**X Congreso Internacional Didácticas de las Ciencias**

**La Habana, Cuba, Abril 2018**

**CONFERENCIA TEMÁTICA**

**Título: Propuesta pedagógica para la Tabla Periódica de los Elementos Químicos.**

**Conferencista:** Edgardo Remo Benvenuto Pérez. Ingeniero Químico y Ex docente de la Universidad Tecnológica Nacional. Argentina.

**Índice**

**1 . Introducción. Historia de la tabla periódica.**

**2 . Tabla periódica de los elementos químicos.**

**2 . 1 Períodos y grupos.**

**3 . Tablas periódicas con modelos de constitución electrónica.**

**3 . 1 Tabla periódica con modelo electrónico en capas.**

**3 . 2 Tabla periódica con modelo electrónico en Orbitales Atómicos Puros (OAP).**

**3 . 2 Tabla periódica con modelo electrónico en Orbitales Atómicos Puros (OAP).**

**3 . 3 Clasificación de los elementos químicos.**

**4 . Tablas PERB de los elementos químicos: tabla CEE o tabla OAP.**

**5 . Principio de singularidad.**

**6 . Propiedades periódicas. Gráficas PERB.**

**6 . 1 Carga nuclear efectiva (Zef).**

**6 . 2 Estado de oxidación (EdeO).**

**6 . 3 Electronegatividad (Linus Pauling).**

**6 . 4 Radio atómico (RAtom).**

**6 . 5 Energía de ionización (EIon).**

**6 . 6 Afinidad electrónica (AfE).**

**7 . Analogías electrónicas de los elementos químicos (Nekrasov).**

**1 . Introducción. Historia de la tabla periódica.**

Durante el siglo XIX se observaron analogías en algunas propiedades de los elementos químicos.

Una clasificación basada en *propiedades químicas* fue propuesta en 1817 por J.W. Döbereiner que agrupó en tríadas elementos químicos con propiedades semejantes: *Cl – Br - I; S – Se - Te; Li – Na - K*.

En 1864 J.A.R. Newlands ordenó los elementos químicos por masas atómicas crecientes y observó que el octavo elementos químico era semejante químicamente al primero, esta característica se llamó “ley de las octavas”, suponiendo una relación con las octavas musicales.

En 1870 Julius L. Meyer (1830 - 1895) publica una clasificación de los elementos químicos en base a los volúmenes atómicos que es una propiedad física periódica, se repite después de un número variable de elementos químicos (radio atómico:6.4).

*El concepto de periodicidad en Química* significa que una propiedad *se repite aproximadamente después de un número variable de elementos químicos.*

Algunas propiedades de los elementos químicos varían en forma continua, por ejemplo, número atómico Z (ley de Moseley), masa atómica química MAQ.

En Física el término período *se refiere a un intervalo de tiempo ∆t*, por ejemplo en un movimiento ondulatorio material, el período es el ∆t en el cual algún valor de la onda se repite.

*En las propiedades periódicas químicas o físicas de los elementos químicos,* el concepto se refiere a que después de un número o cantidad de elementos químicos variable, cualitativamente (aprox.) la propiedad se repite (gráficas PERB: 6).

En 1869 Dmitri Mendeleiev(1834- 1907) publica una *clasificación de los elementos químicos* obtenida al aplicar un modelo según los siguientes postulados o hipótesis:

I) los elementos químicos elementos químicos se ordenan según masas atómicas crecientes.

II) los distintos elementos químicos (de masas atómicas distintas) con propiedades químicas análogas se ordenan en grupos.

Los elementos químicos conocidos en 1869 eran aproximadamente 60.

*La propiedad química usada por Mendeleiev fue* esencialmente la valencia V: capacidad de combinación química obtenida con la ley de las proporciones recíprocas (ley de Richter).

En 1792, Jeremías Richter (1762 - 1807) define la masa equivalente química o de combinación MEqQ g: masa en gramos de distintos elementos químicos que se pueden combinar entre sí en sustancias binarias.

La valencia V fue propuesta por E. Frankland en 1860: V = masas atómicas g/MEqQ g,

*Algunos elementos químicos tienen más de una masa equivalente química, luego más de una valencia V, pero en varios casos distintos elementos químicos tienen igual valencia V.*

El valor de la valencia V es un número entero, *la valencia del hidrógeno H es 1, su masa equivalente química en gramos es igual a la masa atómica en gramos.*

La figura 1 muestra un borrador de Mendeleiev y la primera clasificación periódica de los elementos químicos publicada en 1869.

Se menciona que la forma vertical de la Tabla Periódica usada actualmente (los grupos de elementos químicos verticales) fue propuesta por Alfred Werner (1866-1919) (también por Mendeleiev).

Aplicando su modelo, Mendeleiev *predijo elementos químicos no conocidos en ese momento*, cada uno con algunas de sus propiedades aproximadas inferidas según su modelo.

Por ejemplo, ordenando los elementos químicos por masas atómicas crecientes A, B, C, D y E, los elementos químicos A y D, C y E son análogos, pero B no tenía entre D y E un elementos químicos conocido, luego Mendeleiev predijo que debía existir un elemento químico entre D y E con propiedades deducidas del elemento químico B [volumen atómico, densidad del cuerpo (s), masas atómicas, etc.], lo cual facilitó su descubrimiento.

**A B C A, B, C, D, E: elementos químicos conocidos**

**D XB E D semejante químicamente a A y E a C**

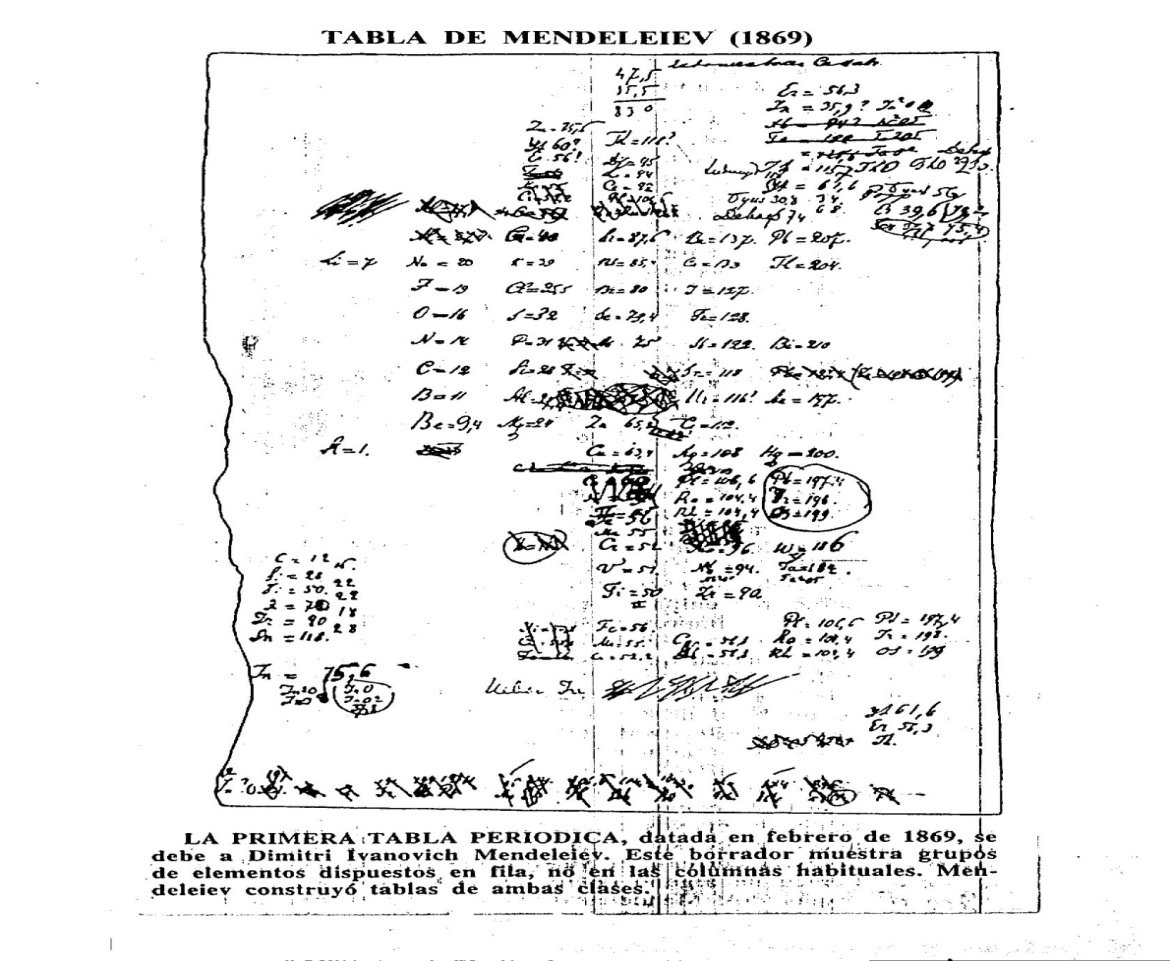
**XB: elemento químico desconocido con propiedades semejantes a B**

