donde se mencionó la importancia de establecer con exactitud los pesos atómicos y moleculares de las sustancias, pudo suponer que en algunos casos podía estar equivocado.

Aunque la base de la clasificación fue el peso atómico, el autor consideró muchas otras de las propiedades de los elementos y descubrió que variaban de una forma periódica. Esto le permitió desarrollar una clasificación de la cual mencionamos algunos de sus postulados más importantes:

a) Los elementos ordenados de acuerdo con sus pesos atómicos presentan una evidente periodicidad en sus propiedades.

b) La magnitud del peso atómico determina el carácter químico del elemento, lo mismo que la magnitud de la partícula determina las propiedades del cuerpo compuesto.

c) La magnitud del peso atómico de un elemento se puede corregir conociendo sus analogías.

d) Algunas analogías de los elementos se descubren por la magnitud del peso de sus átomos.

En esta clasificación los elementos con propiedades semejantes se colocaron en la misma hilera, además, se indicó que había elementos por descubrir y que algunos pesos atómicos podían estar equivocados. Esta consideración le permitió cambiar de lugar algunos elementos y dejar huecos que correspondían a los elementos aún sin descubrir. Eliminando algunos elementos de las tierras raras, del los cuales el autor tenía dudas, modificó la presentación de su clasificación dando inicio a las tablas periódicas usadas en la actualidad. En esta presentación colocó los elementos similares en columnas verticales; las columnas contenían algunos elementos del lado izquierdo y otros en el derecho para indicar, de esta manera, que presentaban pequeñas diferencias y debían pertenecer a diferentes agrupaciones. Esto dio origen a las tablas cortas donde en algunos casillero se incluyen los grupos A y B.

La clasificación del "Ensayo del sistema de elementos, basado en su peso atómico y semejanza química"; se presentó como se muestra a continuación:

			Ti=50	Zr=90	? =180
			V =51	Nb=94	Ta=152
			Cr=52	Mo=96	W =186
			Mn=55	Rh=104.4	Pt=197.4
			Fe=56	Ru=104.4	Ir=198
			Ni=Co=59	Pt=106.6	Os=199
H=1			Cu=63.4	Ag=108	Hg=200
	Be=9.4	Mg=24	Zn=65.2	Cd=112	
	B =11	Al=27.4	? =68	Ur=116	Au=197?
	C =12	Si=28	? =70	Sn=118	
	N =14	P =31	As=75	Sb=122	Bi=210?
	O =16	S =32	Se=79.4	Te=128?	
	F =19	Cl=35.5	Br=80	J =127	
Li=7	Na=23	K =39	Rb=85.4	Cs=133	Tl=204
		Ca=40	Sr=87.6	Ba=137	Pb=207
		? =45	Ce=92		
		?Er=56	La=94		
		?Yt=60	Di=95		
		?In=75.8	Th=118		

En esta clasificación vemos que el símbolo del yodo (I) seguía siendo J; El iterbio (Yb) tenía como símbolo Yt, El uranio (U) se representaba por Ur; Di se utilizó para el didimio, un elemento hipotético que acompañaba al cerio (Ce) y al lantano (La) en sus compuestos y que contenía tres elementos de las tierras raras (samario, neodimio y praseodimio).

Cuando empezaron a llenarse los huecos que destinaba la clasificación a los elementos por descubrir, la tabla periódica se convirtió en un auxiliar muy importante para los químicos. ya que sirvió para clasificar los elementos y predecir las propiedades de algunos elementos que faltaban por descubrir. Hubo elementos que no tenían un lugar en esta clasificación y que posteriormente fueron encontrados, pero esto no disminuye la grandeza del trabajo realizado. Los gases nobles son esos elementos y fue necesario agregar un grupo para incluirlos.

A partir de la primer tabla periódica se han elaborado una gran cantidad de ellas, todas con el mismo fundamento, tomando algunas de las propiedades de los elementos en función de una propiedad continua. En el siglo pasado; el orden de los elementos, salvo en unos pocos casos en los cuales sus propiedades no correspondían a las esperadas, se obtenía del peso atómico y, a principios del presente siglo, se demostró que es más conveniente utilizar el número atómico con este fin.

Las tablas periódicas que se han presentado se subdividen en treinta tipos fundamentales; pero las más convenientes, para fines didácticos, son las rectangulares presentadas en un plano. Las primeras contenían ocho columnas y en algunos casilleros se colocaban dos elementos para indicar subgrupos; al separar los subgrupos, se obtienen las tablas con dieciocho columnas. Ambos tipos carecen de lugar para los elementos de transición interna y hay necesidad de colocarlos en un agregado. Al incluir los elementos de transición interna se originan las tablas largas, con treinta y dos columnas. En la enseñanza de la química, se acostumbra utilizar la tabla periódica recomendada por la I.U.P.A.C. (figura 2) y la tabla cuántica, esquematizada en la figura 3.

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	N	
¹ H																	² He	1	
³ Li	⁴ Be											⁵ B	⁶ C	⁷ N	⁸ O	⁹ F	¹⁰ Ne	2	
¹¹ Na	¹² Mg											¹³ Al	¹⁴ Si	¹⁵ P	¹⁶ S	¹⁷ Cl	¹⁸ Ar	3	
¹⁹ K	²⁰ Ca	²¹ Sc	²² Ti	²³ V	²⁴ Cr	²⁵ Mn	²⁶ Fe	²⁷ Co	²⁸ Ni	²⁹ Cu	³⁰ Zn	³¹ Ga	³² Ge	³³ As	³⁴ Se	³⁵ Br	³⁶ Kr	4	
³⁷ Rb	³⁸ Sr	³⁹ Y	⁴⁰ Zr	⁴¹ Nb	⁴² Mo	⁴³ Tc	⁴⁴ Ru	⁴⁵ Rh	⁴⁶ Pd	⁴⁷ Ag	⁴⁸ Cd	⁴⁹ In	⁵⁰ Sn	⁵¹ Sb	⁵² Te	⁵³ I	⁵⁴ Xe	5	
⁵⁵ Cs	⁵⁶ Ba	⁵⁷ La	⁷¹ Lu	⁷² Hf	⁷³ Ta	⁷⁴ W	⁷⁵ Re	⁷⁶ Os	⁷⁷ Ir	⁷⁸ Pt	⁷⁹ Au	⁸⁰ Hg	⁸¹ Tl	⁸² Pb	⁸³ Bi	⁸⁴ Po	⁸⁵ At	⁸⁶ Rn	6
⁸⁷ Fr	⁸⁸ Ra	⁸⁹ Ac	¹⁰³ Lr	¹⁰⁴ Uuq	¹⁰⁵ Uup	¹⁰⁶ Uuh	¹⁰⁷ Uus	¹⁰⁸ Uuo	¹⁰⁹ Uue	¹¹⁰ Uun	¹¹¹ Uuu	¹¹² Uub	¹¹³ Uut	¹¹⁴ Uuq	¹¹⁵ Uup	¹¹⁶ Uuh	¹¹⁷ Uus	¹¹⁸ Uuo	7

⁵⁷ La	⁵⁸ Ce	⁵⁹ Pr	⁶⁰ Nd	⁶¹ Pm	⁶² Sm	⁶³ Eu	⁶⁴ Gd	⁶⁵ Tb	⁶⁶ Dy	⁶⁷ Ho	⁶⁸ Er	⁶⁹ Tm	⁷⁰ Yb	⁷¹ Lu	6
⁸⁹ Ac	⁹⁰ Tb	⁹¹ Pa	⁹² U	⁹³ Np	⁹⁴ Pu	⁹⁵ Am	⁹⁶ Cm	⁹⁷ Bk	⁹⁸ Cf	⁹⁹ Es	¹⁰⁰ Fm	¹⁰¹ Md	¹⁰² No	¹⁰³ Lr	7

TABLA PERIODICA RECOMENDADA POR LA UNION INTERNACIONAL DE QUIMICA PURA Y APLICADA (IUPAC) EN 1985

Figura 2

La tabla periódica convencional ha mostrado su utilidad durante un siglo y se ha enriquecido de tal manera que difícilmente podrá ser mejorada. Uno de sus defectos, el poseer un solo casillero para los lantanoideos y otro para los actinoideos, se subsana colocándolos al final (en un agregado); esto hace que sea más compacta y fácil de manejar. Sólo considero como error el haber numerado en forma consecutiva las columnas ya que se dificulta su compaginación con los grupos de las tablas cuánticas, aunque se facilita la localización de un elemento en la tabla. Las tablas cuánticas deben construirse en función de la configuración electrónica de los átomos y sus grupos deben ser numerados en orden de aparición, dando lugar a una nominación numeral discontinua de las columnas que la forman. Además, la numeración continua, rompe la costumbre de relacionar el número de electrones que tienen los elementos representativos en su última capa electrónica, con el número del grupo al que pertenecen. Artificio que ha resultado de gran utilidad en la enseñanza de la química en el nivel básico.

TABLA CUANTICA

The diagram illustrates the quantum table, showing the periodic table with orbitals (s, p, d, f) and their filling directions. The legend indicates the type of filling (Tipo de REEMPE) and the rotation of the electron (Rotación del electrón).

Tipo de REEMPE		REEMPE		n
↑	↓	↑	↓	
↑	↓	↑	↓	1
↑	↓	↑	↓	2
↑	↓	↑	↓	3
↑	↓	↑	↓	4
↑	↓	↑	↓	5
↑	↓	↑	↓	6
↑	↓	↑	↓	7

Figura 3

La figura anterior nos muestra una muy buena versión de las tablas cuánticas ya que permite relacionar fácilmente los números cuánticos del electrón diferencial y la posición que guarda el elemento en la presentación. Sin embargo, al principiante le produce desconcierto la colocación de los dos primeros grupos a la derecha, el helio en el grupo de los metales alcalinotérreos y, además, se pierde la separación de los elementos en metales y no-metales, por medio de una línea quebrada. Estas características unidas a la diferente distribución y la dificultad de localizar los periodos hacen que se consideren como tablas diferentes y que la tabla cuántica se utilice únicamente para el estudio de las configuraciones electrónicas.

CAPITULO III

DISEÑO:

El uso de dos tablas "diferentes" plantea el objetivo primordial de este trabajo que consiste en elaborar una tabla periódica cuántica, que refleje los parámetros de la teoría ondulatoria del átomo, y que no rompa su relación con la periodicidad de los elementos para que el alumno comprenda que la tabla cuántica solo contiene una profundización en el conocimiento de la estructura del átomo, sin modificar las relaciones obtenidas en base al número atómico y las propiedades de los elementos.

En la tabla periódica los elementos se colocan en base al número de protones que tienen sus átomos en el núcleo y en la tabla cuántica se acomodan de acuerdo con la distribución de los electrones, en especial, la ubicación relativa del electrón diferencial. La distribución de los electrones en el átomo depende del número atómico (protones en el núcleo) y por ello ambas tablas son equivalentes, usan la misma base.

Llamamos electrón diferencial al electrón que, agregado naturalmente (como resultado del incremento de la carga nuclear), hace que la configuración electrónica de un elemento sea diferente a la configuración de los átomos del elemento que le antecede.

La "Tabla Periódica Cuántica" debe contener la información de la distribución de los electrones en los átomos de los elementos; es decir, los parámetros cuánticos de su electrón diferencial. Además, debe conservar las principales características de las tablas convencionales.

De acuerdo con lo anterior, podemos establecer que los requisitos de nuestra tabla periódica cuántica son:

- 1.- Que guarde una relación estrecha con la tabla periódica tradicional.
- 2.- Que muestre los cuatro parámetros cuánticos.
- 3.- Que sea manipulable.

Habiendo determinado las necesidades fundamentales, se procede a tratar de resolverlas de la manera más sencilla posible. En este caso se considera conveniente partir de la tabla convencional y efectuar las modificaciones necesarias para introducir los parámetros cuánticos.

Al decidir partir de la tabla periódica recomendada por la I.U.P.A.C; se hace necesario intercalar los elementos de transición interna entre los grupos 2 y 3, para obtener la tabla de 32 columnas que es característica de las tablas cuánticas. Los elementos de la última columna del agregado son elementos de transición y pertenecen al grupo 3.

Como los elementos están acomodados en función de su número atómico, debe de coincidir su posición con la que obtendrían en base a su electrón diferencial.

Debido a que el número cuántico de giro sólo puede tener dos valores se presenta una duplicidad que puede señalarse con una pequeña separación entre casilleros. Esta duplicidad se presenta cuando los electrones han ocupado todos los orbitales de un subnivel energético y comienzan a aparearse; esto permite la agrupación de casilleros en un número igual al de orbitales, en el primer subnivel energético solo puede haber un orbital, la separación se hace entre las dos primeras columnas. Otra separación de casilleros, se puede utilizar para distinguir los subniveles de energía; esta separación, un poco mayor, se coloca entre la segunda y tercer columna y así se continúa con otras separaciones de acuerdo a los orbitales contenidos y los subniveles energéticos utilizados.

Las columnas verticales obtenidas nos indican la ocupación de los orbitales por los electrones y el grupo de columnas a la izquierda de las divisiones pequeñas representan a cada uno de los orbitales del subnivel correspondiente, los de la derecha corresponden al duplicado de los primeros. El rectángulo que abarca ambos grupos de orbitales nos indica el subnivel que los contiene.

Para indicar el nivel energético se utilizan las hileras de casilleros. Al acomodar los niveles de energía los períodos sufren altibajos mostrados con las líneas punteadas. La tabla construida de esta manera quedaría como la que se muestra en la figura 4.

Debido a que los niveles de energía se ocupan de una manera irregular, se presentan discontinuidades que dificultan la comprensión de la tabla; pero presenta la ventaja de asignar un lugar a cada uno de los elementos. Otras dificultades,

TABLA PERIODICA CUANTICA
obtenida por la primer aproximación

l	s		d														f										p					
	S_0	S_0	d_1	d_2	d_3	d_4	d_5	d_6	d_7	d_1	d_2	d_3	d_4	d_5	d_6	d_7	f_1	f_2	f_3	f_4	f_5	f_1	f_2	f_3	f_4	f_5	P_x	P_y	P_z	P_x	P_y	P_z
	\uparrow	\downarrow	\uparrow	\uparrow	\uparrow	\uparrow	\uparrow	\uparrow	\uparrow	\uparrow	\downarrow	\downarrow	\downarrow	\downarrow	\downarrow	\downarrow	\downarrow	\uparrow	\uparrow	\uparrow	\uparrow	\uparrow	\downarrow	\downarrow	\downarrow	\downarrow	\downarrow	\uparrow	\uparrow	\uparrow	\downarrow	\downarrow
n																																
1	1 H	2 He																														
2	3 Li	4 Be																									5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3	11 Na	12 Mg															21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
4	19 K	20 Ca	57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5	37 Rb	38 Sr	89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 Nc	71 Lu	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
6	55 Cs	56 Ba															103 Lr	104 Uug	105 Uup	106 Uuh	107 Uus	108 Uno	109 Uue	110 Uum	111 Uuq	112 Uub	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
7	87 Fr	88 Ra																									113 Uuh	114 Uuq	115 Uup	116 Uuh	117 Uus	118 Uuo

Figura 4

comunes a todas las tablas cuánticas, consisten en la desubicación del helio, con respecto al resto de los gases nobles, y que son demasiado largas, comparándolas con las tablas convencionales.