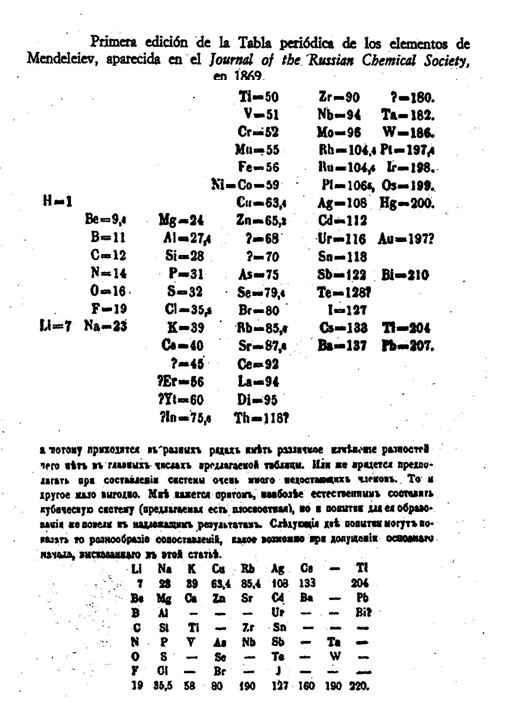
En la Tabla de Mendeleiev (figura1) después del Ca (masa atómica 40) se propone un elemento químico con masa atómica ≈ 45. A la derecha del Al y Si se proponen dos elementos químicos con masas atómicas ≈ 68 y 70, se llamaron ekaAl y ekaSi.

Los tres elementos químicos fueron descubiertos rápidamente porque sus propiedades aproximadas eran conocidas, por ejemplo XB: escandio Sc (masas atómicas ≈ 45) en 1879, galio Ga (masas atómicas ≈ 68: ekaAl) en 1875, germanio Ge (masas atómicas ≈ 73: ekaSi) en 1886.

**Figura 1**

I.Asimov, Breve historia de la Química, Ed. Alianza, Madrid, 1998.





En la Tabla de Mendeleiev se observan algunas incoherencias con el postulado de masas atómicas crecientes, por ejemplo: masas atómicas del torio Th = 118; masas atómicas del teluro> yodo Te>I.

Se señala que en 1869 las masas atómicas eran valores con desconfianza, no se conocían los isótopos ni la radiactividad.

El descubrimiento de los gases “inertes” o nobles provocó que el modelo de Mendeleiev fuera cuestionado porque estos elementos químicos no se podían ubicar en su clasificación, el primero fue el Heen 1868 al analizar el espectro electromagnético del Sol, Ar por densidad de los gases, etc., luego se comprendió que era un nuevo grupo de elementos químicos que se agrega en la Tabla Periódica de Mendeleiev*.*

Un trabajo fundamental posterior fue realizado en 1912 por H.Moseley, descubre que la base para el ordenamiento de los elementos químicos no son las masas atómicas sino un número entero obtenido experimentalmente con la ley de Moseley (rayos X característicos) que determina el orden del elemento químico en la tabla periódica, esta cantidad o número entero es la carga positiva del núcleo atómico, se llama número atómico Z.

Desde el átomo aislado (AtA) más simple, el H con 1 protónp+ (Z = 1) y 1 electrón e-, se agregan de a uno los p+ al núcleo (y uno o más neutrones n\*).

El átomo aislado (AtA) es eléctricamente neutro: *número o cantidad de electrones = número o cantidad de protones p+:* carga eléctrica total qT = 0.

Desde el 83Bi todos los núcleos son radiactivos, desde el 93Np son artificiales (también el 43Tc y 61Pm).

Analizando, por ejemplo, espectros atómicos, propiedades químicas, “elementos químicos inertes”, se proponen los modelos de constitución electrónica en capas y en orbitales atómicos.

**2 . Tabla periódica de los elementos químicos.**

La Tabla Periódica de los Elementos Químicos es fundamental e imprescindible para el conocimiento y comprensión de la Química, contiene todos los elementos químicos conocidos en la Tierra (y en el Universo) y los elementos químicos artificiales.

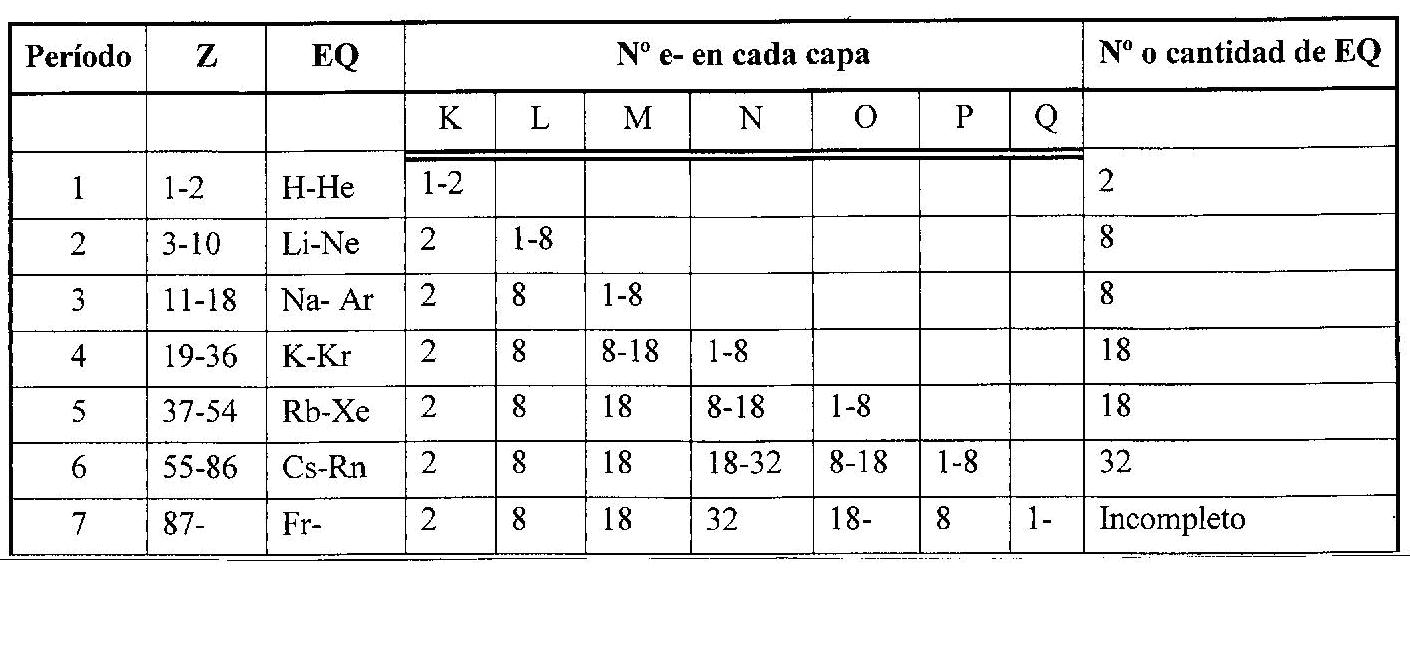
Todos los elementos químicos descubiertos en la Naturaleza (hasta el 92U) y los obtenidos artificialmente (43Tc, 61Pm y desde el 93Np), tienen ubicación y corresponden a algún grupo de la tabla periódica.

Todas las tablas periódicas se basan en el modelo de Mendeleiev (figura1),pero los grupos de elementos químicos semejantes químicamente se presentan en columnas verticales.

**2 . 1 Períodos y grupos.**

En las tablas periódicas actuales hay siete períodos horizontales, tres cortos (el primero n = 1 con 2 elementos químicos elementos químicos H y He, el segundo n = 2 con 8 elementos químicos y el tercero n = 3 con 8 elementos químicos), tres largos (n = 4 con 18 elementos químicos, n = 5 con 18 elementos químicos y n = 6 con 32 elementos químicos). El n = 7 es largo, pero este período está incompleto, el 92U es el último elemento químico que se encuentra en Condiciones Ambientales de la Tierra (CAT). Los elementos químicos 43Tc y el61Pm anteriores al 92U son artificiales.

Desde el 93Np, todos los elementos químicos son artificiales, no se encuentran en CAT y son radiactivos.

****La figura 2 muestra para cada período, el número atómico Z, el elementos químicos inicial y final, los electrones en cada capa según el modelo de constitución electrónica en capas K1, L2, M3 ,etc. (3.1) y la cantidad de elementos químicos en cada período.

**Figura 2.**

*Según el modelo de capas,* el número máximo de electrones por capa es 2n2, luego la capa K1 puede tener hasta 2 electrones, la capa L2 8 electrones, la capa M3 18 electrones, etc.

*Únicamente en los períodos 1 y 2 el llenado de las capas coincide con el número máximo de electrones por capa*, en los otros períodos no coincide, en el período 3 y los siguientes termina el período y la capa exterior no está llena.

El período K1 termina con el átomo aislado (AtA) He con 2 e- (K2; 1s2), todos los otros períodos terminan con un elementos químicos cuyo AtA tiene 8 electrones en la capa exterior: L (completa)y las capas M, N, O, P, Qno completas, o los orbitales atómicos puros OAPs y p llenos: s2 p6.

Estos elementos químicos forman el grupo 18 de los átomos nobles, se llamaron incorrectamente “inertes” porque no se podían combinar químicamente, pero desde 1962 se han obtenido sustancias compuestas de Kr y Xe, los únicos átomos inertes hasta ahora son el He, Ne, Ar.

Las Capas de Electrones Exteriores CEE (3.1) o la Envolvente Electrónica en Orbitales EEO (3.2) de los átomos nobles se llaman “regla del grupo 18, del octeto, de los átomos aislados nobles”, se aplica en los modelos de uniones entre átomos UA.

Todos los átomos nobles del grupo 18 se licúan o solidifican (fenómenos físicos) por uniones entre moléculas UM formando cuerpos (s) o (l) macroscópicos con moléculas monoatómicas.

**Según los períodos,** los elementos químicos se clasifican en elementos químicos del 1er. período (H, He), del 2do período del Li al Ne, etc.

También en elementos químicos de períodos cortos (1, 2 y 3) o largos (4, 5, 6 y 7).

**Según propiedades químicas,** se clasifican en **grupos** con propiedades químicas semejantes que forman columnas.

Hay 18 columnas o grupos, se usan dos nomenclaturas:

\* IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry) identificados desde 1 a 18.

\* clásica, que identifica los grupos como A y B.

**Según los grupos**, los elementos químicos se clasifican en los siguientes tipos:

\* representativos: grupos IA a VIIIA que corresponden a IUPAC 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17 y 18.

\* de transición: desde IIIB a VIIB que corresponden a IUPAC 3, 4, 5, 6 y 7.

El grupo VIII B (IUPAC 8, 9 y 10) tiene tres columnas que se llaman tríadas: Fe – Co – Ni; Ru – Rh-Pd; Os – Ir-Pt. Una justificación es porque los elementos químicos siguientes al Ni (Cu), al Pd (Ag) , al Pt (Au) son semejantes a los del grupo IA Li, Na, K, Cs, Rb, por lo tanto el Cu, Ag y Au se clasifican IB.

Lo mismo para el Zn, Cd, Hg que se clasifican IIB, semejantes al IIA Be, Mg, Ca, Sr, Ba.

\* de transición interna: no están en columnas sino atrás de los elementos químicos Lantano y Actinio: lantánidos (57La) y actínidos (89Ac).

Para obtener el período, grupo y tipo de un elemento químico es necesario tener la Constitución Electrónica en Capas (CCE) o la Envolvente Electrónica en Orbitales (EEO). También es imprescindible conocer los números atómicos de los elementos químicos nobles o grupo 18: 2He ,10Ne, 18Ar, 36Kr, 54Xe, 86Ra, y de los EQ57La y 89Ac.

\* el período corresponde al número de capa (K 1, L 2, etc.) o número cuántico n mayor.

\* los grupos según IUPAC, para los períodos cortos 2 y 3, los dos primeros electrones después del último elementos químicos noble son elementos químicos de los grupos 1 y 2, los siguientes cinco electrones son 13, 14, 15, 16 y 17. Se señala que el periodo 1 tiene solo 2 elementos químicos: 1H (1 o 17) y 2He(18).

Para los periodos largos 4, 5, 6 y 7 el número de grupo es la cantidad de electrones después del último elemento químico noble (grupo 18). Al llegar a Z = 57 (57La: grupo 3), es el grupo de lantánidos hasta el Z = 71 (Lu), lo mismo al llegar a Z = 89 (89Ac: grupo 3) es el grupo de actínidos hasta el Z = 103 (Lr). Los elementos químicos desde el La hasta el Lu y desde el Ac hasta el Lr corresponden al grupo 3 según IUPAC.

***\*según nomenclatura clásica***, después del último elemento químico noble, los dos primeros electrones corresponden a los grupos IA y IIA, en los períodos cortos 2 y 3, los cinco electrones siguientes a IIIA hasta VIIA.

En los períodos largos 4, 5, 6, y 7, después de IA y IIA, los cinco electrones siguientes a los grupos IIIB hasta VIIB, los tres electrones siguientes a las tríadas VIIIB, los dos electrones siguientes a IB y IIB. Luego de IIB, los cinco electrones siguientes corresponden a los grupos IIIA hasta VIIA. Al llegar a Z = 57 (La: grupo IIIB), es el grupo de lantánidos hasta el Z = 71 (Lu), lo mismo al llegar a Z = 89 (Ac: grupo IIIB) es el grupo de actínidos hasta el Z = 103 (Lr). Los elementos químicos 57Lay el 89Ac corresponden al grupo IIIB según nomenclatura clásica.

Se señala que la nomenclatura clásica es útil porque sugiere que los elementos químicos de los grupos A y B de igual número son semejantes químicamente, también determina tipos de elementos químicos: A representativos, B de transición.

\*los tipos o clases de elementos químicos se han indicado anteriormente y se amplían en 3.3.

Un inconveniente de la tabla periódica es justificar la relación de los elementos químicos de los grupos IA a VIIA (representativos) y los subgrupos correspondientes IB a VIIIB (de transición).La nomenclatura clásica sugiere una semejanza química entre los grupos A y B de igual número, (IA y IB, IIA y IIB, etc.) pero las características y justificaciones de las semejanzas no son simples. Los elementos químicos detrás del La (lantánidos) y del Ac (actínidos) son de transición interna.

El modelo de Mendeleiev es esencialmente válido actualmente, pero el concepto de semejanzas químicas entre los elementos químicos de un grupo no es riguroso sino aproximado, los elementos químicos de un mismo grupo no son idénticos, tienen semejanzas químicas entre sí pero también diferencias.

Un concepto importante es que entre los elementos químicos de grupos distintos hay diferencias químicas, son apreciables especialmente entre los elementos químicos de los distintos grupos A (representativos), las diferencias entre los elementos químicos de los distintos grupos B es menor y entre los de transición interna es aún menor.

En el epígrafe 7 se desarrolla un modelo de analogías electrónicas que justifica semejanzas químicas.

Otro concepto importante se desarrolla en el epígrafe 5: principio de singularidad, los primeros elementos químicos de los grupos A (representativos) del tercer período Na - Cl representan mejor los comportamientos químicos de los elementos químicos de cada grupo A que los elementos químicos del segundo período Li – F.

**3 . Tablas periódicas con modelos de constitución electrónica.**

**3 . 1 Tabla periódica con modelo electrónico en capas.**

En esta tabla periódica se indica la constitución electrónica en capas de los átomos aislados (AtA) (cantidad de electrones e- = número de protones p+) en estado fundamental (Energía mínima).

En los elementos químicos representativos (IA a VIIIA) la diferencia entre cada grupo es 1 electrón en la capa exterior; en los elementos químicos de transición (I B a VIII B) la diferencia es, en general, 1 electrón en la segunda capa exterior; en los de transición interna (lantánidos y actínidos) la diferencia es, en general, un electrón en la tercera capa exterior.

Al agregar 1 protón p+ y 1 electrón a elementos químicos sucesivos, se puede suponer que cada electrón se agrega en alguna capa sin otro cambio, pero este concepto no es correcto porque hay varias excepciones que se llaman irregularidades, al agregar 1 p+ y 1 e- al elementos químicos Z para formar el Z + 1, 1 electrón del elementos químicos Z cambia, por lo tanto 2 electrones están en distintas capas entre elementos químicos Z y Z +1. Ejemplos: V–Cr; Ni–Cu.

*Las irregularidades son:*

\* **irregularidades horizontales (→):** significa que hay *dos electrones que están en distintas capas* entre dos elementos químicos sucesivos Z y Z+1,el electrón agregado y uno anterior.

\* **irregularidades verticales (***↓***):** los elementos químicos del mismo grupo no tienen las Capas de Electrones Exteriores (CEE) iguales.

Las irregularidades están indicadas en la Tabla PERB (CEE) de los elementos químicos, en el epígrafe 4.

**3 . 2 Tabla periódica con modelo electrónico en Orbitales Atómicos Puros (OAP).**

En esta tabla periódica se indica la constitución o configuración electrónica en Orbitales Atómicos Puros (OAP) de los átomos aislados (AtA) en estado fundamental (energía mínima).