La tabla periódica cuántica obtenida por esta primer aproximación, no cumple el tercer requisito y es necesario modificarla.

Las discontinuidades, en los niveles de energía, se pueden señalar relacionándolas a una propiedad continua, el periodo, e indicar su variación en los subniveles que las presentan. La tabla con esta modificación (figura 5), puede ser utilizada para mostrar, de una manera objetiva, que existen elementos con su electrón diferencial en capas internas.

Las tablas así obtenidas presentan las características necesarias para ser consideradas tablas cuánticas y, por derivarse de la tabla convencional, también son periódicas. En la primera de ellas es difícil delimitar los periodos ya que la discontinuidad de los niveles de energía modifica la posición de los elementos de transición (media e interna); en la segunda, la discontinuidad corresponde únicamente al periodo y basta con seguir el renglón correspondiente para determinarlo.

En la tabla periódica de la figura 5, se ha eliminado el nivel de energía del electrón diferencial y se hace necesario indicar su valor. Afortunadamente puede utilizarse una ecuación sencilla para relacionarlo con el periodo, que depende del subnivel de energía que ocupa el electrón diferencial. La ecuación se muestra en su primer renglón.

TABLA PERIODICA CUANTICA
primer simplificación

n	$n=P$	$n=P-2$														$n=P-1$										$n=P$					
l	s	d														f										p					
m_l	s	d_1	d_2	d_3	d_4	d_5	d_6	d_7	d_1	d_2	d_3	d_4	d_5	d_6	d_7	f_1	f_2	f_3	f_4	f_5	f_1	f_2	f_3	f_4	f_5	p_x	p_y	p_z	p_x	p_y	p_z
m_s	↑	↑	↑	↑	↑	↑	↑	↑	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↑	↑	↑	↑	↑	↓	↓	↓	↓	↓	↑	↑	↑	↓	↓	↓
P																															
1	1 H 2 He																														
2	3 Li 4 Be																									5 B 6 C 7 N 8 O 9 F 10 Ne					
3	11 Na 12 Mg																									13 Al 14 Si 15 P 16 S 17 Cl 18 Ar					
4	19 K 20 Ca															21 Sc 22 Ti 23 V 24 Cr 25 Mn 26 Fe 27 Co 28 Ni 29 Cu 30 Zn						31 Ga 32 Ge 33 As 34 Se 35 Br 36 Kr									
5	37 Rb 38 Sr	57 La 58 Ce 59 Pr 60 Nd 61 Pm 62 Sm 63 Eu 64 Gd 65 Tb 66 Dy 67 Ho 68 Er 69 Tm 70 Yb														39 Y 40 Zr 41 Nb 42 Mo 43 Tc 44 Ru 45 Rh 46 Pd 47 Ag 48 Cd						49 In 50 Sn 51 Sb 52 Te 53 I 54 Xe									
6	55 Cs 56 Ba	89 Ac 90 Th 91 Pa 92 U 93 Np 94 Pu 95 Am 96 Cm 97 Bk 98 Cf 99 Es 100 Fm 101 Md 102 No														71 Lu 72 Hf 73 Ta 74 W 75 Re 76 Os 77 Ir 78 Pt 79 Au 80 Hg						81 Tl 82 Pb 83 Bi 84 Po 85 At 86 Rn									
7	87 Fr 88 Ra															103 Lr 104 Uuq 105 Uup 106 Uuh 107 Uus 108 Uuo 109 Uue 110 Uuq 111 Uuq 112 Uub						113 Uut 114 Uuq 115 Uup 116 Uuh 117 Uus 118 Uuo									

Figura 5

Una vez referido el número cuántico principal (el nivel de energía) a el período, se pueden alinear los elementos y se obtiene una tabla (figura 6) que satisface nuestros requisitos; tiene la forma larga de la tabla tradicional y sirve para relacionar la posición de los elementos y los cuatro números cuánticos de su electrón diferencial. Sin embargo, debido a su mala distribución espacial; presenta zonas inutilizables, ocupa mucho lugar y su manejo se dificulta por la separación de los elementos representativos. Estos inconvenientes se pueden corregir buscando un arreglo que permita incluir información en los espacios desperdiciados y reunir dichos elementos.

TABLA PERIODICA CUANTICA
simplificada

n	$n=P$		$n=P-2$														$n=P-1$										$n=P$					P		
	s		d														f										p							
l	s_0	s_1	d_1	d_2	d_3	d_4	d_5	d_6	d_7	d_1	d_2	d_3	d_4	d_5	d_6	d_7	f_1	f_2	f_3	f_4	f_5	f_1	f_2	f_3	f_4	f_5	p_x	p_y	p_z	p_x	p_y	p_z		
m_l	\uparrow	\downarrow	\uparrow	\uparrow	\uparrow	\uparrow	\uparrow	\uparrow	\uparrow	\downarrow	\downarrow	\downarrow	\downarrow	\downarrow	\downarrow	\downarrow	\uparrow	\uparrow	\uparrow	\uparrow	\uparrow	\downarrow	\downarrow	\downarrow	\downarrow	\downarrow	\downarrow	\downarrow	\downarrow	\downarrow	\downarrow			
1	H	He																															1	
2	Li	Be																									B	C	N	O	F	Ne	2	
3	Na	Mg																									Al	Si	P	S	Cl	Ar	3	
4	K	Ca																21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36	4
5	Rb	Sr																39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54	5
6	Cs	Ba	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	Hf	Ta	Ta	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	6	
7	Fr	Ra	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	Ku	Rg	Uub	Uuq	Uur	Uus	Uuq	Uur	Uus							7	

Figura 6

La mejor manera de acomodar la tabla es reuniendo los elementos que tienen su electrón diferencial en su última capa ($n=P$); si colocamos las dos primeras columnas del lado derecho llegamos a una tabla cuántica. Otra solución

consiste en intercalar los subniveles "s" entre los "d" y los "p" y se indica su prioridad (en el llenado de las capas electrónicas) elevando los casilleros de sus elementos, figura 7.

TABLA PERIODICA CUANTICA
simplificada

n	n = P - 2														n = P - 1										n = P						P				
	d														f										s		p								
l	d ₁	d ₂	d ₃	d ₄	d ₅	d ₆	d ₇	d ₁	d ₂	d ₃	d ₄	d ₅	d ₆	d ₇	f ₁	f ₂	f ₃	f ₄	f ₅	f ₁	f ₂	f ₃	f ₄	f ₅	s ₀	s ₁	p _x	p _y	p _z	p _x	p _y	p _z			
l _l	↑	↑	↑	↑	↑	↑	↑	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↑	↑	↑	↑	↑	↓	↓	↓	↓	↓	↑	↓	↑	↑	↑	↓	↓	↓			
1																									1	2									
2																									3	4	5	6	7	8	9	10			
3																									11	12	13	14	15	16	17	18			
4															21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36					
5															31	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54					
6	57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86					
7	89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103	104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118					
	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn					
	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	Nd	Lr	Ku	Hu	Uu	Uu	Uu	Uu	Uu	Uu	Uu											

Figura 7

La tabla así obtenida presenta la inconveniencia de introducir una discontinuidad, pero, conserva la periodicidad y reúne los elementos representativos. Además, permite trabajar independientemente con las tres grandes agrupaciones de elementos y liberar espacios al bajar los indicadores cuánticos. Estas ventajas superan la inconveniencia y, por ello, seguiremos afinando este modelo de tabla periódica cuántica.

Teniendo la forma de la tabla que cumple con los requisitos que nos hablamos planteado, se determina la información básica que debe contener: título,

grupos deben numerarse en orden de aparición y con números romanos, para distinguirlos de los recomendados por la I.U.P.A.C. El esqueleto de la "Tabla Periódica Cuántica" se muestra en la figura 8.

Los casilleros de la tabla periódica pueden contener una gran cantidad de información; desde el estado físico del elemento hasta su radio atómico. Debido al nivel elemental de la tabla se cree conveniente que la información de los casilleros debe limitarse a: el número atómico, un número de masa obtenido por aproximación de la masa atómica, el símbolo del elemento (con el color adecuado para indicar su estado físico o su obtención artificial) y el nivel de energía. Por falta de espacio, no se pueden incluir el nombre del elemento y sus principales valencias. La explicación del casillero se muestra en la figura 9.

Información de los casilleros

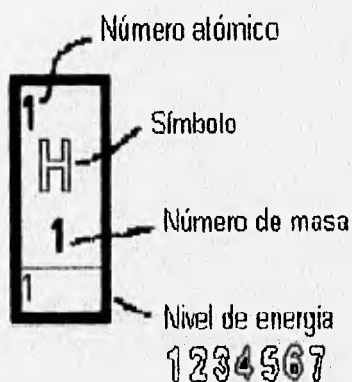


Figura 9

La I.U.P.A.C. recomienda que los elementos con número atómico mayor de cien sean nominados con raíces numéricas, de origen griego-latino, para que el nombre del elemento se obtenga por la unión de las raíces de los tres números que forman su número atómico, añadiendo la terminación ium (io), característica de los metales.

Las raíces que deben utilizarse son:

0 nil	5 pent
1 un	6 hex
2 bi	7 sept
3 tri	8 oct
4 quad	9 enn

El símbolo se forma con las iniciales de las tres raíces, la primera con mayúscula.

Esta recomendación probablemente es temporal ya que se instituyó una comisión, que trabajó de 1987 a 1991, para establecer la paternidad de los últimos elementos y con ello el derecho de los investigadores a darles nombre. En el informe se reconoce la primacía de Dubna en el elemento 102 para el que habían propuesto el nombre de joliotio; se propuso que Berkeley y Dubna compartieran la de los elementos 103, 104 y 105, y atribuyeron a Berkeley la exclusividad del elemento 106; se reconoció el mérito del descubrimiento de los elementos 107, 108 y 109 a los investigadores de Darmstadt quienes los bautizaron como nielsbohrio, hassio y meitnerio. El elemento 110 se sintetizó el 9 de Noviembre de 1994 en Darmstad.

En la "Tabla Periódica Cuántica" sólo nos referimos a los 105 elementos usados tradicionalmente, en espera de la próxima convención que indique los nombres y símbolos para los últimos elementos.

Para ocupar el espacio sobrante, en la "Tabla Periódica Cuántica", se introduce el cuadro explicativo de los casilleros y un cuadro sinóptico con la explicación de los parámetros cuánticos y su relación con la estructura atómica, figura 10.

No se puede conocer con exactitud la posición de un electrón en el átomo y por ello se habla de que puede encontrarse en una Región Espacio-Energética de Manifestación Probabilística Electrónica (REEMPE). Originalmente, llamada orbital.
La región donde puede encontrarse el electrón, el REEMPE, se determina alimentando tres números a una ecuación, y un cuarto número nos indica la situación del electrón. A estos cuatro números, se les llama parámetros cuánticos y se muestran en el siguiente cuadro.

PARAMETROS CUANTICOS

Número Cuántico	Representación	Valores permitidos	Relacionado con...	Indica
Principal	n	Enteros positivos 1, 2, 3, 4, 5, 6, ...	Tamaño	Nivel de energía
Secundario	l	Enteros de 0 a $n-1$ 0, 1, 2, ..., $n-1$	Forma	Subnivel de energía
Magnético	m_l	Enteros de $-l$ a l $-l, \dots, -1, 0, 1, \dots, l$	Orientación	Orientación magnética
De giro	m_s	$+\frac{1}{2}$ y $-\frac{1}{2}$	Ocupación	Rotación del electrón

Figura 10

La presentación final corresponde a la tabla periódica cuántica a colores, como la que se muestra en la figura 1. Pero, es conveniente partir de su versión incolora (figura 11) para que los alumnos la iluminen y la vayan conociendo. Primero, para identificar los períodos con los renglones, es conveniente que iluminen con un color neutro los períodos alternos. Posteriormente, de acuerdo a un código establecido en la figura explicativa de los casilleros y en los cuadros de la izquierda, se iluminan los espacios correspondientes al nivel de energía del electrón diferencial.

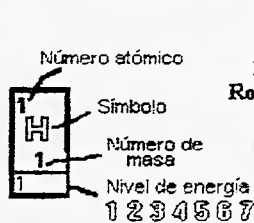
TABLA PERIODICA CUANTICA

No se puede conocer con exactitud la posición de un electrón en el átomo y por ello se habla de que puede encontrarse en una Región Espacio-Energética de Manifestación Probabilística Electrónica (REEMPE). Originalmente, llamada orbital.

La región donde puede encontrarse el electrón, el REEMPE, se determina alimentando tres números a una ecuación, y un cuarto número nos indica la situación del electrón. A estos cuatro números, se les llama parámetros cuánticos y se muestran en el siguiente cuadro.

PARAMETROS CUANTICOS

Número Cuántico	Representación	Valores permitidos	Relacionado con ...	Indica
Principal	n	Enteros positivos 1, 2, 3, 4, 5, 6, ...	Tamaño	Nivel de energía
Secundario	l	Enteros de 0 a $n-1$ 0, 1, 2, ..., $n-1$	Forma	Subnivel de energía
Magnético	m_l	Enteros de $-l$ a l $-l, \dots, -1, 0, 1, \dots, l$	Orientación	Orientación magnética
De giro	m_s	$+\frac{1}{2}$ y $-\frac{1}{2}$	Ocupación	Rotación de electrón



GRUPO I II
Tipo de REEMPE S
REEMPE u Orbital S P D
Rotación del electrón ↑ ↓

PERIODO (P) 1 2 3 4 5 6 7

- 1
- 2
- 3
- 4
- 5
- 6
- 7
- l
- m_l
- m_s

IX	X	XI	XII	XIII	XIV	XV	XVI	XVII	XVIII
41	42	43	44	45	46	47	48	49	50
↑	↑	↑	↑	↑	↓	↓	↓	↓	↓
57	58	59	60	61	62	63	64	65	66
La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy
139	140	141	144	147	150	152	157	159	163

IX	X	XI	XII	XIII	XIV	XV	XVI	XVII	XVIII
21	22	23	24	25	26	27	28	29	30
Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn
45	48	51	52	55	56	59	59	63	65
39	40	41	42	43	44	45	46	47	48
Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd
89	91	93	96	99	101	103	106	108	112

III	IV	V	VI	VII	VIII	VII	VI	V	IV	III
5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15
B	C	N	O	F	Ne	Na	Mg	Al	Si	P
11	12	14	16	19	20	23	24	27	28	31
↑	↑	↑	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓
19	20	31	32	33	34	35	36	37	38	39
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	Rb	Sr	Zr
39	40	70	73	75	79	80	84	85	88	91
87	88	89	90	91	92	93	94	95	96	97
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	Cs	Ba	La
85	88	115	119	122	128	127	131	133	137	139
137	138	178	180	183	186	188	191	193	197	201
103	104	105	106	107	108	109	110	111	112	113
Fr	Ra	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	A	B	C
223	226	227	232	231	238	237	244	243	250	251

$l = n - 2$

l	3
m_l	-3 -2 -1 0 1 2 3
m_s	$+\frac{1}{2}$ $+\frac{1}{2}$ $+\frac{1}{2}$ $+\frac{1}{2}$ $+\frac{1}{2}$ $+\frac{1}{2}$ $+\frac{1}{2}$

$l = n - 1$

l	2
m_l	-2 -1 0 1 2
m_s	$+\frac{1}{2}$ $+\frac{1}{2}$ $+\frac{1}{2}$ $+\frac{1}{2}$ $+\frac{1}{2}$

$l = n$

l	1
m_l	0 1
m_s	$+\frac{1}{2}$ $+\frac{1}{2}$

ELEMENTOS DE TRANSICION INTERNA ELEMENTOS DE TRANSICION ELEMENTOS REPRESENTATIVOS

Figura 11

CAPITULO IV

COMPARACION:

La mejor manera de comprobar si la "Tabla Periódica Cuántica" cumple con nuestro objetivo es comparándola con las tablas más utilizadas. La comparación de las tablas periódicas debe hacerse en función de tres características fundamentales que son:

- * Presentación
- * Contenido
- * Aplicaciones

En la presentación debe buscarse que la tabla, en su conjunto; tenga una apariencia uniforme, que resalte las propiedades que se desean manifestar, que éstas sean entendibles y que su aspecto sea agradable.