Se destaca que con la configuración electrónica en orbitales obtenida con el Aufbau, se puede obtener la constitución electrónica en capas: todos los electrones con número cuántico n = 1 son K, con n = 2 son L, con n = 3 son M, etc.

En los elementos químicos representativos (IA a VIII A) la diferencia entre cada grupo es 1 electrón e- en los Orbitales Atómicos Puros (OAP) s (I A y II A) o p (III A a VIII A); en los elementos químicos de transición ( IB a VIIIB) la diferencia es, en general, 1 electrón en los OAP d; en los elementos químicos de transición interna (lantánidos y actínidos) la diferencia es, en general, 1 electrón en los OAP f.

En la Tabla Periódica en Orbitales Atómicos Puros (OAP), según el OAP donde se agrega el último electrón, los grupos 1 (I A) y 2 (II A) se llaman elementos químicos s, los grupos 13 (III A) a 18 (VIII A) se llaman elementos químicos p (o de postransición).

Al agregar 1 protón p+ y 1 electrón e- se puede suponer que el electrón se agrega en un orbital atómico puro s,p, d o f según el Aufbau (en estado fundamental: Energía Mínima), pero este concepto no es correcto porque hay varias excepciones: irregularidades (concepto análogo a irregularidades en capas), al agregar 1 p+ y 1 e- al elementos químicos Z para formar el Z + 1, 1 electrón del elementos químicos Z cambia y otro e- se agrega, por lo tanto hay dos electrones que están en distintos OAP entre los elementos químicos Z y Z +1.Ejemplos: La–Ce; V–Cr; Ni–Cu, Ir - Pt.

La configuración aceptada en orbitales atómicos puros de un elemento químico no coincide con la obtenida con el Aufbau.

Se señala que con el Aufbau se obtiene la configuración electrónica en los niveles y subniveles de energía y no la configuración electrónica detallada, o sea los electrones en cada orbital atómico.

Una causa de lo anterior es que las energías mínimas de los orbitales atómicos puros dependen de Z [figura E – Z en Tabla PERB(OAP)], por ejemplo al agregar 1 p+ al 23V para formar el 24Cr, las energías de los orbitales atómicos puros 4s y 3d se invierten, 1 electrón del V del pasa del 4s al 3d del Cr y el electrón 24 se ubica en el orbital atómico puro 3d: V [Ar] 4s2 3d3; Cr [Ar] 4s1 3d5.

Hay varias irregularidades horizontales y verticales que están indicadas en la Tabla PERB (OAP) de los elementos químicos.

**3 . 3 Clasificación de los elementos químicos.**

Según la ubicación en la Tabla Periódica y los modelos de constitución electrónica, se indica una clasificación de los elementos químicos elementos químicos en distintos tipos o clases:

\* elementos químicos nobles: tienen 8 electrones en la capa exterior o los orbitales atómicos puros s y p completos (s2 p6)(salvo el He K2 o 1s2): grupo VIII A ó 18.

\* elementos químicos representativos: pertenecen a los grupos A, la diferencia entre ellos es 1 electrón en la capa exterior (IA a VIIIA). Los electrones se agregan en los orbitales atómicos puros s o p (postransición).

\*elementos químicos de transición: pertenecen a los grupos B, la diferencia entre ellos es, en general, 1 electrón en la segunda capa (IB a VIIIB). Los electrones se agregan en los orbitales atómicos puros d, pero hay irregularidades.

\*elementos químicos de transición interna: pertenecen a Lantánidos y Actínidos, la diferencia es 1 electrón en la tercera capa. Los e- se agregan en los orbitales atómicos puros f, pero hay irregularidades.

Se reitera y destaca que los elementos químicos no se deben clasificar en metales M, no metales NoM o metaloides Mdes, esta clasificación es incorrecta porque se basa en propiedades físicas de los cuerpos (sistemas macroscópicos) y no en propiedades químicas y físicas de los átomos.

**4 . Tablas PERB de los elementos químicos: tabla CEE o tabla OAP.**

La tabla periódica de los elementos químicos es fundamental para conocer y comprender la Química.

Son conocidas y usadas varias tablas periódicas, todas confeccionadas según el modelo de Mendeleiev, pero realizadas con distintos criterios, por lo tanto incluyen diversa cantidad y calidad de datos e información.

En general, no se consideran adecuadas para la enseñanza media y universitaria porque contienen varios datos que, en general, no se usan y que eventualmente pueden provocar confusiones.

**Se han confeccionado adoptando un criterio pedagógico, dos tablas periódicas llamadas Tablas PERB de los elementos químicos**, se las llama PERB para destacar que las propiedades químicas de los elementos químicos no son rigurosamente periódicas pero justifican clasificar los elementos químicos en grupos con propiedades químicas y físicas semejantes.

Las dos tablas PERB son: según el modelo en Capas de Electrones Exteriores (CEE) y según el modelo de Orbitales Atómicos Puros (OAP).

En las Tablas PERB se incluyen datos que son imprescindibles, por ejemplo número atómico Z, Masa Atómica Química (MAQ). Además:

**\*en cada elemento químico se indica la masa atómica química (MAQ) y el número de masa A de un isótopo,este criterio tiene por objetivo evitar la confusión entre masa atómica química (MAQ: medir) y número de masa (A: contar).**

\* se indican las irregularidades horizontales y verticales y el principio de singularidad (5).

\* se menciona que el H se ubica en los grupos 1 y 17, una justificación es que el H tiene 1 electrón exterior (como los elementos químicos del grupo 1 o I A) y también le falta 1 electrón para los elementos químicos del grupo 18 (grupo 17 o VII A).

Se considera que no se debe incluir información que no corresponde, por ejemplo propiedades físicas de los cuerpos simples, o que son incorrectas, por ejemplo propiedades químicas ácido-base porque no son propiedades de los elementos químicos sino comportamientos de sustancias en reacciones químicas clásicas según distintos modelos.

Ambas tienen un glosario, en cada uno se desarrollan definiciones y conceptos fundamentales.

Las Tablas PERB son:

\*Tabla PERB (CEE) de los elementos químicos: para la enseñanza inicial de la Química, con el modelo de electrones en capas.

\* Tabla PERB (OAP) de los elementos químicos: para la enseñanza universitaria, con el modelo de electrones en orbitales atómicos puros.

**5 . Principio de singularidad.**

Los elementos químicos tienen semejanzas en algunas propiedades químicas que permiten clasificarlos en 18 grupos (2.1), elementos químicos de cada grupo tienen analogías entre sí, los elementos químicos de cada grupo son químicamente semejantes, pero hay también comportamientos químicos distintos entre los elementos químicos de un mismo grupo.

Los comportamientos químicos de los elementos químicos y sus sustancias son muy complejos, es importante conocer que las semejanzas y analogías químicas en cada grupo tienen excepciones, en general, los comportamientos químicos son muy variados y complicados, por ejemplo, propiedades químicas ácido –base, anfóteros, sustancias inorgánicas compuestas complejas.

Es importante el concepto del principio de singularidad: se acepta o supone que los elementos químicos de cada grupo A (representativos) son químicamente semejantes, sin embargo los elementos químicos del segundo período (IA Li → VII A F) tienen algunos comportamientos distintos que los otros elementos químicos de cada grupo A, los elementos químicos del tercer período (IA Na → VII A Cl) representan mejor las propiedades químicas de cada grupo A.

En las Tablas PERB de los elementos químicos, epígrafe 4, se indica el principio de singularidad.

Se describen algunas propiedades y causas del principio de singularidad:

\* el pequeño tamaño de los átomos y especialmente de los iones de los elementos químicos del 2do período: los radios iónicos de los átomos unidos (AtU) del 2do período son muy pequeños respecto a los del 3ro. Esta característica justifica que las sustancias que deberían ser iónicas por diferencia de electronegatividad [unión entre átomos (UA) iónica o electrovalente] por ejemplo LiCl, sus uniones entre átomos son prácticamente covalentes, no existen los iones Li+, Be2+, B3+, C4+, estos iones positivos (cationes) de muy alta densidad de carga (relación carga eléctrica/radio) polarizan los iones negativos (aniones), la carga positiva atrae la “nube” negativa y las “nubes electrónicas” se superponen (unión entre átomos UA covalente).

\*los átomos unidos del 2do. período (hasta el N) son los únicos que, según el modelo de estado de oxidación (EdeO) (6.2) tienen, con el mayor estado de oxidación, la configuración electrónica del He (K 2 o 1s2).

\* según modelos de uniones entre átomos, cada unión entre átomos simple está formada por un par de electrones, cada átomo unido tiene pares de electrones enlazantes compartidos (peC) y pares de electrones solitarios (ps): modelo de Lewis).

En los átomos unidos (AtU) del 2do período no intervienen en las uniones entre átomos los orbitales atómicos puros (OAP) d, pueden tener como máximo 4 pares de electrones (peC + ps), también menos de 4 pares de e-.

Los átomos unidos del 3er. periodo pueden tener más de 4 pares de electrones (peC + ps) porque los OAPd pueden intervenir en las uniones entre átomos.

\* los átomos unidos del 2do período pueden formar uniones entre átomos dobles y triples porque su pequeño tamaño permite la superposición de los OAPp después de la primera unión entre átomos. Cuando los átomos unidos son de mayor tamaño (períodos siguientes al 2do),los OAPp en general no se superponen, es difícil formar uniones entre átomos dobles y triples.

Se indican algunos ejemplos del principio de singularidad, comparando sustancias y cuerpos de elementos químicos del 2do. y 3er.período:

Grupo IV A: **C y Si: CO2 (g) y SiO2 (s); CF4 y SiF62-**

Grupo V A: **N y P: N2 (g) y P4 (s); NF3  y PF5**

Grupo VI A: **O y S:O2 (g) y S8 (s); O3 (g), S3 no y SO2si; OF2 y SF6**

Grupo VII A: **F y Cl: HF y ClF3; OF2 y Cl2O, Cl2O3, Cl2O5 , Cl2O7**

**6 . Propiedades periódicas. Gráficas PERB.**

El concepto de periodicidad significa que una propiedad se repite, no varía en forma continua.

En las ondas materiales y radiaciones electromagnéticas, el período es el intervalo de tiempo (∆t) en el cual se repite algún valor, por ejemplo, longitud de onda **λ;** en un péndulo el período es el tiempo de una oscilación.

Las **propiedades periódicas** se refieren a que después de un número o cantidad variable de elementos químicos, la propiedad se repite aproximadamente **(tendencia periódica)**.

**En las gráficas PERB** la periodicidad se muestra en las siguientes propiedades:

\* carga nuclear efectiva **(Zef)**.

**\*** estado de oxidación **(EdeO)**

\* electronegatividad (**Elng)**

\* radio atómico **(RAtom)**

\* energía de ionización **(EIon)**

\* afinidad electrónica **(AfE)**.

Estas propiedades periódicas son propiedades de los átomos aislados (AtA) o de cuerpos simples, dependen de las Capas de Electrones Exteriores (CEE) o de la Envolvente Electrónica en Orbitales (EEO), salvo el Estado de Oxidación (EdeO) que es una propiedad de átomos unidos (AtU) relacionada con comportamientos químicos, pero tienen una relación fundamental con las propiedades químicas clásicas porque en estas propiedades intervienen las capas de electrones exteriores (CEE) o la envolvente electrónica exterior (EEO).

En el comportamiento o propiedades químicas clásicas intervienen esencialmente las capas exteriores o envolvente electrónica: “la química clásica es la física de los electrones exteriores”.

Los electrones de un átomo aislado que están después del último átomo noble (grupo 18) y que eventualmente podrían intervenir en los fenómenos químicos clásicos, se llaman “electrones de valencia”.

Las gráficas PERB (figuras 2.3 a 2.8) muestran las tendencias periódicas, tienen en la abscisa los números atómicos Z desde 1 a 86 (sin los elementos químicos de transición interna 58 – 71), en una ordenada la propiedad periódica Zef según Slater (OAP) (6.1), salvo en fig. 2.4: Z – EdeO, en la otra ordenada Zef (capas), Elng, RAtom, EIon, AfEy el valor de cada una de éstas propiedades para cada Z.

El objetivo es relacionar cada propiedad periódica con la Zef según el modelo de Slater.

Se destaca que las propiedades que dependen de las capas de electrones exteriores CEE o de la envolvente electrónica en orbitales EEO tienen un comportamiento aproximadamente periódico, las que dependen del núcleo (por ejemplo, Z, masa atómica física MAF) y de los electrones interiores (por ejemplo, rayos X) no son periódicas.

**6 . 1 Carga nuclear efectiva (Zef).**

La Zef es la carga nuclear positiva efectiva central que atrae o interacciona con las Capas de Electrones Exteriores (CEE) o a la Envolvente Electrónica en Orbitales (EEO) que son los electrones que intervienen en los fenómenos o comportamientos químicos del átomo.

Las Capas de Electrones Exteriores (CEE) o de la Envolvente Electrónica en Orbitales (EEO)también intervienen en fenómenos físicos, por ejemplo formación de cuerpos simples monoatómicos sólidos (s) y líquidos.

Entre los Z protones p+ del núcleo y las Capas de Electrones Exteriores (CEE) o la Envolvente Electrónica en Orbitales (EEO) están los electrones interiores que producen un efecto pantalla que disminuye la atracción entre la carga eléctrica positiva central Z y las CEE o la EEO:

**Zef = Z –Apnt**

**Apnt** expresa el apantallamiento de la carga central de los **Zp+** por los electrones interiores.

**Zef**es la carga “efectiva” que atrae o interacciona con las CEE o a la EEO.

El efecto pantalla **Apnt** se puede calcular según dos modelos electrónicos: modelo de capas y de orbitales:

\* con el modelo de capas, **Zef = Z – número de e- sin la última capa.**

\* con el modelo en orbitales (OAP), se adopta un modelo (John Slater 1930) para calcular el efecto pantalla **Apnt** con la configuración de electrones en orbitales atómicos puros (OAP).

En la figura 2.3. se indica Zef (calculada según ambos modelos) – Z, que muestra la tendencia periódica de ambas Zefcon el número atómico Z.

**6 . 2 Estado de oxidación (EdeO).**

Se menciona que la valencia V (capacidad de combinación de un elemento químico según la ley de las proporciones recíprocas o de Richter) fue la propiedad química en base a la cual D.Mendeleiev propuso su clasificación periódica de los elementos químicos.

El modelo estado (o número) de oxidación (EdeO) es un modelo de átomos unidos (AtU), propone que los AtU ganan, pierden o comparten electrones exteriores, supone que los AtU son neutros o iones.

El estado (o número) de oxidación (EdeO) es el número o cantidad de electrones ganados o perdidos (aparentemente) por cada átomo unido.

Los átomos unidos (AtU )pueden ser átomos neutros (AtN) o átomos combinados (AtC):

\* el átomo neutro (AtN) es un átomo unido que comparte los electrones, no pierde ni gana electrones, luego el estado de oxidación (EdeO) es 0 [por definición, los átomos aislados (AtA) tienen EdeO = 0].

Los átomos unidos de una sustancia simple (igual elemento químico), tienen estado de oxidación EdeO = 0. Hay casos de átomos unidos de distintos elementos químicos en sustancias no binarias, por ejemplo el C en el metanal CH2O, que tienen estado de oxidación EdeO = 0.

\* el átomo combinado (AtC) es un átomo unido que tiene EdeO positivo o negativo (como si fuera un ión).

En general, si los átomos unidos son de distintos elementos químicos, el estado de oxidación EdeO ≠ 0.

Para determinar si el EdeO es positivo + o negativo – se aplica el modelo de diferencia de electronegatividad (Elng: 6.3).

Hay casos de estados de oxidación (EdeO) fraccionarios, pero como obviamente la cantidad de electrones es siempre entera, los EdeO fraccionarios se deben a cadenas de átomos, por ejemplo en el propano C3H8, el CtieneEdeO =-8/3; en sustancias no comunes, por ejemplo superóxidos: KO2, el O tiene EdeO = -1/2

Con los modelos de uniones entre átomos se justifican estas incoherencias del modelo EdeO.

Con el modelo de estado de oxidación EdeO se confecciona la fórmula química de estados de oxidación (FEdeO) que muestra el estado de oxidación de cada átomo unido.

Para obtener la FEdeO se aplica un protocolo, la suma de los electrones totales ganados (EdeO negativo -) más el total de e- perdidos (EdeO positivo +) es igual a la carga eléctrica de la especie: si son átomos unidos de igual elemento químico (cuerpos sólidos o líquidos puros) o una molécula, la suma es 0; si es un ión, las suma es la carga eléctrica del ión.

La variedad y complejidad de los comportamientos químicos causa que un elemento químico tenga varios EdeO, el elemento químico tiene distintos AtC según la sustancia, sin ninguna relación con el modelo de valencia.

Los estados de oxidación no indican el estado “real” del átomo unido (los átomos combinados no siempre son iones) pero tienen aplicaciones útiles, por ejemplo, analogías electrónicas entre elementos químicos, epígrafe 7, fenómenos químicos clásicos de óxido-reducción (fenQCredox).

La figura 2.4 muestra los estados de oxidación comunes (EdeO) de los elementos químicos (1 – 86) (no todos los EdeO) y su comportamiento periódico.

**6 . 3 Electronegatividad (Linus Pauling).**

La electronegatividad (**Elng)** es la tendencia relativa de los átomos aislados (AtA) a atraer electrones.

Esta propiedad se puede calcular según distintos modelos, en el texto se adopta el modelo de electronegatividad de Linus Pauling (1901–1994).