En el contenido, más que la información de los casilleros, se debe analizar su distribución y que ésta cumpla con los objetivos deseados. La información de los casilleros puede ser la misma para ambas tablas.

Las aplicaciones corresponden al punto esencial de la tabla ya que en ellas esta implícita su utilidad. Los usos que puedan darse a las tablas dependen del fin con el que fueron diseñadas.

La comparación de la "Tabla Periódica Cuántica" con la tabla periódica convencional se muestra en la figura 12.

a) Comparación con la tabla convencional.

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	N	
¹ H																	² He	1	
³ Li	⁴ Be											⁵ B	⁶ C	⁷ N	⁸ O	⁹ F	¹⁰ Ne	2	
¹¹ Na	¹² Mg											¹³ Al	¹⁴ Si	¹⁵ P	¹⁶ S	¹⁷ Cl	¹⁸ Ar	3	
¹⁹ K	²⁰ Ca	²¹ Sc	²² Ti	²³ V	²⁴ Cr	²⁵ Mn	²⁶ Fe	²⁷ Co	²⁸ Ni	²⁹ Cu	³⁰ Zn	³¹ Ga	³² Ge	³³ As	³⁴ Se	³⁵ Br	³⁶ Kr	4	
³⁷ Rb	³⁸ Sr	³⁹ Y	⁴⁰ Zr	⁴¹ Nb	⁴² Mo	⁴³ Tc	⁴⁴ Ru	⁴⁵ Rh	⁴⁶ Pd	⁴⁷ Ag	⁴⁸ Cd	⁴⁹ In	⁵⁰ Sn	⁵¹ Sb	⁵² Te	⁵³ I	⁵⁴ Xe	5	
⁵⁵ Cs	⁵⁶ Ba	⁵⁷ La	⁷¹ Lu	⁷² Hf	⁷³ Ta	⁷⁴ W	⁷⁵ Re	⁷⁶ Os	⁷⁷ Ir	⁷⁸ Pt	⁷⁹ Au	⁸⁰ Hg	⁸¹ Tl	⁸² Pb	⁸³ Bi	⁸⁴ Po	⁸⁵ At	⁸⁶ Rn	6
⁸⁷ Fr	⁸⁸ Ra	⁸⁹ Ac	¹⁰³ Lr	¹⁰⁴ Uuq	¹⁰⁵ Uup	¹⁰⁶ Uuh	¹⁰⁷ Uus	¹⁰⁸ Uuo	¹⁰⁹ Uue	¹¹⁰ Uun	¹¹¹ Uub	¹¹² Uut	¹¹³ Uuq	¹¹⁴ Uup	¹¹⁵ Uuh	¹¹⁶ Uus	¹¹⁷ Uuo	¹¹⁸ Uuu	7

⁵⁷ La	⁵⁸ Ce	⁵⁹ Pr	⁶⁰ Nd	⁶¹ Pm	⁶² Sm	⁶³ Eu	⁶⁴ Gd	⁶⁵ Tb	⁶⁶ Dy	⁶⁷ Ho	⁶⁸ Er	⁶⁹ Tm	⁷⁰ Yb	⁷¹ Lu	6
⁸⁹ Ac	⁹⁰ Th	⁹¹ Pa	⁹² U	⁹³ Np	⁹⁴ Pu	⁹⁵ Am	⁹⁶ Cm	⁹⁷ Bk	⁹⁸ Cf	⁹⁹ Es	¹⁰⁰ Fm	¹⁰¹ Md	¹⁰² No	¹⁰³ Lr	7

TABLA PERIODICA RECOMENDADA POR LA UNION INTERNACIONAL DE QUIMICA PURA Y APLICADA (IUPAC) EN 1985

TABLA PERIODICA CUANTICA

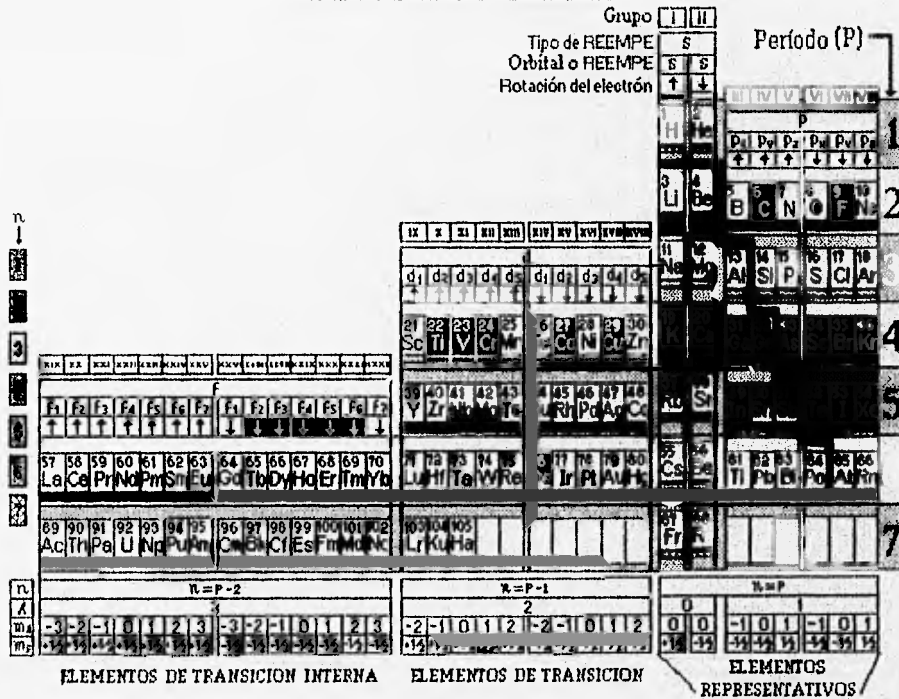


Figura 12

i) Presentación.

La tabla periódica convencional, con un siglo de existencia, ha demostrado ser la mejor presentación de los elementos químicos en un plano; La inserción de los elementos de transición entre los elementos representativos permite que la longitud del cuerpo de la tabla sea mayor que la longitud de los agregados y pueda distribuirse de una manera adecuada. Su compactación hace que los casilleros sean mas grandes y tengan capacidad de contener mayor información.

En la "Tabla Periódica Cuántica" se necesita ubicar a todos los elementos y resulta muy larga; su distribución obliga a introducir información complementaria para llenar huecos y sus características hacen necesaria la separación de algunos casilleros. Además, debe contener información que relacione los casilleros con los números cuánticos. Esto hace que la tabla periódica cuántica este más "cargada" y tenga menor espacio disponible para los casilleros haciendo que estos sean más pequeños y la información en ellos, más limitada.

ii).- Contenido:

La tabla periódica convencional contiene la información básica, los periodos y los principales grupos, con el helio ubicado en el grupo de los gases nobles. La colocación de los elementos de transición hace que, en el estudio inicial de las características de los grupos, algunas veces se supriman y otras se ignoren. La información de los parámetros cuánticos es difícilmente introducida en ella de una manera objetiva.

La "Tabla Periódica Cuántica", además de la información básica, tiene los casilleros distribuidos en función de los números cuánticos (el helio en el grupo 2). La colocación de los elementos representativos permite su estudio sin necesidad de hacer cortes a la tabla.

iii).- Aplicaciones:

La principal aplicación de las tablas es mostrar la relación entre los elementos químicos y su clasificación de acuerdo a sus propiedades periódicas. También; por la fácil localización de los elementos, es una fuente de información sistematizada.

La "Tabla Periódica Cuántica" presenta la misma posibilidad de aplicaciones que la tabla convencional y, además, presenta la información necesaria para introducir al alumno en el estudio de la configuración electrónica de los elementos.

En resumen; la tabla periódica convencional es más compacta y puede aprovecharse para distribuir mejor los datos, en casilleros más grandes. El contenido de la "Tabla Periódica Cuántica" incluye al de la tabla convencional y presenta información del modelo cuántico del átomo; pero, presenta al helio en un grupo diferente al que lo contiene tradicionalmente. Con respecto a las aplicaciones, la "Tabla Periódica Cuántica" posee las mismas aplicaciones que la tabla convencional y facilita el trabajo con los elementos representativos; además, presenta la posibilidad de utilizarse para obtener la configuración electrónica de los átomos.

i) Presentación.

La tabla periódica larga es similar a la tabla convencional, la única diferencia consiste en que se ubican los agregados en el cuerpo de la tabla. Esto, en cierta forma, la equipara a las tablas cuánticas. Para poder comparar la apariencia de ambas tablas, se muestran en la figura 13.

ii) Contenido.

El contenido de ambas tablas puede ser similar, la información cuántica puede ser introducida con mayor facilidad en la tabla larga. La diferencia sólo se presenta en la ubicación del helio y que los elementos representativos quedan más separados en la tabla periódica larga.

iii) Aplicaciones.

Los usos de la "Tabla Periódica Cuántica" son similares a los que puede tener la tabla periódica larga; pero, al reunir los elementos representativos permite que sean estudiados con mayor facilidad. Además, ya contiene la información cuántica necesaria para el estudio de las configuraciones electrónicas.

Concretando; ambas tablas, con pequeñas modificaciones, pueden ser equivalentes y la ventaja que presenta la tabla propuesta es que reúne a los elementos representativos y no necesita ser modificada para el estudio del átomo.

i) Presentación.

La presentación de las tablas es muy parecida, sólo cambia la posición de los dos primeros grupos.

ii) Contenido.

La tabla cuántica carece de una representación adecuada de los períodos y presenta en desorden las columnas de los elementos representativos.

La "Tabla Periódica Cuántica" contiene la información de la tabla cuántica e introduce los períodos y ordena los elementos representativos.

iii) Aplicaciones

Por carecer de períodos definidos y tener al final el grupo de los metales alcalinotérreos, la tabla cuántica limita su utilidad al estudio del modelo cuántico del átomo.

La tabla propuesta permite los mismos usos que la tabla cuántica y, además, puede ser utilizada como una tabla periódica convencional ya que contiene los períodos y los elementos representativos en el orden adecuado.

d) Resumen:

Por lo anterior; podemos concluir que la "Tabla Periódica Cuántica" es muy similar a las tablas periódicas y a las tablas cuánticas, mejorándolas ligeramente. Las inconveniencias que presenta, longitud y desnivel, son mínimas en comparación con sus posibilidades en el estudio separado de las tres grandes agrupaciones de elementos. La ubicación del helio hace necesaria una modificación en la manera de iniciar su estudio; en lugar de mencionar que es el único gas noble que tiene dos electrones en su último nivel de energía, podemos decir que por tener completo su nivel de energía (con dos electrones) se debe considerar un gas noble.

La "Tabla Periódica Cuántica" cumple y mejora el objetivo con el que fué diseñada. Además de contener las características de las tablas periódicas y cuánticas, facilita el estudio de los elementos químicos al reunir los elementos representativos.

CAPITULO V

USOS DE LA TABLA PERIODICA CUANTICA:

1.- Póster promocional.

Uno de los objetivos primordiales de las tablas periódicas debe ser el despertar la curiosidad y el interés, de los educandos, por el conocimiento de los elementos químicos. Esto puede ser logrado con tablas llamativas colocadas en una de las paredes de las aulas.

La "Tabla Periódica Cuántica", bien diseñada y de tamaño adecuado, se puede utilizar para este fin. Sus dimensiones pueden ser de dos metros de largo con metro y medio de alto, esto nos permite utilizar casilleros de cinco centímetros de espesor y nueve de altura.

El casillero puede dividirse en tres secciones; la superior, con cuatro centímetros de altura, puede utilizarse para indicar: el número atómico, la masa atómica y el símbolo del elemento, usando un código adecuado para indicar su estado físico o su fabricación artificial. La parte media, con un centímetro de espesor, puede tener el nombre del elemento y ser iluminada con el color del nivel de energía en que se encuentra su electrón diferencial. En la parte inferior, se considera conveniente introducir un dibujo que muestre, al menos, uno de los aspectos relevantes del elemento. Aunque uno de los usos de la tabla periódica es transmitir información sistematizada, el exceso de información dificulta su empleo a nivel fundamental.

Un ejemplo del uso que se puede dar a los casilleros se muestra en la siguiente figura.

Posible contenido en
los casilleros

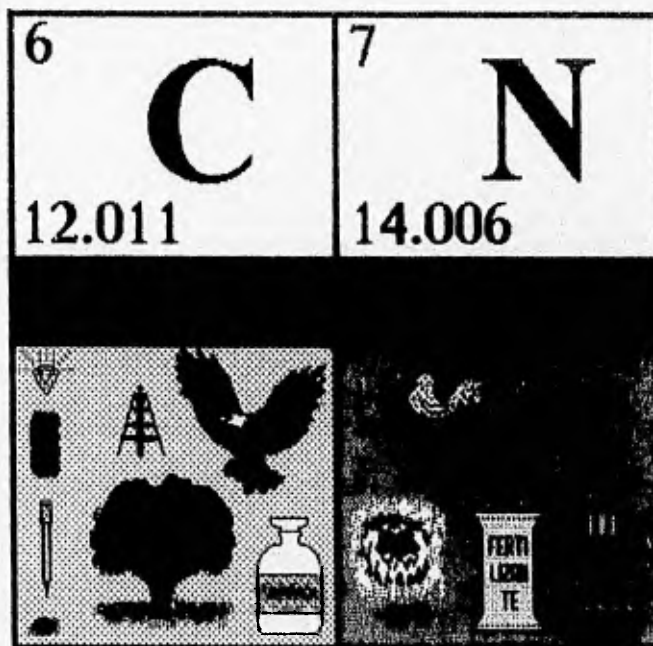


Figura 15

Es conveniente que la tabla, para este uso, este llena de colores que la hagan llamativa y despierte la curiosidad del alumnado.

2.- Conocimiento de modelos atómicos:

En el estudio de los modelos atómicos podemos utilizar la "Tabla Periódica Cuántica" cuando se mencione que la idea principal del modelo planetario, consistió en establecer que las cargas eléctricas y casi la totalidad de la masa del átomo se encuentran en una región muy pequeña y que el núcleo atómico se considera formado por protones y neutrones.

El número de orden que corresponde al elemento en la tabla periódica es el número de partículas positivas (protones) que tienen sus átomos en su núcleo; se le da el nombre de número atómico y se representa con la letra Z. Aquí, es conveniente localizar algunos elementos, por medio de su símbolo o posición en la tabla (grupo y período), y establecer cuántos protones contiene su átomo en base a su número atómico.

Ejemplo:

El uranio se encuentra en el período 7 y el grupo XXII. ¿Cuál es su símbolo y cuántos protones tiene?

Se localiza las coordenadas en la "Tabla Periódica Cuántica" y del casillero se obtiene los datos.

iluminación de esos espacios, de acuerdo con el código que se establece en el lado izquierdo de la tabla, permite que el educando identifique y se habitúe a los niveles energéticos.

Ejemplo:

Iluminar los espacios utilizados para representar el cuarto nivel de energía (cuarta capa electrónica).

TABLA PERIODICA CUANTICA

		Grupo		Periodo (P)																																														
		I	II	s		s		s		p		p		p																																				
		Tipo de REEMPE		s		s		s		p		p		p																																				
		Rotación del electrón		↑		↓		↑		↓		↑		↓																																				
1	H	He																																																
2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne																																										
3	Na	Mg	Al		Si	P	S	Cl	Ar																																									
4	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr																																		
5	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe																																		
6	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lr	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn																				
7	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Mn	Nv	Co	Ds	Rt	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	At	Tl	Pb	Bi	Po	Fr	Ra	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Mn	Nv	Co	Ds

n	l	m _l	m _s
1	s	0	±1/2
2	s	0	±1/2
2	p	-1, 0, 1	±1/2
3	s	0	±1/2
3	p	-1, 0, 1	±1/2
3	d	-2, -1, 0, 1, 2	±1/2
4	s	0	±1/2
4	p	-1, 0, 1	±1/2
4	d	-2, -1, 0, 1, 2	±1/2
4	f	-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3	±1/2

ELEMENTOS DE TRANSICION INTERNA
ELEMENTOS DE TRANSICION
ELEMENTOS REPRESENTATIVOS

En este proceso deben surgir dos interrogantes: ¿por qué unos colores se usan más que otros? y, si se lleva un orden, ¿por qué hay que cambiar de color y volver al otro?; la respuesta a estas preguntas nos da pie para establecer la cantidad de electrones que pueden contener las capas electrónicas y su llenado irregular.

El nivel de energía 1 (primer capa) solo tiene un máximo de dos electrones (representados por casilleros).

El nivel 2 (segunda capa) puede tener hasta 8 electrones.

La tercer capa puede contener 18 electrones.

El nivel de energía 4 puede tener 32 electrones.

La regla nos dice que el número máximo de electrones que pueden coexistir en una capa electrónica es $2n^2$ donde n es el número del nivel de energía (número cuántico principal).

Aunque el quinto nivel puede contener 50 electrones, sólo existen elementos para ocupar 32 espacios en él.

Las otras reglas para la ocupación de las capas electrónicas que pueden indicarse, con la ayuda de la "Tabla Periódica Cuántica", son:

La última capa no puede tener más de ocho electrones (elementos representativos).

El penúltimo nivel de energía solo puede contener entre 9 y 18 electrones (elementos representativos del período anterior y elementos de transición) si tiene capacidad para ello y en la última capa ya se encuentran 2 electrones. Si el antepenúltimo nivel tiene capacidad para contener 32 electrones, se ocupa antes que el penúltimo comience a completar los 18.

Conviene indicar que cuando se habla de niveles de energía se utiliza un número para representarlos y las capas electrónicas se representan con letras consecutivas del alfabeto en inglés (sin ñ) a partir de la k.

Una vez explicado esto, se ejercita representando los átomos de algunos elementos en el modelo de capas. Se puede inducir que el período nos indica el número de capas electrónicas y que, en la "Tabla Periódica Cuántica", los electrones de una capa corresponden a los casilleros que están iluminados, en su parte inferior, con un color determinado. Para encontrar los electrones que tiene en la primer capa, solo basta con encontrar el color del nivel 1 y contar los casilleros que contiene; se continúa de la misma manera hasta incluir el casillero del elemento deseado.

Ejemplo:

Representar el modelo atómico de capas del mercurio.

El número de partículas en el núcleo se encuentra como se hizo anteriormente.

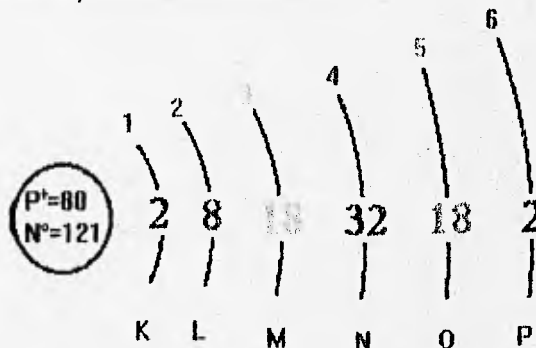
TABLA PERIODICA CUANTICA

		Grupo		Tipo de REEMPE		REEMPE		Rotación del electrón		Período (P)							
		I	II	s	s	s	s	↑	↓	I	IV	V	VI	VII	VIII		
1 2 3 4 5 6	1	H	He														
	2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne								
	3									Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
	4																
	5																
	6																

Hg $Z=80$
 $A=201$

$Z = 80$ $A = 201$ $P^+ = Z = 80$ $N^0 = A - Z = 121$
 El número de capas electrónicas corresponde al período, $P = 6$

El número de electrones en cada nivel se obtiene contando los casilleros que tienen el color correspondiente a ese nivel.



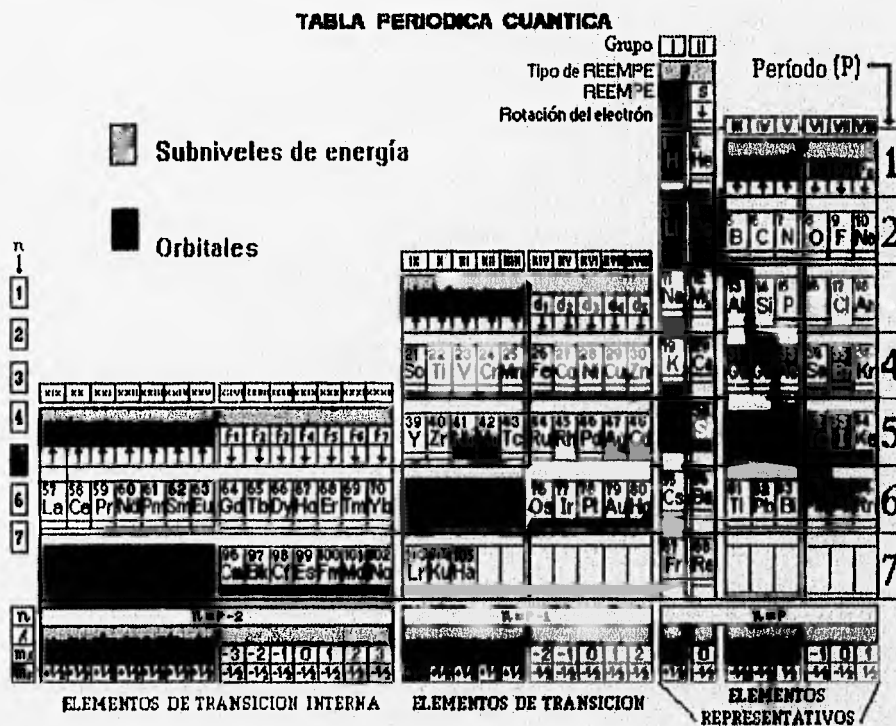
La modificación a este modelo, la inclusión de órbitas elípticas, puede relacionarse con los subniveles de energía y la cantidad de orbitales que los forman; puesto que, su excentricidad permite la posibilidad de que éstos presenten varias orientaciones espaciales. En la "Tabla Periódica Cuántica" se pueden identificar las letras que representan los subniveles energéticos (tipos de REEMPE) y el número de orbitales que lo constituyen (cuadros a la izquierda de las divisiones pequeñas).

Ejemplo:

Encontrar cuantos subniveles tiene ocupados el nivel 5 y cuantos orbitales contiene cada uno de ellos.

En el esquema que se muestra a continuación, se observa que el nivel 5 tiene 4 subniveles, que el subnivel s solo tiene un orbital, el p tiene tres, el d esta formado por 5 y el f contiene 7. Cabe recordar que los orbitales representados por las casillas a la derecha de las divisiones pequeñas, son duplicados de los que están del lado izquierdo.

Subniveles y orbitales del quinto nivel de energía

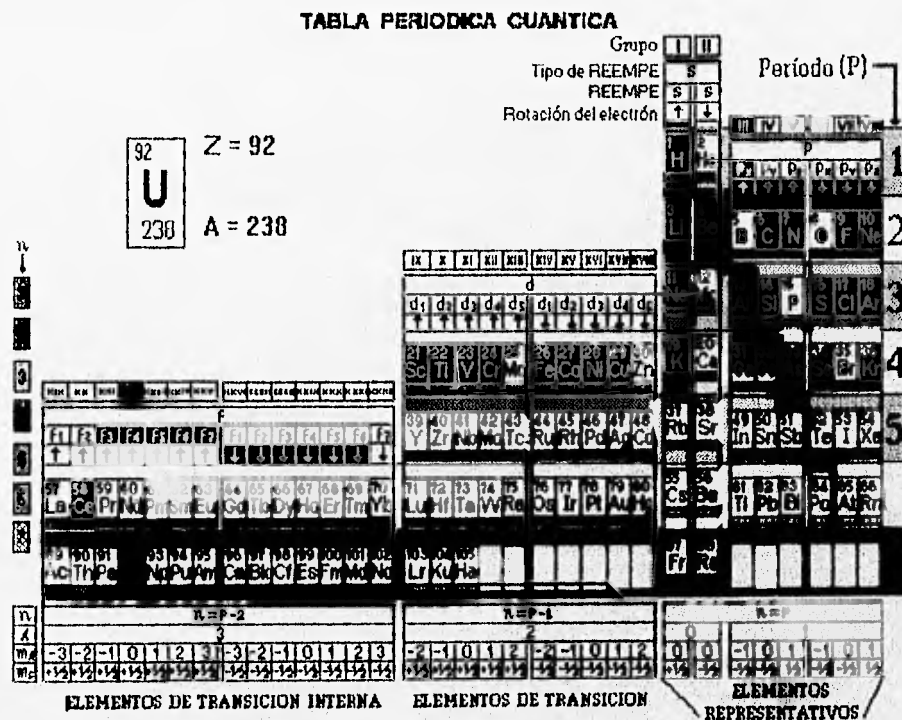


La "Tabla Periódica Cuántica" se puede utilizar para hacer la representación simplificada del modelo de subcapas electrónicas introduciendo en las capas los subniveles y la cantidad de electrones que contienen.

Ejemplo:

Representar el átomo de uranio indicando los subniveles energéticos.

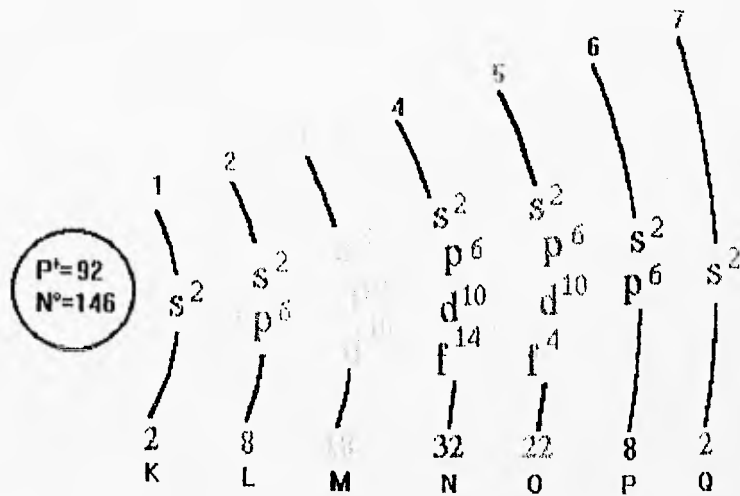
Los datos del uranio se obtienen como ya se hizo.



$$Z = 92 \quad A = 238 \quad P^+ = Z = 92 \quad N^0 = A - Z = 146$$

$$\text{Número de capas} = P = 7$$

La representación de los electrones se hace indicando la cantidad de ellos en cada subnivel.



En el modelo cuántico del átomo, la tabla se puede utilizar para explicar los cuatro números cuánticos y su interdependencia:

TABLA PERIODICA CUANTICA

Lugares donde se representa el valor del número cuántico principal

Grupo	I	II											Período (P)					
Tipo de REEMPE	s	s											s p d f					
Rotación del electrón	↑	↓											↑ ↓ ↑ ↓ ↑ ↓ ↑ ↓					

	II										III										IV						V						VI						VII						VIII																																																											
1	H										He										Li						Be						B						C						N						O						F						Ne																																									
2	Li										Be										B						C						N						O						F						Ne																																																					
3	Na										Mg										Al						Si						P						S						Cl						Ar																																																					
4	K										Ca										Sc						Ti						V						Cr						Mn						Fe						Co						Ni						Cu						Zn																													
5	Rb										Sr										Y						Zr						Nb						Mo						Tc						Ru						Rh						Pd						Ag						Cd																													
6	Cs										Ba										La						Ce						Pr						Nd						Pm						Sm						Eu						Gd						Tb						Dy						Ho						Er						Tm						Yb					
7	Fr										Ra										Ac						Th						Pa						U						Np						Pu						Am						Cm						Bk						Cf						Es						Fm						Md						No					
8																																																																																																								
9																																																																																																								
10																																																																																																								
11																																																																																																								
12																																																																																																								
13																																																																																																								
14																																																																																																								
15																																																																																																								
16																																																																																																								
17																																																																																																								
18																																																																																																								
19																																																																																																								
20																																																																																																								
21																																																																																																								
22																																																																																																								
23																																																																																																								
24																																																																																																								
25																																																																																																								
26																																																																																																								
27																																																																																																								
28																																																																																																								
29																																																																																																								
30																																																																																																								
31																																																																																																								
32																																																																																																								
33																																																																																																								
34																																																																																																								
35																																																																																																								
36																																																																																																								
37																																																																																																								
38																																																																																																								
39																																																																																																								
40																																																																																																								
41																																																																																																								
42																																																																																																								
43																																																																																																								
44																																																																																																								
45																																																																																																								
46																																																																																																								
47																																																																																																								
48																																																																																																								
49																																																																																																								
50																																																																																																								
51																																																																																																								
52																																																																																																								
53																																																																																																								
54																																																																																																								
55																																																																																																								
56																																																																																																								
57																																																																																																								
58																																																																																																								
59																																																																																																								
60																																																																																																								
61																																																																																																								
62																																																																																																								
63																																																																																																								
64																																																																																																								
65																																																																																																								
66																																																																																																								
67																																																																																																								
68																																																																																																								
69																																																																																																								
70																																																																																																								
71																																																																																																								
72																																																																																																								
73																																																																																																								
74																																																																																																								
75																																																																																																								
76																																																																																																								
77																																																																																																								
78																																																																																																								
79																																																																																																								
80																																																																																																								
81																																																																																																								
82																																																																																																								
83																																																																																																								
84																																																																																																								
85																																																																																																								
86																																																																																																								
87																																																																																																								
88																																																																																																								
89																																																																																																								
90																																																																																																								
91																																																																																																								
92																																																																																																								

Figura 16

El número cuántico principal se identifica con los niveles de energía, se indica que acostumbra representarse con la letra n y sus valores pueden ser números enteros positivos. Aunque el átomo tiene una gran cantidad de niveles de energía, en su estado basal (con la menor energía posible de sus electrones, sin influencia externa), solo ocupa los niveles de energía necesarios para acomodar sus electrones.