La electronegatividad tiene una relación cualitativa con los electrones que faltan en un átomo aislado (AtA) para el grupo 18 (átomos nobles). Por ejemplo, el AtA de mayor electronegatividad es el 9F porque tiene 9 electrones y su capa de electrones exterior tiene 7 electrones (K2L7) o la Envolvente Electrónica en Orbitales es s2p5 (siguiente átomo noble 10Ne:L 8 o s2p6).

El 17Cl también tiene 7 electrones (M 7) exteriores, en orbitales s2p5(siguiente átomo noble 18Ar: M 8 o s2p6)pero 10 electrones en vez de 2 electrones interiores como el F, mayor repulsión para ganar electrones que el F y por lo tanto el Cl tiene menor electronegatividad que el F.

Los elementos químicos 11Na y 55Cs tienen 1 electrón más que el átomo noble anterior (Ne y Xe), pero el Na tiene 11 electrones y el Cs 55 electrones, el Cs tiene menor electronegatividad (mayor repulsión que el Na).

Los átomos aislados de mayor electronegatividad son los del grupo 17 (VII A), del grupo 16 (VI A) O, y S; y del grupo 15 (V A) N; los de menor electronegatividad son los del grupo 1 (IA) (Figura 2.5).

La diferencia de electronegatividad (∆Elng) se aplica en una unión entre átomos UA para obtener la polaridad eléctrica de la UA, desde 0 (apolar) hasta iónico.

Según el modelo de estados de oxidación EdeO, en una UA el átomo combinado de mayor electronegatividad gana electrones, tiene EdeO negativo (–) y viceversa.

La figura 2.5. muestra la relación la electronegatividad de Pauling - Zef (carga nuclear efectiva Slater) en función del número atómico Z, se observa la tendencia periódica (e irregularidades) de la electronegatividad y de Zef con Z, también una relación cualitativa entre las tendencias periódicas de Zef y Elng.

**6 . 4 Radio atómico (RAtom).**

El radio atómico (RAtom) es el radio del átomo aislado (AtA) obtenido con distintos métodos o modelos.

Con el radio atómico se puede calcular el volumen atómico: VAtóm = 4π (RAtom)3/3.

El radio atómico RAtom es el tamaño del átomo aislado según los modelos de CEE o de la EEO, cualitativamente disminuye al aumentar la carga nuclear central positiva al agregar electrones en la misma capa u orbital, el radio aumenta al agregar electrones en otra capa exterior u orbital envolvente.

La figura 2.6 muestra el radio atómico (RAtom) y la carga nuclear efectiva Zef (Slater) en función del número atómico Z, se observa la tendencia periódica del RAtom y Zef con Z, y la relación cualitativa entre las tendencias periódicas del RAtom y de la Zef (Slater).

Se menciona que el radio iónico (RIon) es el radio de un ión con una carga eléctrica elegida arbitrariamente, en algunos casos el ión es el más común (o único), por ejemplo F-, Na+, Ca2+, etc., en otros casos es arbitraria, por ejemplo N3-.

En los iones negativos **-**, el RIon>RAtom de su átomo aislado, en los iones **+**, el RIon<RAtom.

Los radios iónicos son importantes, por ejemplo, para algunas características de las uniones entre átomos (principio de singularidad: 5) y en estructuras cristalinas de los sólidos iónicos.

**6 . 5 Energía de ionización (EIon).**

La energía de ionización EIon se define como variación de energía (∆E) que interviene en el siguiente fenómeno:

**A (g) → A+ (g) + NA e- ∆E = EF – EI = EIon [E/mol]**

La energía de ionización (EIon) es la variación de energía ∆E del sistema cuando un mol de átomos A (g) pierde un mol (número de Avogadro: NA) de electrones y se forma un mol de iones A+ (g).

El valor de la energía de ionización es siempre positivo, **EF>EI , ∆E > 0** [endoenergético, el sistema gana o absorbe energía E del medio ambiente (masas atómicas) que lo pierde o entrega].

Las energía de ionización y la electronegatividad (EIon y Elng) aparentemente tienen alguna relación porque en ambas interviene la diferencia de las CEE o de la EEO de los AtA con los de los átomos nobles (grupo 18), pero las propiedades son muy distintas.

La figura 2.7 muestra la energía de ionización (EIon) y la carga nuclear efectiva Zef (Slater) en función del número atómico Z, se observa la tendencia periódica de la EIon y Zef con Z, y la relación cualitativa entre las periodicidades de la EIon y de la Zef (Slater).

**6 . 6 Afinidad electrónica (AfE).**

La afinidad electrónica AfE se define como la variación de energía (∆E) que interviene en el siguiente fenómeno:

**A (g) + NA e- → A- (g) ∆E = EF – EI = AfE [E/mol]**

La afinidad electrónica AfE es la variación de energía ∆E del sistema cuando un mol de átomos aislados A (g) gana un mol (NA) de electrones y se forma un mol de iones A- (g).

Si energía final EF es mayor que la energía inicial EI, ∆E > 0, es fenómeno es endoenergético, el sistema gana o absorbe energía E, el medio ambiente (masas atómicas) lo pierde o entrega, y viceversa, si ∆E < 0, es sistema es exoenergético, pierde o entrega energía E y el medio ambiente gana o absorbe energía E.

Se señala que los valores de la afinidad electrónica son variables según la fuente (método de medición).

La figura 2.8. muestra la AfE y la Zef (Slater) en función de Z. La figura muestra que para la fuente elegida de afinidad electrónica AfE, no hay una periodicidad observable o apreciable.

**7 . Analogías electrónicas de los elementos químicos (Nekrasov).**

En el texto “Química General” de Boris Nekrasov (Editorial MIR, 1975) se propone un modelo para justificar las semejanzas químicas entre elementos químicos aplicando la constitución de electrones en capas.

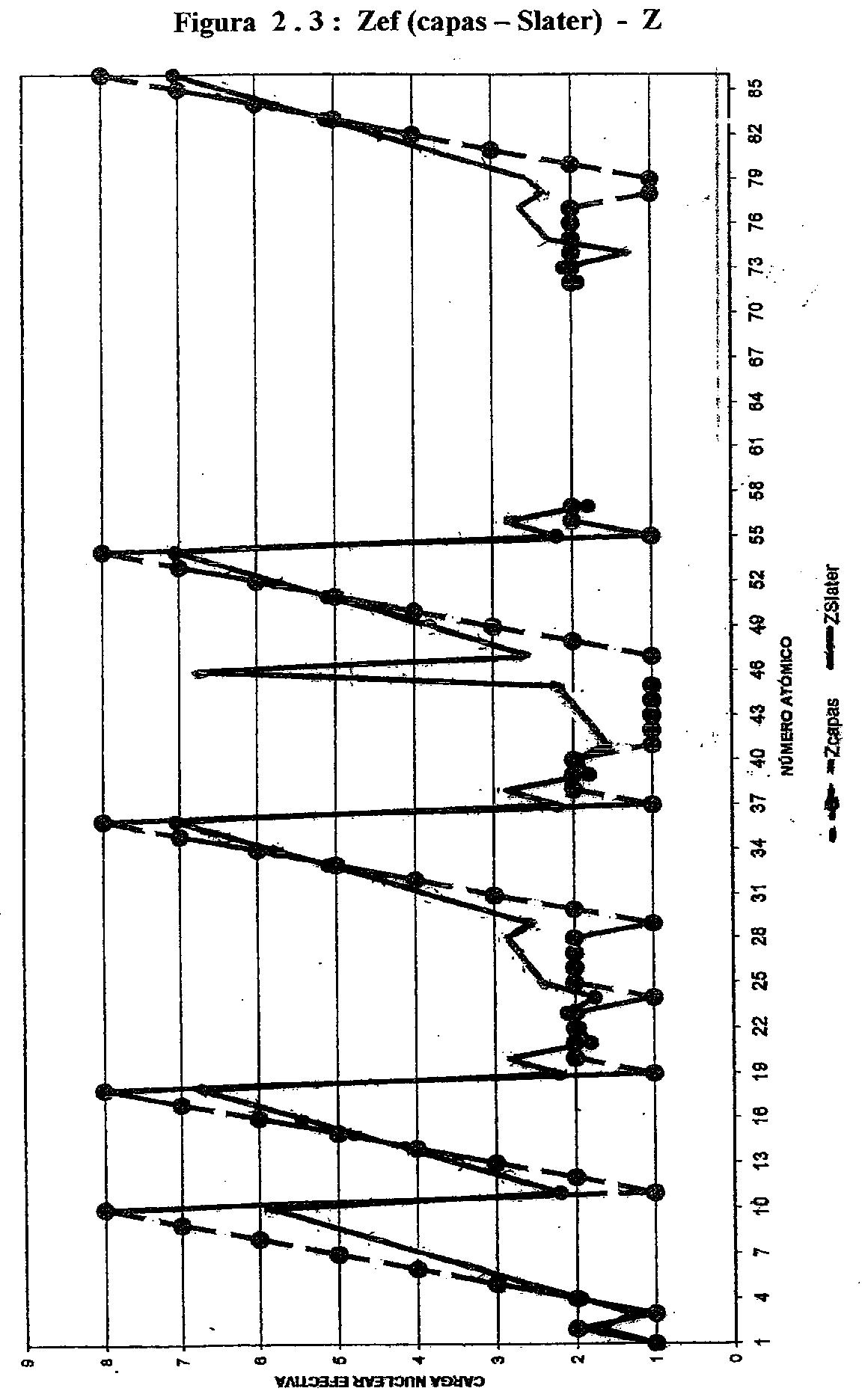
El modelo propuesto por Nekrasov en capas se ha analizado y el desarrollado en el texto se ha modificado, además se agrega la justificación de semejanzas químicas aplicando el modelo en orbitales.