El valor del número cuántico principal del electrón diferencial puede obtenerse del color utilizado para los niveles de energía (en la parte inferior del casillero) o de la relación que tiene éste con el período de acuerdo a la agrupación a la que pertenece y la fila en que se encuentra.

La "Tabla Periódica Cuántica" se puede utilizar para señalar que el nivel de energía y el período no son necesariamente iguales para el electrón diferencial.

El número cuántico secundario se representa con la letra l (le minúscula manuscrita) y se utiliza para indicar el subnivel energético donde se encuentra el electrón; sus valores dependen del número principal y son números enteros que van desde cero hasta el anterior al número del nivel de energía, dicho de otra manera, un nivel energético sólo contiene una cantidad de subniveles igual a su número cuántico principal y son enumerados a partir del cero.

Los valores del número secundario se representan con las letras: s, p, d, f, y de ahí en adelante se usa el orden alfabético.

El número cuántico secundario también recibe el nombre de azimutal por relacionarse con lo elíptico del orbital.

Espacios usados para representar el número cuántico secundario

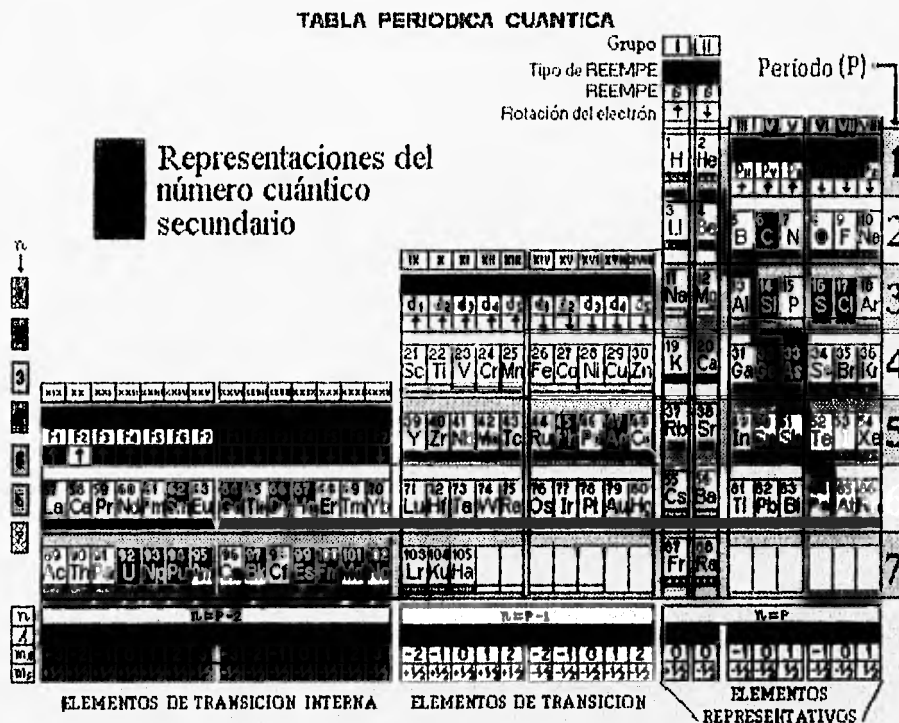


figura 17

El número cuántico magnético (m_l) nos indica las posibles orientaciones que pueden tener los orbitales que forman un subnivel energético y, por ello, nos permite identificar los diferentes orbitales que forman la subcapa electrónica. En la "Tabla Periódica Cuántica" se encuentran representados por los grupos de casilleros a los lados de los espacios verticales pequeños; en el lado izquierdo se

representan los posibles orbitales y del lado derecho se repiten. La relación entre el subnivel de energía y los valores que indican la orientación de cada uno de los orbitales, se puede obtener fácilmente en la parte inferior de la tabla cuántica.

Espacios que muestran el número cuántico magnético

TABLA PERIODICA CUANTICA

Representaciones del número cuántico magnético

Grupo: I, II, III, IV, V, VI, VII, VIII, IX, X, XI, XII

Tipo de REEMPE: s, p, d, f

Rotación del electrón: ↑, ↓

Período (P): 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7

Elementos de transición interna: Lanthanides and Actinides (n = P - 2)

Elementos de transición: d-block (n = P - 1)

Elementos representativos: s and p blocks (n = P)

Figura 18

El cuarto número cuántico (m_s) se indica con una flecha; positiva (hacia arriba) cuando ocupa un orbital vacío y negativa cuando comparte el orbital. La regla de la máxima multiplicidad se puede mostrar indicando que, como se ve en los casilleros a la derecha de los espacios pequeños, primero se ocupan los orbitales con electrones de giro positivo y, una vez completados los orbitales, empiezan a ser compartidos.

Espacios utilizados para representar el número cuántico de giro

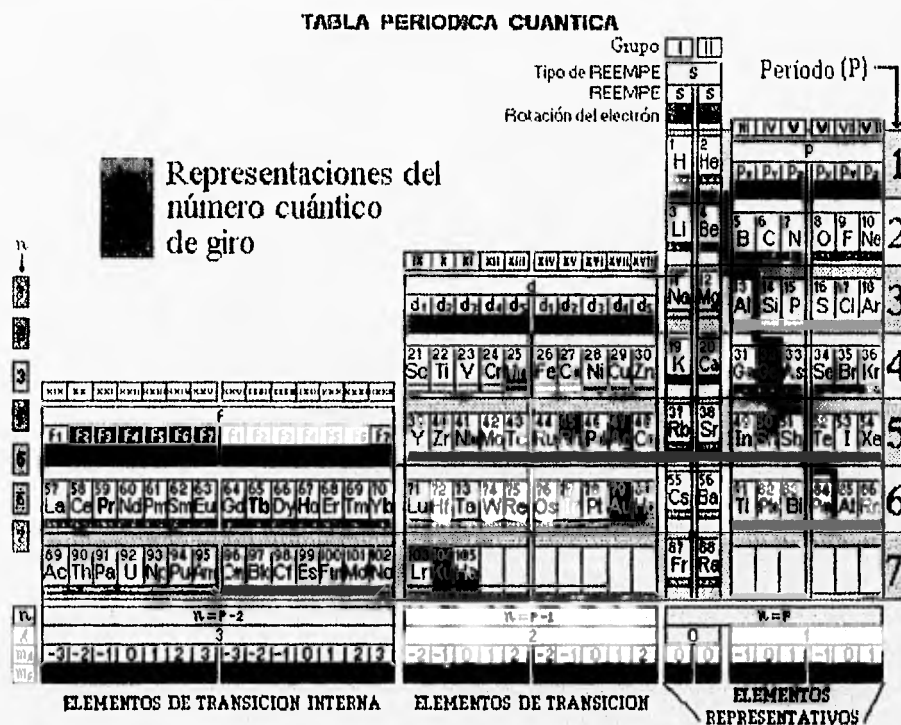


Figura 19

La "Tabla Periódica Cuántica" nos permite localizar un elemento **dado** y determinar los cuatro números cuánticos de su electrón diferencial de dos maneras diferentes. La primera consiste en obtener sus valores en la parte inferior de la tabla periódica cuántica, en la columna correspondiente, y la otra es obtenerlos de la codificación utilizada, color del casillero y símbolos en la parte superior de la columna que contiene al elemento.

Ejemplo:

Determinar los cuatro números cuánticos del electrón diferencial del átomo de Circonio.

que primero deben considerarse los que tienen un nivel más elevado y que el ordenamiento es de izquierda a derecha.

Ejemplo: Obtener la configuración electrónica del germanio.

Para obtener la configuración electrónica del germanio, primero lo ubicamos en la "Tabla Periódica Cuántica" y de ella sacamos los datos necesarios para anotar el orden de los subniveles energéticos y la cantidad de electrones que contienen.

n	Grupo		Tipo de REEMPE		REEMPE		Rotación del electrón		Periodo (P)	
	I	II	s	s	s	s	↑	↓		
1	H	He	1s	1s	1s	1s	↑	↓	1	1
2	Li	Be	2s	2s	2s	2s	↑	↓	2	2
3	Na	Mg	3s	3s	3s	3s	↑	↓	3	3
4	K	Ca	4s	4s	4s	4s	↑	↓	4	4

En el primer renglón (período 1) vemos que sólo tiene 2 electrones (casilleros ocupados) que se encuentran en el nivel de energía 1, subnivel s; esto se indica $1s^2$. En el segundo renglón observamos que tiene: 2 electrones en el nivel 2 subnivel s y 6 electrones en el nivel 2 subnivel p; se representan $2s^2 2p^6$. En el tercer período apreciamos que tiene 2 electrones en el tercer nivel subnivel s y 6 electrones en el tercer nivel subnivel p; $3s^2 3p^6$. En el cuarto renglón hay 2 electrones en el nivel 4 subnivel s (el subnivel s se colocó un poco elevado para indicar que entra antes que los otros), 10 en el nivel 3 subnivel d y 2 en el nivel 4 subnivel p; $4s^2 3d^{10} 4p^2$. Al reunir los valores, obtenemos que la configuración electrónica del germanio es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^2$.

3).- En el estudio de los elementos químicos:

i) En la identificación de elementos químicos.

El estudio de los elementos químicos se puede iniciar con la definición actual. "Los elementos químicos son sustancias simples que no pueden descomponerse en otras más sencillas mediante procedimientos químicos". La tabla periódica cuántica se puede utilizar en el inicio del estudio de los elementos mencionando que es una recopilación de ellos y que sólo los que faltan por descubrir, y unos cuantos descubiertos últimamente, no aparecen en ella.

En una "lluvia de ideas" se pueden obtener los nombres de las sustancias que los alumnos consideran elementos; se indica porque algunas de ellas no son elementos químicos y las restantes se localizan en la "Tabla Periódica Cuántica" para establecer que si lo son.

Otra manera de conseguir este objetivo, consiste en proporcionar una lista de diez sustancias y pedir a los alumnos que nos indiquen cuales son elementos. Los resultados obtenidos se corrigen sustancia por sustancia y se comprueban los elementos por medio de la tabla.

Por ejemplo; se puede presentar en el pizarrón una lista de sustancias como la representada en la siguiente página. Se somete a votación el carácter elemental de las sustancias y, después de la votación, se explica cada una de ellas.

	Si	No		Si	No
Agua			Fuego		
Aire			Hidrógeno		
Alcohol			Hierro		
Carbono			Oxígeno		
Eter			Tierra		

El agua no es un elemento ya que desde el siglo XVIII se sabe que es un compuesto formado por hidrógeno y oxígeno.

El aire es una mezcla de gases que contiene aproximadamente 79% de nitrógeno y 21% de oxígeno, también contiene otras sustancias en pequeñas proporciones.

El alcohol es un compuesto formado por la combinación de carbono, hidrógeno y oxígeno. Los alcoholes son varios y se caracterizan por tener una composición química semejante.

El carbono si es un elemento, su símbolo es C y lo encontramos en el grupo IV y segundo período de la "Tabla Periódica Cuántica".

De esta manera seguimos dando una breve explicación de las sustancias elegidas y los elementos los relacionamos con su símbolo y posición en la "Tabla Periódica Cuántica".

y al helio de las familias de los metales alcalinos y alcalinotérreos, respectivamente. Esta es una manera de solucionar el antiguo problema de la ubicación del hidrógeno y el que se crea al tener que colocar (por su configuración electrónica) al helio en el grupo II, problema aparente de las tablas cuánticas.

Localización de metales, no-metales y semimetales

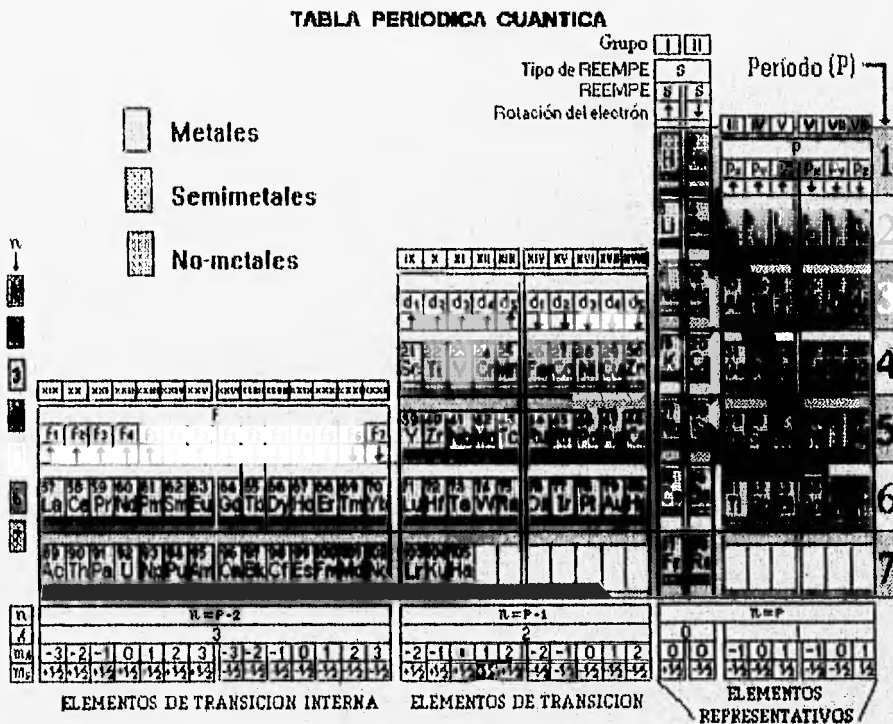


figura 20

La siguiente subdivisión corresponde a las tres grandes agrupaciones de los elementos químicos: Elementos representativos, elementos de transición y elementos de transición interna.

Localización de las principales familias de elementos

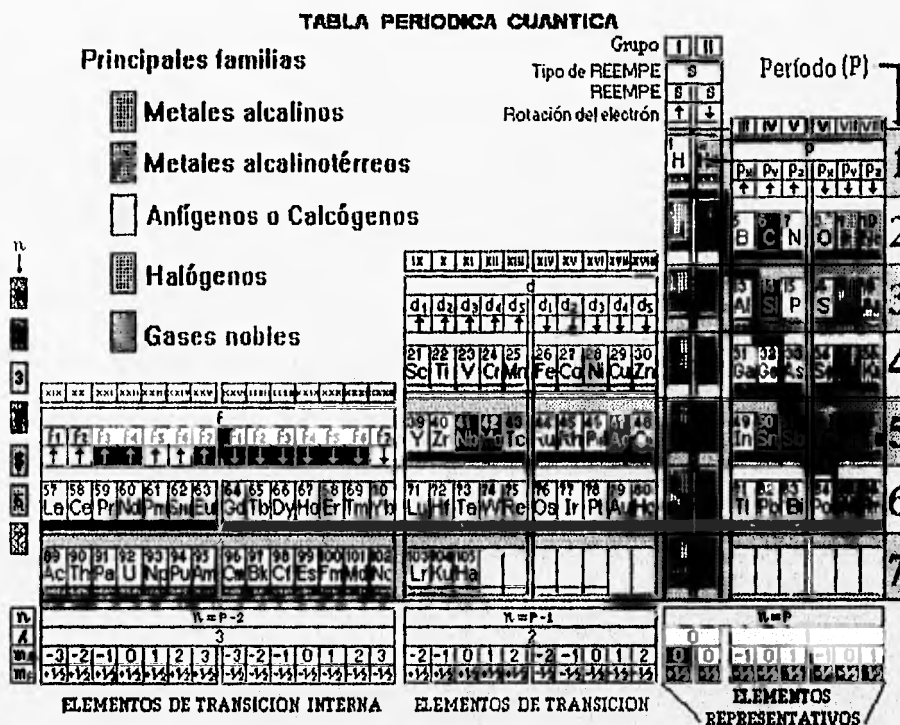


Figura 22

Las especies corresponden a los elementos propiamente dichos y las variedades a sus isótopos.

Al mencionar las principales familias de elementos, es conveniente que el alumno vaya memorizando el nombre y símbolo de los elementos que las componen y la ubicación de ellas en la tabla periódica, así como, algunas características que se obtienen de ella.

ii) En la formación de compuestos.

La formación de compuestos a partir de los elementos debe iniciarse con el concepto de valencia. La valencia de un elemento químico es una medida de la capacidad que tienen sus átomos para unirse a otros.

La valencia de un elemento está determinada por su configuración electrónica, en especial por los electrones de su capa externa. Los electrones que tiene el átomo en su última capa se llaman electrones de valencia.

La "Tabla Periódica Cuántica" nos permite determinar fácilmente los electrones de valencia, en los elementos representativos, ya que su cantidad corresponde al número con que se designa el grupo al que pertenecen.

Ejemplo:

Determinar cuantos electrones de valencia tienen los elementos de la familia de los halógenos.

Los halógenos se encuentran en la séptima columna de los elementos representativos (grupo VII) y por ello se deduce que tienen 7 electrones de valencia.

Determinación de los electrones de valencia en los halógenos

s		p									
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
H	He										
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne				
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar				
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Cu	Zn	Ga	Ge
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Pt	Au	Hg	Tl
Fr	Ra	Ac	Rf	Mo	Bi	Po	At	Rn			

D		p			
0	0	-1	0	1	-1
2	2	2	2	2	2

ELEMENTOS REPRESENTATIVOS

Como la unión entre los átomos se debe a un intercambio de electrones, la valencia se representa por un número que nos indica la cantidad de electrones que puede emplear el átomo al unirse; ya sea, recibéndolos o donándolos. Aparentemente, al aumentar el número de electrones de valencia crecen las posibilidades de combinación de los átomos; así, en el cloro (7 electrones de valencia) se presentan las valencias 7, 5, 3 y 1. Sin embargo, se ha observado que los gases nobles (8 electrones en su capa externa, excepto el helio) presentan una configuración de gran estabilidad. Al combinarse los átomos de los elementos representativos, tratan de obtener la configuración de un gas noble. La valencia principal; en los metales representativos coincide con el grupo al que pertenecen (en la "Tabla Periódica Cuántica") y en los no-metales se obtiene restando de ocho

el valor de su grupo. Como excepción, el hidrógeno y el helio sólo necesitan dos electrones para completar su capa externa; la valencia del hidrógeno es 1 y la del helio es 0. El boro, un semimetal con tres electrones de valencia, difícilmente puede sostener los cinco electrones que le faltan para completar su capa externa y su valencia es 3.

La mayoría de los elementos que tienen más de tres electrones en su capa externa, suelen presentar varias valencias, las cuales regularmente varían de dos en dos; los elementos del grupo IV tienen como valencias 4 y 2, las del grupo V tienen 5 y 3, la mayoría de los elementos del grupo VI presentan valencias 6, 4 y 2.

Ejemplo:

Encontrar las valencias del plomo.

Ubicación del plomo
en los elementos representativos

I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
55 Cs	56 Ba	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn

El plomo es un metal que se encuentra en la cuarta columna de los elementos representativos (grupo IV). Tiene cuatro electrones de valencia y, por ello, su valencia es 4; pero, también puede tener valencia 2.

Los metales de transición y transición interna tienen dos electrones de valencia pero la influencia de sus capas internas incompletas hace que la mayoría de ellos tengan varias valencias que varían de diferente manera.

La existencia de metales importantes que no se encuentran entre los elementos representativos hace necesario proporcionar una lista de ellos con sus principales valencias. Un ejemplo, se presenta en el siguiente cuadro.

Cuadro con valencias de 10 metales de transición

Metal	Símbolo	Principales valencias
Cinc	Zn	2
Cobalto	Co	3 2
Cobre	Cu	2 1
Cromo	Cr	6 3 2
Hierro	Fe	3 2
Manganeso	Mn	7 6 4 3 2
Mercurio	Hg	2 1
Niquel	Ni	3 2
Oro	Au	3 1
Plata	Ag	1

Un caso especial es el de los gases nobles. Los gases nobles (excepto el helio) pertenecen al grupo VIII y, por ello, su valencia principal (8-8) es cero. Hasta 1962, año en que se obtuvieron los primeros compuestos, se consideraba que los gases nobles no podían combinarse y eran llamados, también, gases inertes.

Por ser no-metales, podríamos decir que su tendencia es a recibir electrones pero, al carecer de orbitales con electrones desapareados, no pueden conservarlos de una manera estable. La otra posibilidad es que se combinen utilizando algunos de sus electrones, esta opción se ve dificultada por que tienen alta electronegatividad. La electronegatividad de un elemento es una manera de medir la atracción que ejerce, su átomo, sobre los electrones con los que se une a otro.

A groso modo, podemos indicar que en los elementos representativos la electronegatividad aumenta hacia la derecha y hacia arriba de manera que el menos electronegativo (el que pierde con mayor facilidad sus electrones) es el francio y el mas electronegativo es el neón. Sin considerar a los gases nobles, es el flúor.

Variación de la electronegatividad en los elementos representativos

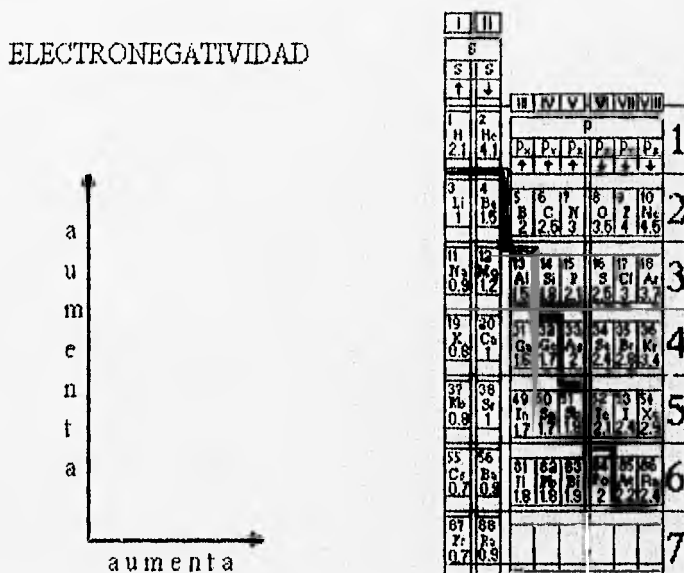
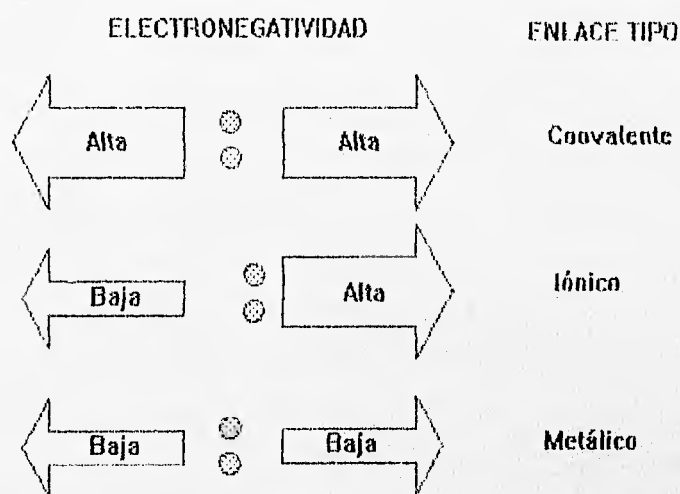


Figura 23

La electronegatividad, en cierta medida, nos indica el comportamiento de los átomos con respecto a los electrones que le sirven de enlace al combinarse con otro átomo.

Se llama enlace a la forma de unión que utilizan los átomos. Los enlaces pueden ser de tres tipos (dependiendo de la electronegatividad de los átomos que se unen): covalentes, iónicos y metálicos.



En el enlace covalente el par electrónico que une a los átomos es compartido por ambos. Cuando un elemento proporciona los dos electrones, el enlace se llama covalente coordinado.

El enlace iónico se forma cuando un átomo se queda con el par electrónico y se une al otro por atracción eléctrica.

En el enlace metálico, los electrones son compartidos por una serie de iones positivos. Los productos resultantes de la unión de dos o más metales, se llaman aleaciones.

En la mayoría de los metales de transición, el hidrógeno se adsorbe ocupando huecos en la red del metal y forma hidruros intersticiales.

Con los elementos representativos, exceptuando a los gases nobles, el hidrógeno se combina formando hidruros. Se da el nombre general de hidruros a los compuestos formados por la combinación del hidrógeno con cualquier otro elemento. Los hidruros pueden ser metálicos o no-metálicos, dependiendo del elemento que se una al hidrógeno.

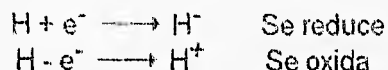
Los hidruros metálicos son los compuestos formados por la combinación del hidrógeno con un metal. En ellos el hidrógeno tiene número de oxidación -1 , es la parte negativa del compuesto.

El estado (número) de oxidación de un elemento, en un compuesto determinado, es la cantidad de electrones ganados o cedidos (total o parcialmente) por cada uno de sus átomos al formar el compuesto.

Cuando el átomo recibe electrones (partículas negativas) disminuye su número de oxidación y se dice que se reduce. En cambio, cuando los cede, aumenta su número de oxidación, se oxida.

Damos el nombre de reacción química al proceso por el cual las sustancias llamadas reactivos se transforman en otras sustancias que se denominan productos. Las reacciones químicas se representan por ecuaciones químicas

donde el signo igual se sustituye por una flecha que significa forman (dan lugar a, o producen).



El número de oxidación se determina basándose en las siguientes reglas:

- 1.- El número de oxidación de un elemento libre (sin combinar) es cero.
- 2.- El número de oxidación de un ión es igual a su carga (medida en base a los electrones).
- 3.- El número de oxidación del hidrógeno es 1+, excepto en los hidruros metálicos que es 1-.
- 4.- El número de oxidación del oxígeno es 2-; excepto en los peróxidos, hiperóxidos y ozónidos. Con el flúor tiene número de oxidación 2+.
- 5.- El número de oxidación de los metales en sus compuestos es igual a su valencia iónica.
- 6.- La suma algebraica de los estados de oxidación de todos los átomos de un compuesto es igual a cero. En caso de los iones, la suma es igual a la carga.

Los hidruros metálicos, al igual que todos los compuestos, se representan por medio de una fórmula. Llamamos fórmula al modelo que utilizamos para representar la parte fundamental de una sustancia, su molécula. Se acostumbra emplear tres tipos de fórmulas: empíricas, moleculares y estructurales.

Las fórmulas empíricas se forman con la yuxtaposición de los símbolos atómicos para dar la expresión de la composición estequiométrica del compuesto. Se emplean para representar sustancias que no tienen moléculas discretas o sustancias de masa molecular variable con la temperatura u otras condiciones. Las aleaciones se pueden expresar por medio de fórmulas empíricas y los símbolos de los metales deben colocarse en un orden obtenido de la tabla periódica. Primero deben anotarse los metales del grupo I (el hidrógeno, por ser no-metal, se anota al final), después los del grupo II, a continuación, el orden se obtiene anotando los elementos que aparecen más a la izquierda en la tabla periódica. Cuando los metales se encuentran en la misma columna, se anotan en orden ascendente.

Las fórmulas moleculares agrupan los símbolos de los elementos que componen la sustancia, afectados de subíndices numéricos que indican la cantidad de átomos que intervienen en la formación de la molécula. Cuando el subíndice es 1 no se anota.

Las fórmulas estructurales indican la secuencia y ordenamiento espacial de los átomos en la molécula.

La fórmula (fórmula molecular) de los compuestos se construye de acuerdo a las siguientes condiciones:

- 1.- El componente electropositivo debe preceder al electronegativo, aunque en las lenguas latinas se nombren al contrario. Existen algunas excepciones en los compuestos binarios formados entre no-metales.

2.- El número de oxidación aportado por la parte electronegativa debe ser igual, en valor absoluto, al aportado por la positiva. Para conseguirlo, el procedimiento más utilizado consiste en intercambiar los números de oxidación (o valencias) colocándolos como subíndices. Como norma general (con excepciones) se simplifican los subíndices cuanto sea posible.

Como se mencionó anteriormente, en los hidruros metálicos el hidrógeno es la parte electronegativa y por ello su símbolo debe anotarse después del símbolo del metal. Como la valencia del hidrógeno es 1 no se anota el subíndice del metal; la valencia del metal se escribe (excepto cuando es 1) como subíndice del hidrógeno.

Ejemplo:

Anotar las fórmulas de los compuestos formados por el hidrógeno y los metales sodio, calcio y estaño.

El hidrógeno, como se observó en la figura 24, se encuentra en el primer período y en el grupo I; tiene valencia 1, es un no-metal y puede combinarse con metales y no-metales.

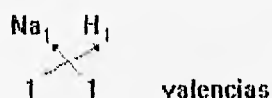
Localización del sodio en los elementos representativos

I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
11 Na	12 Mg	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru
55 Cs	56 Ba	57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm
87 Fr	88 Ra	89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu

El sodio se encuentra en el grupo I y período 3; su valencia es 1 y, por ser metal, sólo puede combinarse con los no-metales.

El sodio y el hidrógeno se combinan para formar el hidruro de sodio. Como se mencionó anteriormente, la fórmula de éste compuesto se obtiene anotando el símbolo del elemento positivo, con la valencia del otro elemento como subíndice, seguido del símbolo del elemento más electronegativo con la valencia del primero como subíndice. Como ambos valores son la unidad no se anotan.

Obtención de la fórmula del hidruro de sodio



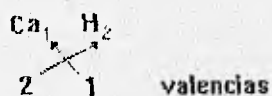
La fórmula del hidruro de sodio es NaH

Localización del calcio en los elementos representativos

I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	IX	X
19 K		31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr	4	

El calcio se encuentra en el período 4 y en el grupo II; su valencia es 2 y es metal, al combinarse con el hidrógeno forma el hidruro de calcio.

Obtención de la fórmula del hidruro de calcio



La fórmula del hidruro de calcio es CaH₂

Localización del estaño en los elementos representativos

			III	IV	V	VI	VII	VIII		
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe			

El estaño se encuentra en el grupo IV y en el período 5; es un metal que tiene valencia 4 pero, también, puede tener valencia 2.

Obtención de las posibles fórmulas de los hidruros de estaño



Los hidruros de estaño tienen las fórmulas SnH_2 y SnH_4 .