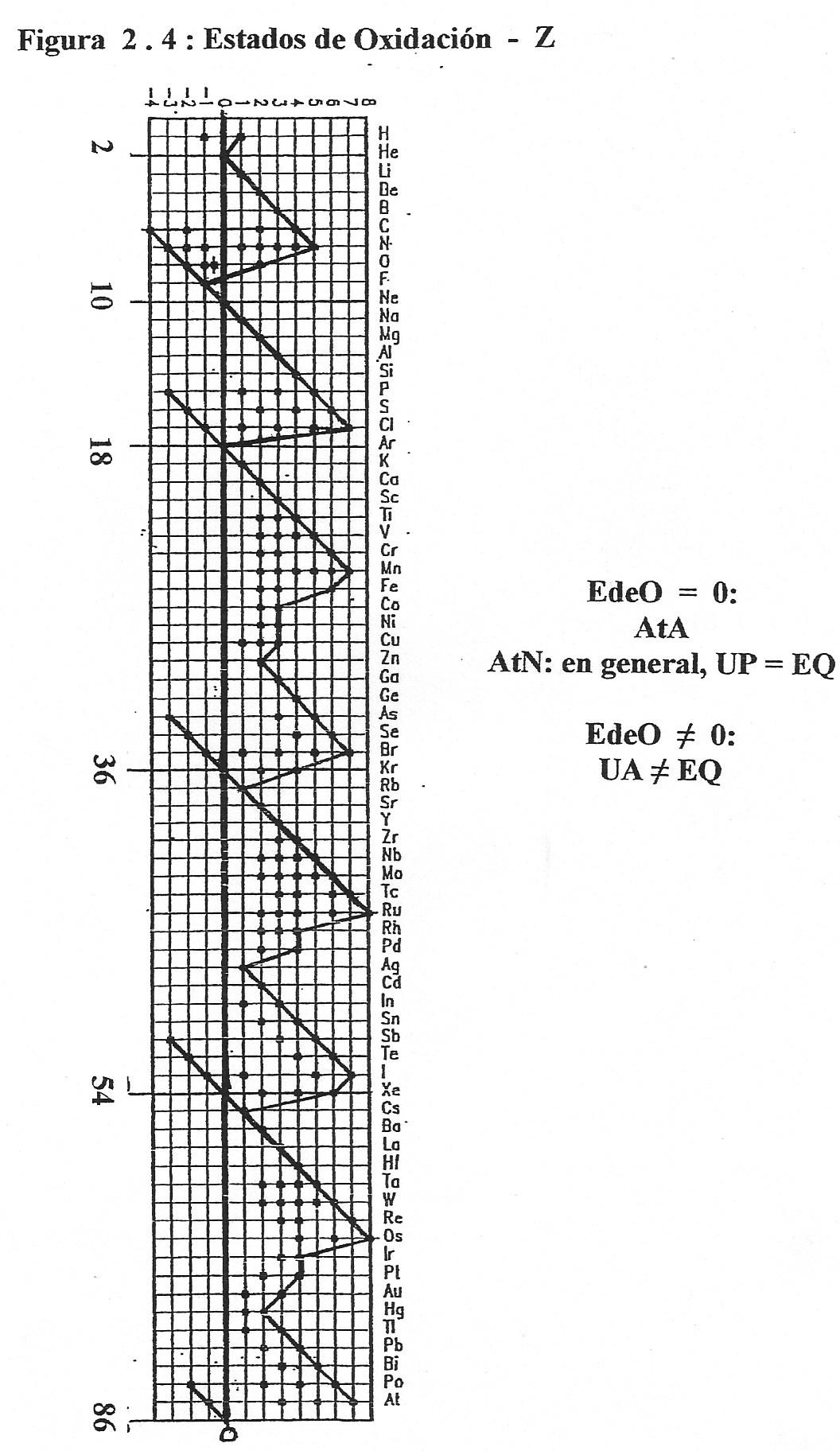
Los modelos de constitución electrónica (en capas y en orbitales) descubren un sentido físico al comportamiento o propiedades periódicas de los elementos químicos (elementos químicos) al demostrar que la periodicidad se debe a ordenamientos análogos de Capas de Electrones Exteriores CEE según el modelo de capas o de la Envolvente Electrónica en Orbitales EEO según el modelo moderno.

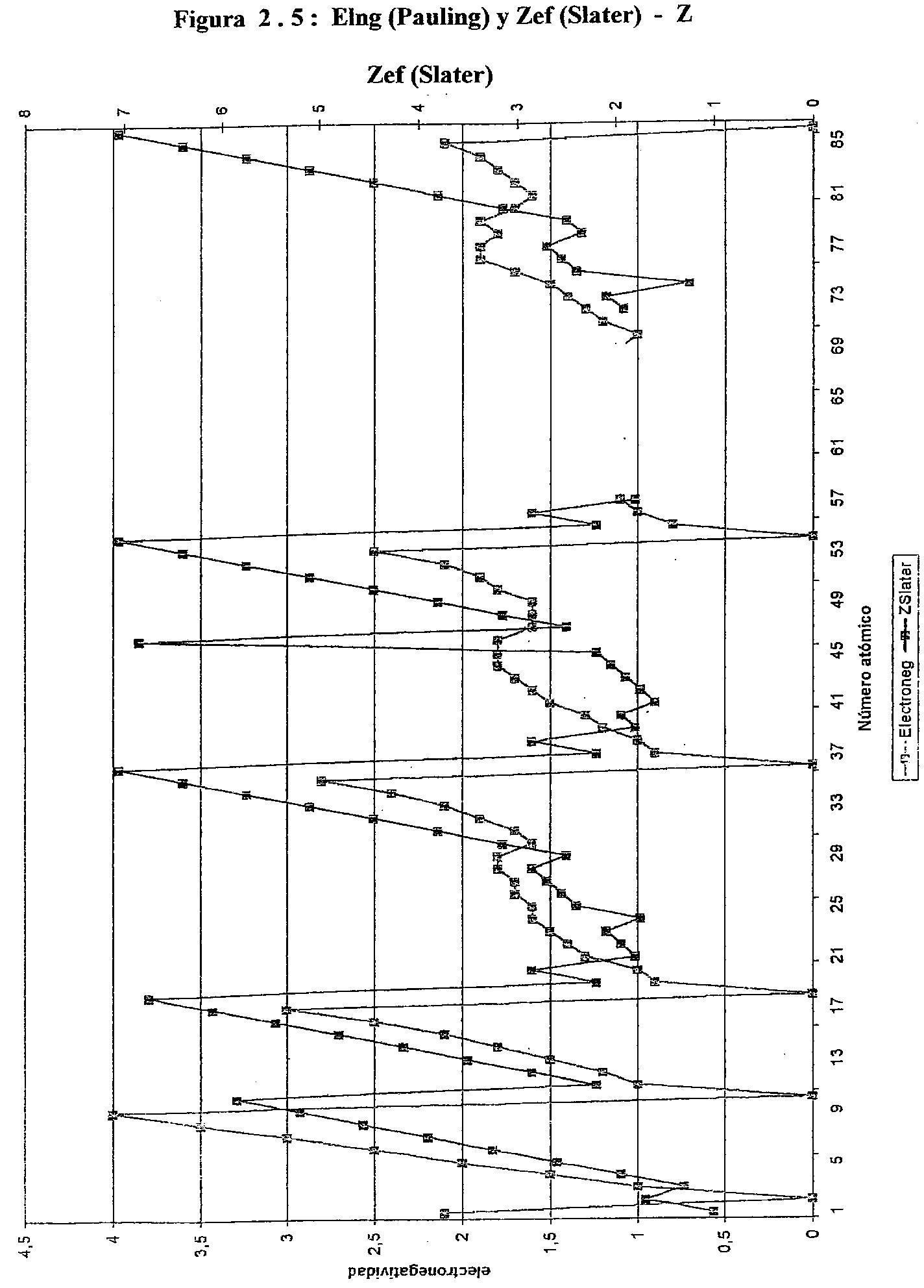
Esta propuesta define distintas analogías electrónicas entre dos elementos químicos elementos químicos.