Distinguir estos compuestos por medio de su fórmula es simple, basta con los subíndices. Pero para poder diferenciarlos, en cuanto a su nombre, es necesario recurrir a la nomenclatura. La nomenclatura es un sistema de reglas que permiten dar un nombre adecuado a cada uno de los compuestos. Nosotros emplearemos la nomenclatura sistemática recomendada por la I.U.P.A.C.

En los compuestos binarios, formados por la combinación de dos elementos, generalmente se cambia la terminación del nombre del componente electronegativo por la terminación uro (para indicar que está formado por átomos de un sólo elemento), como lo estamos haciendo con el hidrógeno al llamarlo hidruro. La excepción es el oxígeno que utiliza la terminación ido (óxido). En las lenguas latinas el nombre del compuesto se forma con el nombre modificado del componente negativo seguido del nombre del componente positivo.

Para indicar el número de átomos que forman la molécula se utilizan prefijos numerales griegos. Estos prefijos se pueden suprimir cuando su eliminación no produce confusiones o cuando los elementos sólo tienen una valencia (solo formen un compuesto entre ellos).

Prefijos numerales

1	mono	11	undeca	21	hencosa	31	hentriaconta
2	di	12	dodeca	22	docosa	32	dotriaconta
3	tri	13	trideca	23	tricoso	35	pentatriaconta
4	tetra	14	tetradeca	24	tetracoso	40	tetraconta
5	penta	15	pentadeca	25	pentacoso	41	hentetraconta
6	hexa	16	hexadeca	26	hexacoso	50	pentaconta
7	hepta	17	heptadeca	27	heptacoso	60	hexaconta
8	octa	18	octadeca	28	octacoso	70	heptaconta
9	nona	19	nonadeca	29	nonacoso	80	octaconta
10	deca	20	icosa	30	triaconta	100	hecta

La I.U.P.A.C. permite el uso de números cuando se quiere indicar un valor mayor de 10.

Para grupos de átomos, sobre todo si el nombre del grupo incluye prefijos numerales, se usan prefijos numéricos multiplicativos.

Prefijos multiplicativos

2	bis	5	pentakis	8	octakis
3	tris	6	hexakis	9	nonakis
4	tetrakis	7	heptakis	10	decakis

Al usarse los prefijos no debe suprimirse ninguna de sus letras aunque se repitan. También se permite el prefijo hemi para indicar la relación 2/1 y sesqui para la relación 2/3.

Los hidruros mencionados tienen los siguientes nombres:

Fórmula	Nombre	Nombre simplificado
NaH	monohidruro de monosodio	hidruro de sodio
CaH ₂	dihidruro de monocalcio	hidruro de calcio
SnH ₂	dihidruro de monoestaño	dihidruro de estaño
SnH ₄	tetrahidruro de monoestaño	tetrahidruro de estaño

Para el dihidruro de estaño también se podría usar el nombre de hemihidruro de estaño.

Los hidruros metálicos mencionados (exceptuando el tetrahidruro de estaño) son compuestos iónicos debido a que el hidrógeno, por su mayor electronegatividad, despoja de sus electrones a los metales con los que se combina y se unen por atracción eléctrica. La unión entre no-metales se considera covalente ya que difícilmente pierden sus electrones, los comparten debido a su alta electronegatividad.

Aunque la electronegatividad nos informa del elemento que debemos considerar electropositivo (con menor electronegatividad) para ponerlo al principio de la fórmula y nombrarlo al último en la nomenclatura, en las uniones entre no-metales se acostumbra utilizar el siguiente orden:

B Si C Sb As P N H Te Se S At I Br Cl O F

Con los halógenos y algunos elementos del grupo VI el hidrógeno se combina formando hidruros no-metálicos que al disolverse en agua presentan propiedades ácidas por lo que reciben el nombre de hidrácidos. Los hidrácidos son los ácidos que se forman por la combinación del hidrógeno con otro elemento (no contienen oxígeno).

Principales hidrácidos

HF	Fluoruro de hidrógeno	ácido fluorhídrico
HCl	Cloruro de hidrógeno	ácido clorhídrico
HBr	Bromuro de hidrógeno	ácido bromhídrico
HI	Yoduro de hidrógeno	ácido yodhídrico
H ₂ S	Sulfuro de hidrógeno	ácido sulfhídrico
H ₂ Se	Seleniuro de hidrógeno	ácido selenhídrico
H ₂ Te	Teluro de hidrógeno	ácido telurhídrico

En los hidrácidos el hidrógeno es el componente electropositivo y por ello debe aparecer primero en la fórmula y al último en el nombre.

Los otros hidruros no-metálicos son compuestos covalentes que tienen nombres especiales. Aunque también pueden ser nominados como corresponde a las nomenclatura recomendada.

Nombres de hidruros no-metálicos

H ₂ O	Agua	
CH ₄	Metano	Tetrahidruro de carbono
NH ₃	Amoníaco	Trihidruro de nitrógeno
SiH ₄	Silano	Tetrahidruro de silicio
PH ₃	Fosfina o fosfano	Trihidruro de fósforo
AsH ₃	Arsina o arsano	Trihidruro de arsénico
SbH ₃	Estibina o estibano	Trihidruro de antimonio

En algunos compuestos los no-metales que se unen al hidrógeno mantienen átomos unidos entre sí y su fórmula debe indicar esta relación.

Algunos hidruros no-metálicos donde dos átomos diferentes al del hidrógeno se unen entre sí.

H_2O_2	<i>Agua oxigenada</i>	<i>Peróxido de hidrógeno</i>
C_2H_6	<i>Etano</i>	<i>Hexahidruro de dicarbono</i>
B_2H_6	<i>Diborano</i>	<i>Hexahidruro de diboro</i>
Si_2H_6	<i>Disilano</i>	<i>Hexahidruro de disilicio</i>
P_2H_4	<i>Difostano</i>	<i>Tetrahidruro de difósforo</i>
As_2H_4	<i>Diarsano</i>	<i>Tetrahidruro de diarsénico</i>

En la nomenclatura recomendada, el número de átomos del no-metal que están unidos entre sí deben indicarse con un prefijo griego numeral.

Después de estudiar los compuestos binarios del hidrógeno, es conveniente ver los del oxígeno porque éste se combina con la mayoría de los elementos y su valencia (2) complica ligeramente la obtención de las fórmulas de sus compuestos. El oxígeno se localiza en el segundo período y en el grupo VI; es un no-metal con valencia 2 y su molécula está formada por dos átomos, en el ozono la molécula es triatómica.

El oxígeno se combina con la mayor parte de los elementos formando óxidos (excepción a la terminación -uro), el flúor es más electronegativo y con él forma el fluoruro de oxígeno. Los óxidos son metálicos o no-metálicos, dependiendo del elemento que se combina con el oxígeno.

Elementos que se combinan con el oxígeno

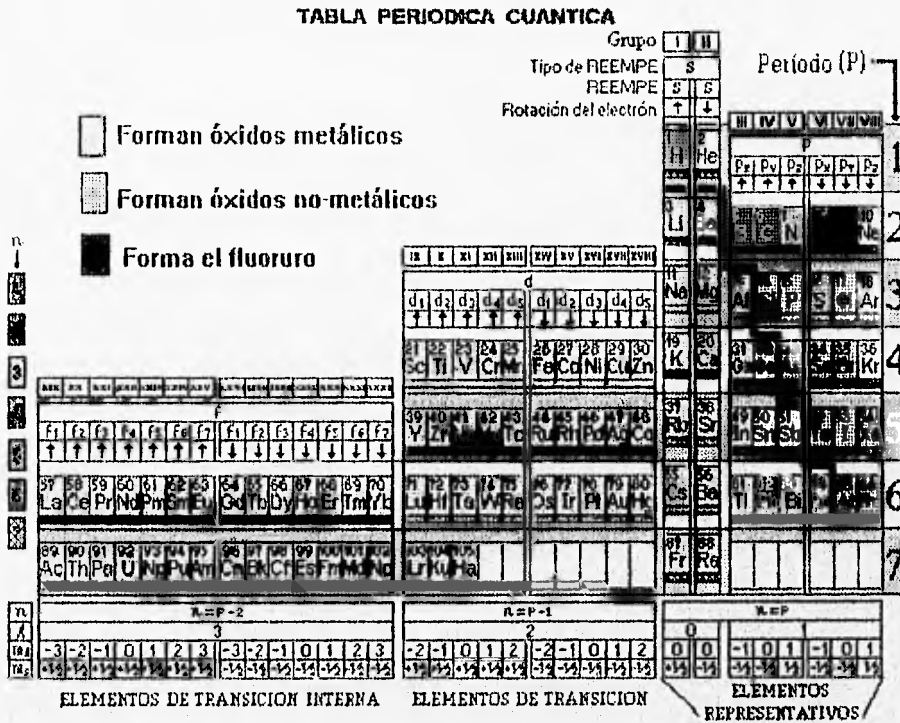


Figura 25

La fórmula y el nombre de los óxidos se obtiene de manera similar a como se formaron cuando se habló del hidrógeno.

Ejemplo:

Obtener las fórmulas y nombres de los compuestos resultantes de la combinación del oxígeno y el carbono.

I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
3	4	5	6	7	8	9	10
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
							2

El carbono y el oxígeno se encuentran en el segundo periodo; como el oxígeno se encuentra a la derecha es más electronegativo que el carbono, atrae con mayor intensidad los electrones para completar su capa externa.

El oxígeno se encuentra en el grupo VI, es un no-metal y tiene 6 electrones de valencia. Como tiende a completar su última órbita, su valencia es 2 (8-6).

El carbono se encuentra en el grupo IV; aunque es un elemento no-metálico, es menos electronegativo que el oxígeno. Tiene 4 electrones de valencia, sus valencias pueden ser 4 y 2.

Obtención de las fórmulas de la combinación del carbono y el oxígeno



Como los subíndices son divisibles entre dos y no indican que haya átomos del mismo elemento unidos entre sí, se efectúa esta operación y las fórmulas quedan CO_2 y CO . Los nombres son dióxido de carbono y monóxido de carbono (en este caso el prefijo mono no puede suprimirse porque puede provocar confusión).

En forma general podemos decir que: En la combinación de un metal con un no-metal, la fórmula se construye con el símbolo del metal subindicado con la valencia que usa el no-metal y el símbolo de éste con la valencia de aquel como subíndice. Cuando un subíndice es la unidad no es necesario anotarlo. En el

nombre se menciona primero el no-metal con la terminación ideo (excepto el oxígeno que usa ideo) y al final, el nombre del metal. Cuando pueden formar varios compuestos es necesario diferenciarlos con los prefijos numerales griegos que indican el número de átomos de cada elemento en el compuesto.

Lo anterior es válido para la combinación entre dos elementos no-metálicos dándosele el tratamiento de metal al elemento que se encuentre primero en la siguiente lista:

B, Si, C, Sb, As, P, N, H, Te, Se, S, At, I, Br, Cl, O, F.

Existen agrupaciones de átomos de diferentes elementos que se comportan como si fueran uno solo. En la formación de compuestos se llaman radicales y pueden usarse como elementos para formar las fórmulas y nombres; su valencia o su número de oxidación esta dada por su carga iónica. Cuando el subíndice es mayor de 1 se deben encerrar entre paréntesis para indicar que afecta a todos los átomos del grupo.

Ejemplo:

La fórmula del óxido de amonio es $(\text{NH}_4)_2\text{O}$.

iv).- En la química descriptiva:

La "Tabla Periódica Cuántica" puede servir de guía para el desarrollo del estudio de los elementos. Se puede iniciar con los elementos representativos, de

éstos se eligen primero los no-metales y se estudian por familias; después, las principales familias de los metales representativos. En ambos casos conviene señalar los elementos que presentan características semimetálicas. A continuación se tratan los elementos de transición, agrupando elementos semejantes. Por último se describen los elementos de transición interna.

Al inicio de cada agrupación de elementos se hace necesaria una introducción donde se mencionen los elementos que la constituyen, su posición en la tabla periódica y las principales características que se derivan de ésta.

A continuación, un cuadro comparativo con sus principales constantes físicas y por último un resumen de sus principales propiedades químicas comunes.

El tratamiento individual debe iniciarse con el nombre y símbolo del elemento en cuestión, una breve descripción de él, historia, estado natural, propiedades físicas, propiedades químicas, usos y el análisis de sus principales compuestos. Es necesario referir al caso particular de México algunos de los subtemas como el estado natural y utilidad.

Las referencias a la tabla periódica son necesarias porque de esa manera el alumno se va habituando a ella y cuando adquiere la confianza suficiente en su manejo se vuelve capaz de utilizarla para predecir comportamientos característicos de algunos elementos y sus compuestos, como ocurrió con los científicos que la utilizaron de guía en el descubrimiento de algunos elementos. Además, la tabla periódica nos permite recordar y entender algunas de las propiedades de los elementos y comprender la estructura de sus átomos.

CAPITULO VI

Conclusiones:

La utilidad de la tabla periódica no podemos ponerla en duda, desde su presentación, en su forma corta, ha sido de gran ayuda para científicos y profesores; ambos, en un afán de mejorarla, han creado muchísimas versiones, clasificadas en más de treinta tipos diferentes. La modificación que sustituyó a la original, después de medio siglo, separó los subgrupos dando lugar a la tabla media que aún utilizamos, a más de cien años de su presentación. Esta tabla se ha enriquecido pero conserva sus bases fundamentales.

La necesidad de introducir los conceptos de la química moderna, la teoría ondulatoria del átomo, ha hecho necesaria la construcción de tablas que, por incluir los parámetros cuánticos, pierden de vista el concepto de período y en ocasiones hasta llegan a confundirlo con el nivel de energía.

La "Tabla Periódica Cuántica", Cumple con su objetivo esencial que consiste en reunir las características cuánticas y periódicas en una sola tabla. Este objetivo fué mejorado con la reunión de los elementos representativos. Por ello espero que, con su aplicación, los educandos de nivel elemental puedan entender con mayor facilidad los conceptos de la teoría cuántica y su relación con las propiedades de los elementos.

Aunque la "Tabla Periódica Cuántica" nos presenta las mejoras de: contener los parámetros cuánticos, la ubicación correcta del helio y la reunión de los

elementos representativos. La tabla convencional seguirá siendo la más accesible por su tradición. Además, con pocas modificaciones puede ser, también, una tabla cuántica, como se muestra en la figura 26.

Cuantización de la tabla periódica convencional

$n=P$		$n=P-1$										$n=P$						P
s		d										p						
s	s	d_1	d_2	d_3	d_4	d_5	d_1	d_2	d_3	d_4	d_5	p_1	p_2	p_3	p_4	p_5		
↑	↓	↑	↑	↑	↑	↑	↓	↓	↓	↓	↓	↑	↑	↑	↓	↓		
¹ H	² He																1	
³ Li	⁴ He											⁵ B	⁶ C	⁷ N	⁸ O	⁹ F	¹⁰ Ne	2
¹¹ Na	¹² Mg											¹³ Al	¹⁴ Si	¹⁵ P	¹⁶ S	¹⁷ Cl	¹⁸ Ar	3
¹⁹ K	²⁰ Ca	²¹ Sc	²² Ti	²³ V	²⁴ Cr	²⁵ Mn	²⁶ Fe	²⁷ Co	²⁸ Ni	²⁹ Cu	³⁰ Zn	³¹ Ga	³² Ge	³³ As	³⁴ Se	³⁵ Br	³⁶ Kr	4
³⁷ Rb	³⁸ Sr	³⁹ Y	⁴⁰ Zr	⁴¹ Nb	⁴² Mo	⁴³ Tc	⁴⁴ Ru	⁴⁵ Rh	⁴⁶ Pd	⁴⁷ Ag	⁴⁸ Cd	⁴⁹ In	⁵⁰ Sn	⁵¹ Sb	⁵² Te	⁵³ I	⁵⁴ Xe	5
⁵⁵ Cs	⁵⁶ Ba	⁵⁷ Lu	⁵⁸ Hf	⁵⁹ Ta	⁶⁰ W	⁶¹ Re	⁶² Os	⁶³ Ir	⁶⁴ Pt	⁶⁵ Au	⁶⁶ Hg	⁶⁷ Tl	⁶⁸ Pb	⁶⁹ Bi	⁷⁰ Po	⁷¹ At	⁷² Rn	6
⁸⁷ Fr	⁸⁸ Ra	⁸⁹ Li	⁹⁰ Uaq	⁹¹ Ucp	⁹² Unb	⁹³ Ucs	⁹⁴ Uno	⁹⁵ Une	⁹⁶ Ubn									7

$n=P-2$														P
f														
f_1	f_2	f_3	f_4	f_5	f_6	f_7	f_1	f_2	f_3	f_4	f_5	f_6	f_7	
↑	↑	↑	↑	↑	↑	↑	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	
⁵⁷ La	⁵⁸ Ce	⁵⁹ Pr	⁶⁰ Nd	⁶¹ Pm	⁶² Sm	⁶³ Eu	⁶⁴ Gd	⁶⁵ Tb	⁶⁶ Dy	⁶⁷ Ho	⁶⁸ Er	⁶⁹ Tm	⁷⁰ Yb	6
⁸⁹ Ac	⁹⁰ Th	⁹¹ Pa	⁹² U	⁹³ Np	⁹⁴ Pu	⁹⁵ Am	⁹⁶ Cm	⁹⁷ Bk	⁹⁸ Cf	⁹⁹ Es	¹⁰⁰ Fm	¹⁰¹ Md	¹⁰² No	7

Figura 26

Sin embargo, las mejoras logradas pueden hacer que la "Tabla Periódica Cuántica" pueda sustituir a la convencional si tiene una divulgación que haga más continuo su uso.

El trabajo realizado en esta tesis, al igual que en otras tablas que se han diseñado, solo pretende hacer hincapié en la necesidad que existe de relacionar el concepto moderno de la química con el tradicional, a través de una herramienta de gran utilidad como lo es la tabla periódica.

BIBLIOGRAFIA

AGAFOSHIN. N. P.
LEY PERIODICA Y SISTEMA PERIODICO DE LOS ELEMENTOS DE D. I. MENDELEIEV.
EDITORIAL REVERTE, PRIMER EDICION.
BARCELONA, 1977.

ARONS A. B.
EVOLUCION DE LOS CONCEPTOS DE LA FISICA.
EDITORIAL TRILLAS, PRIMER EDICION.
MEXICO, 1970.

ASIMOV I.
BREVE HISTORIA DE LA QUIMICA.
ALIANZA EDITORIAL, TERCER EDICION.
MADRID, 1979.

BARGALLO M.
TRATADO DE QUIMICA INORGANICA.
EDITORIAL PORRUA S.A., SEGUNDA EDICION.
MEXICO, 1972.

BARRERA MENDEZ M. A.
MATERIAL DIDACTICO EMPLEADO EN LA PRACTICA DOCENTE DE LOS ELEMENTOS
QUIMICOS.
TRABAJO ESCRITO.
MEXICO, 1992.

BOUMA J.
AN APPLICATION-ORIENTED PERIODIC TABLE OF THE ELEMENTS.
JOURNAL OF CHEMICAL EDUCATION, VOLUMEN 66 NUMERO 9.
SEPTIEMBRE, 1989.

CHERNOGOROVA V.
ENIGMAS DEL MICROMUNDO.
EDITORIAL MIR, PRIMER EDICION.
MOSCU, 1977.

GARCIA J. A. - TEIJON J. M.
FORMULACION Y NOMENCLATURA DE QUIMICA INORGANICA (NORMAS DE LA
I.U.P.A.C).
EDITORIAL TEBAR FLORES S.L.
MADRID, 1993.

HUIZENGA J. R.
SIZE OF THE PERIODIC TABLE.
JOURNAL OF CHEMICAL EDUCATION, V. 70 No. 9.
SEPTIEMBRE, 1993.

KEEMAN-KLEINFELTER-WOOD.
QUIMICA GENERAL UNIVERSITARIA.
COMPAÑIA EDITORIAL CONTINENTAL S.A. de C.V., TERCER EDICION.
MEXICO, 1994.

KIRK-OTHMER.
ENCICLOPEDIA DE TECNOLOGIA QUIMICA
EDITORIAL UTEHA, PRIMER EDICION.
MEXICO, 1961.

LOCKEMANN G.
HISTORIA DE LA QUIMICA.
MANUALES UTEHA 12, 13 y 13a; EDITORIAL UTEHA, PRIMER EDICION.
MEXICO, 1960.

LOVETT B.
CREADORES DE LA NUEVA FISICA.
BREVIARIOS 134, FONDO DE CULTURA ECONOMICA, PRIMERA EDICION.
MEXICO, 1973.

MARMASSE C.
LA PACIENTE HISTORIA DEL ATOMO.
SEPSETENTAS 214, SECRETARIA DE EDUCACION PUBLICA, PRIMERA EDICION.
MEXICO, 1975.

MAZURS E. G.
UPS & DOWNS OF THE PERIODIC TABLE.
CHEMISTRY
JULIO, 1966.

PUDDEPHAT R.J.
TABLA PERIODICA DE LOS ELEMENTOS.
EDITORIAL EL MANUAL MODERNO S. A., PRIMER EDICION.
MEXICO, 1977.

ROMERO PALACIOS M. C.
CLASIFICACION PERIODICA DE LOS ELEMENTOS COMO EQUIPAMIENTO DEL
MUSEO DE LAS CIENCIAS "UNIVERSUM" DE LA UNAM.
TRABAJO MONOGRAFICO DE ACTUALIZACION.
MEXICO, 1993.

THE OPEN UNIVERSITY.
CURSO BASICO DE CIENCIAS S100; UNIDADES 5,6,7,8 y 9.
EDITORIAL MC. GRAW HILL.
MEXICO, 1971.

TRIFONOV D.N.- TRIFONOV V.D.
COMO FUERON DESCUBIERTOS LOS ELEMENTOS QUIMICOS.
EDITORIAL MIR, PRIMER EDICION.
MOSCU, 1984.

VAZQUEZ BARRERA B.
LA MICROCOMPUTACION EN LA ENSEÑANZA DE LA QUIMICA A NIVEL MEDIO
BASICO
TRABAJO ESCRITO VIA CURSOS DE EDUCACION CONTINUA.
MEXICO, 1995.

APENDICE

CLASIFICACION DE LOS ELEMENTOS QUIMICOS

	Tipos	Clases	Superfamilias	Familias		
E L E M E N T O S Q U I M I C O S	Representativos	No-metales	{ Del hidrógeno Del nitrógeno	Gases nobles Calcógenos	Del carbono Halógenos	
		Semimetales	{ Del boro	Del silicio	Del arsénico	
		Metales	{ Metales alcalinos Del aluminio Del polonio	Metales alcalinotérreos Del estaño Del bismuto		
	Transición	Metales	{ Del escandio Metales magnéticos Del cobre	Del titanio Del platino Del cinc	Metaloácidos	
	Transición interna	Metales	{ Lantanoides	{ Del cerio	Del terbio	Del iterbio
			{ Actinoides	{ Del uranio	Del neptunio	

Esta clasificación, basada en la "Tabla Periódica Cuántica" y algunas propiedades de los elementos, pretende diferenciar las familias de los grupos. En los elementos representativos las familias son verticales, contienen elementos del mismo grupo, con excepción de los gases nobles. Los elementos de transición forman familias horizontales (con elementos de diferentes grupos), verticales y combinadas. En los elementos de transición interna las familias son horizontales.

La familia del hidrógeno se integra con un sólo elemento, el hidrógeno que pertenece al grupo I

La familia de los gases nobles contiene seis elementos; el helio del grupo II y los elementos del grupo VIII (Neón, Argón, Kriptón, Radón y Xenón).

En la familia del carbono solo incluimos a este elemento del grupo IV

La familia del nitrógeno consideramos que está formada por el nitrógeno y el fósforo, ambos elementos del grupo V.

La familia del oxígeno (Calcógenos o Anfígenos) la integramos con cuatro elementos del grupo VI; oxígeno, azufre, selenio y telurio.

La familia de los halógenos agrupa los cinco elementos del grupo VII; flúor, cloro, bromo, yodo y astato.

La familia del boro sólo tiene al boro del grupo III.

La familia del silicio esta integrada por el silicio y el germanio, del grupo IV.

La familia del arsénico agrupa dos elementos del grupo V; el arsénico y el antimonio.

La familia de los metales alcalinos la formamos con seis elementos del grupo I; Litio, sodio, potasio, rubidio, cesio y francio.

En la familia de los metales alcalinotérreos incluimos seis elementos del grupo II; berilio, magnesio, calcio, estroncio, bario y radio.

La familia del aluminio tiene cuatro elementos del grupo III; aluminio, galio, indio y talio.

La familia del estaño contiene al estaño y plomo, ambos del grupo IV.

La familia del bismuto se forma con este elemento del grupo V.

La familia del polonio sólo contiene a este elemento del grupo VI.

En la familia del escandio incluimos los cuatro elementos del grupo IX; escandio, itrio, lutecio y laurencio.

La familia del titanio contiene los cuatro elementos del grupo X; titanio, circonio, hafnio y kurchatovio.

La familia de los metaloácidos contiene a los elementos de los grupos XI, XII y XIII; vanadio, cromo, manganeso, niobio, molibdeno, tecnecio, tantalio, tungsteno, renio y hahnio.

La familia de los metales magnéticos contiene los primeros elementos de los grupos XIV, XV y XVI; Hierro, cobalto y níquel.

La familia del platino contiene al resto de los elementos de los grupos XIV, XV y XVI; rutenio, renio, paladio, osmio, iridio y platino.

La familia del cobre incluye a los elementos del grupo XVII; cobre, plata y oro.

La familia del cinc se forma con los elementos del grupo XVIII; cinc, cadmio y mercurio.

La familia del cerio se forma con los primeros elementos de los grupos XIX, XX, XXI, XXII, XXIII y XXIV; lantano, cerio, praseodimio, neodimio, prometio y samario.

La familia del terbio contiene los primeros elementos de los grupos XXV, XXVI, XXVII y XXVIII; europio, gadolinio, terbio y disprosio.

En la familia del iterbio se incluyen los primeros elementos de los grupos XXIX, XXX, XXXI y XXXII; holmio, erbio, tulio e iterbio.

La familia del uranio se forma con los elementos de los grupos XIX, XX, XXI y XXII que se encuentran en el séptimo período; actinio, torio, protactinio y uranio.

La familia del neptunio se forma con el resto de los elementos de transición interna; neptunio, plutonio, americio, curio, berkelio, californio, einstenio, fermio, mendelevio y nobelio. Estos elementos pertenecen a los grupos XXIII, XXIV, XXV, XXVI, XXVII, XXVIII, XXIX, XXX, XXXI y XXXII.

CLASIFICACION DE LOS ELEMENTOS QUIMICOS

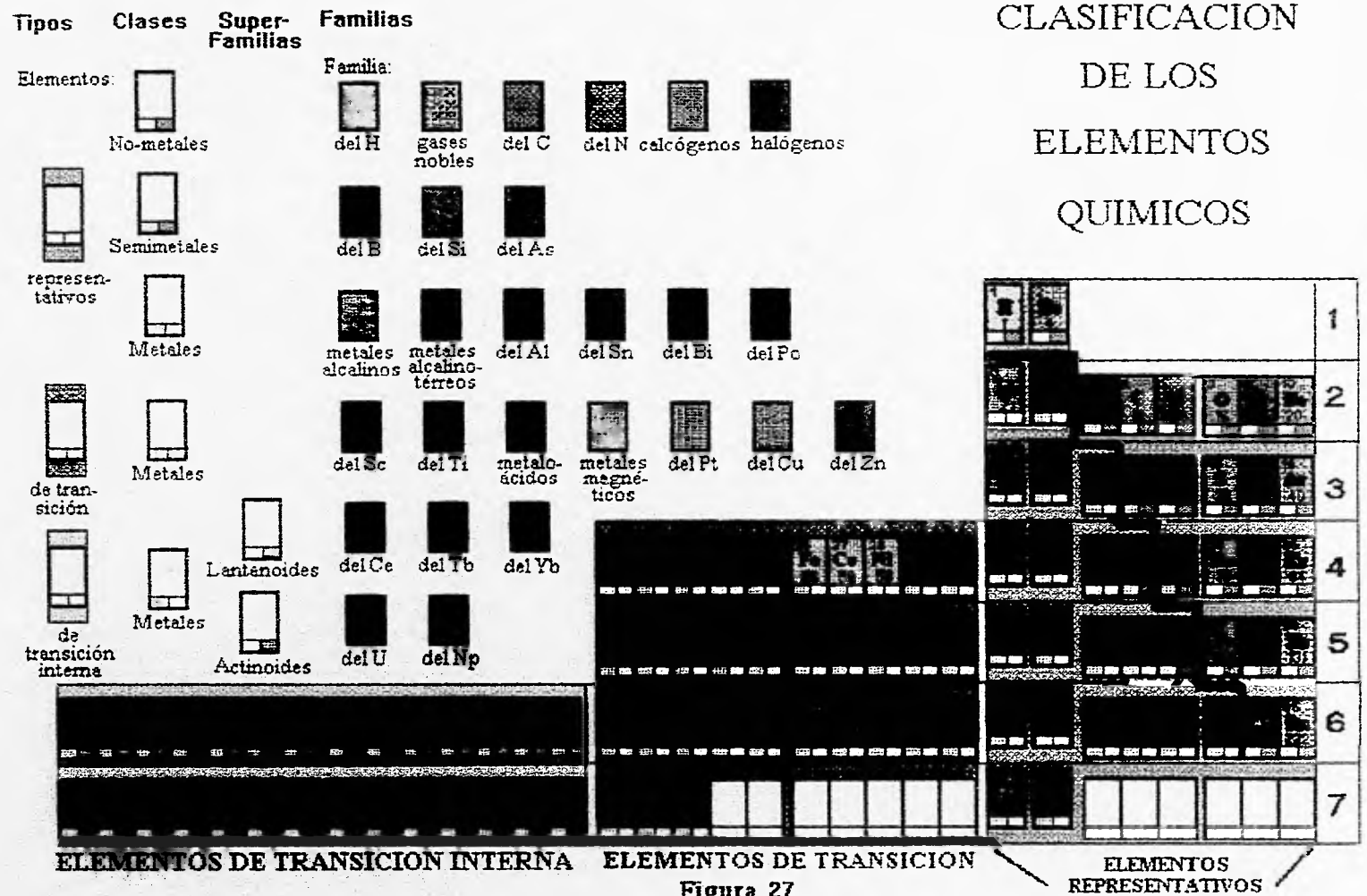


Figura 27