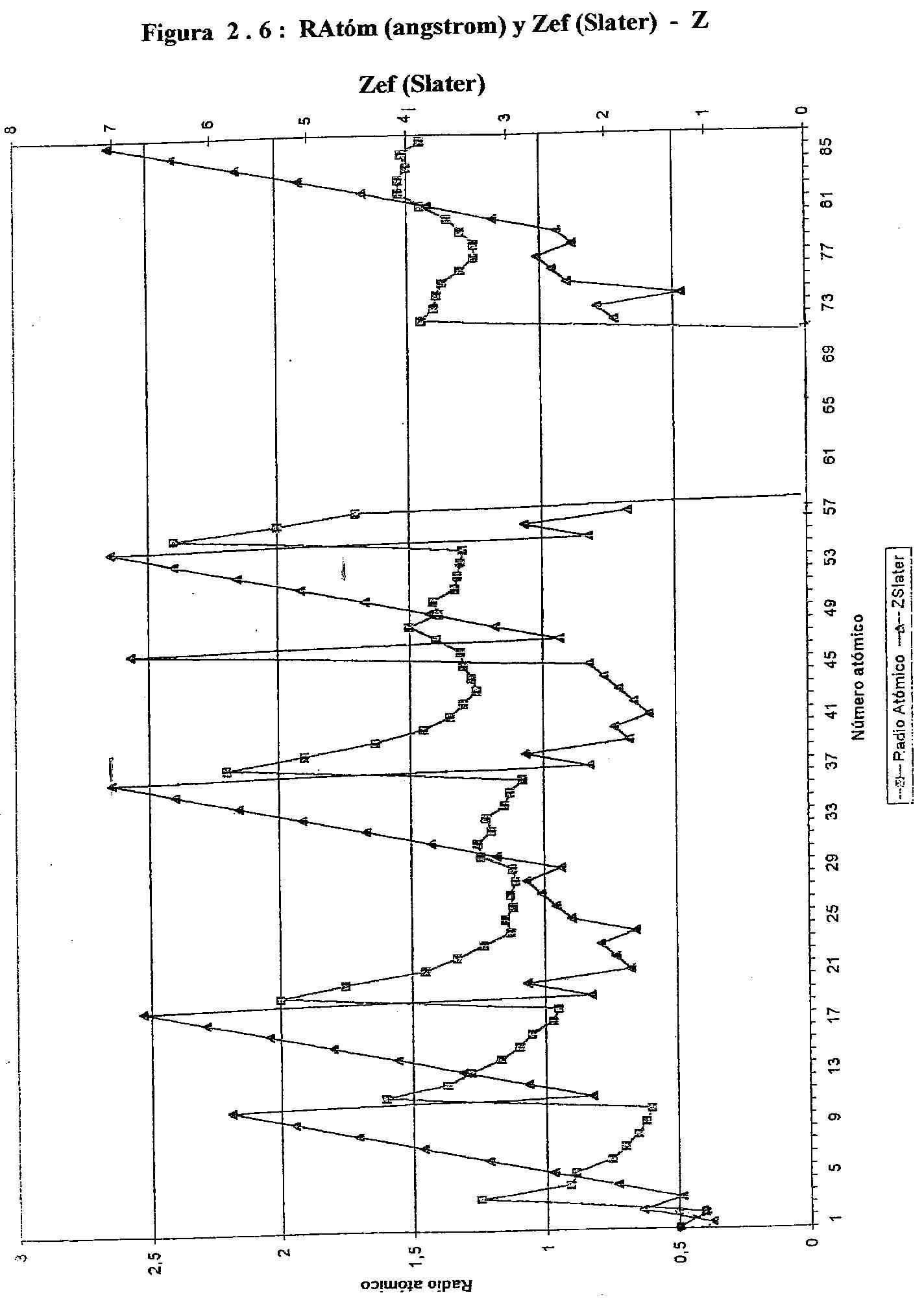
Las Capas de Electrones Exteriores CEE o la Envolvente Electrónica en Orbitales EEO de los átomos nobles (grupo 18) son aplicadas en modelos de uniones entre partículas (UP), es llamada regla del grupo 18, del octeto o de los átomos nobles, pero las CEE o de la EEO de los átomos unidos (AtU) en muchos casos son distintas que las CEE o la EEO de los átomos nobles o grupo 18 (más o menos e- que el grupo 18).

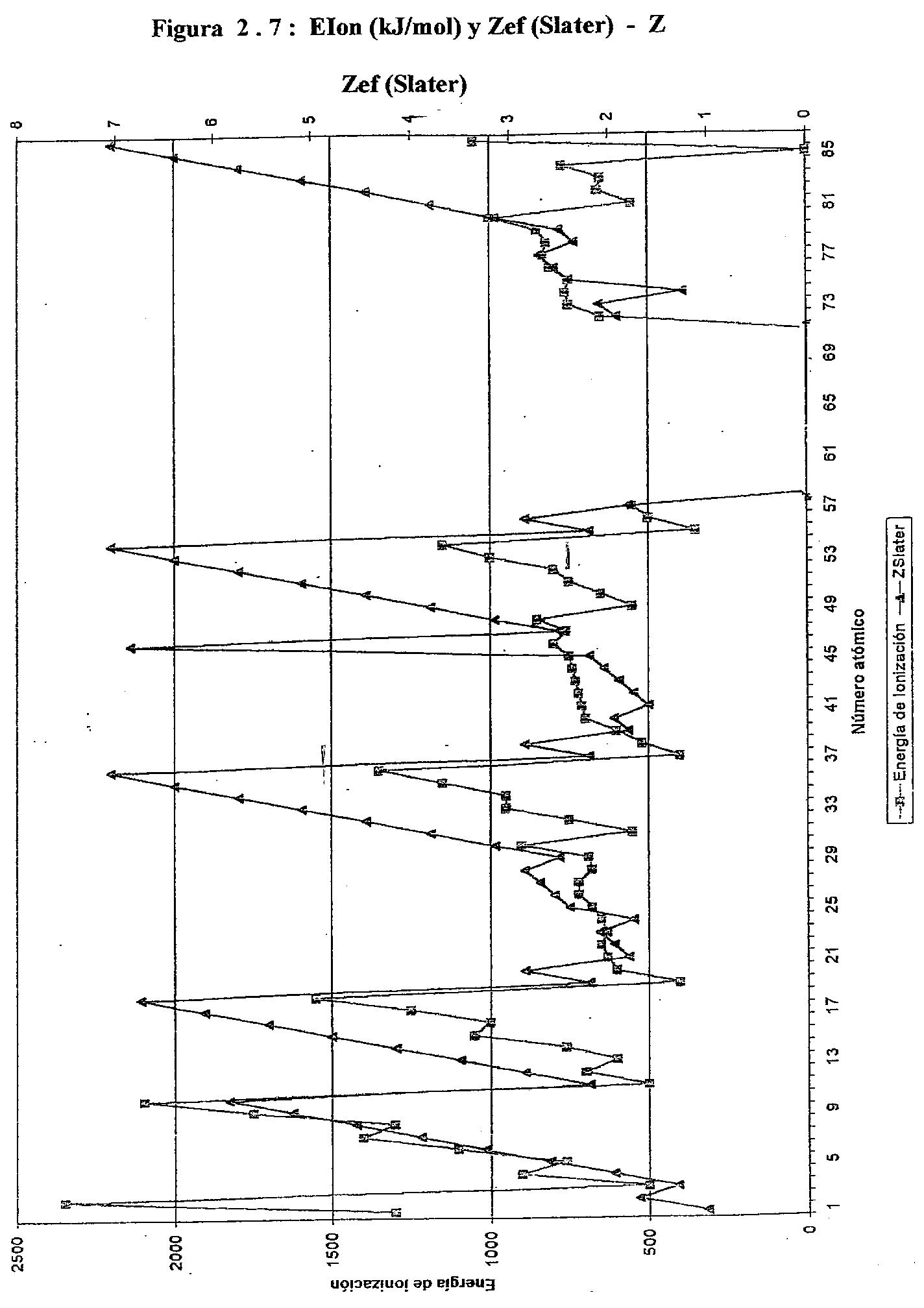
Las Capas de Electrones Exteriores (CEE) o de la Envolvente Electrónica en Orbitales (EEO) de un átomo neutro AtN(o AtA) y de un átomo combinado AtC intervienen en sus propiedades químicas, los comportamientos químicos dependen de las CEE o de la EEO del átomo neutro (AtN) o átomo aislado (AtA) (Z p+ = número de electrones) y de las CEE o de la EEO de sus átomos combinados (AtC) que son distintas a las del átomo neutro AtN o átomo aislado AtA.

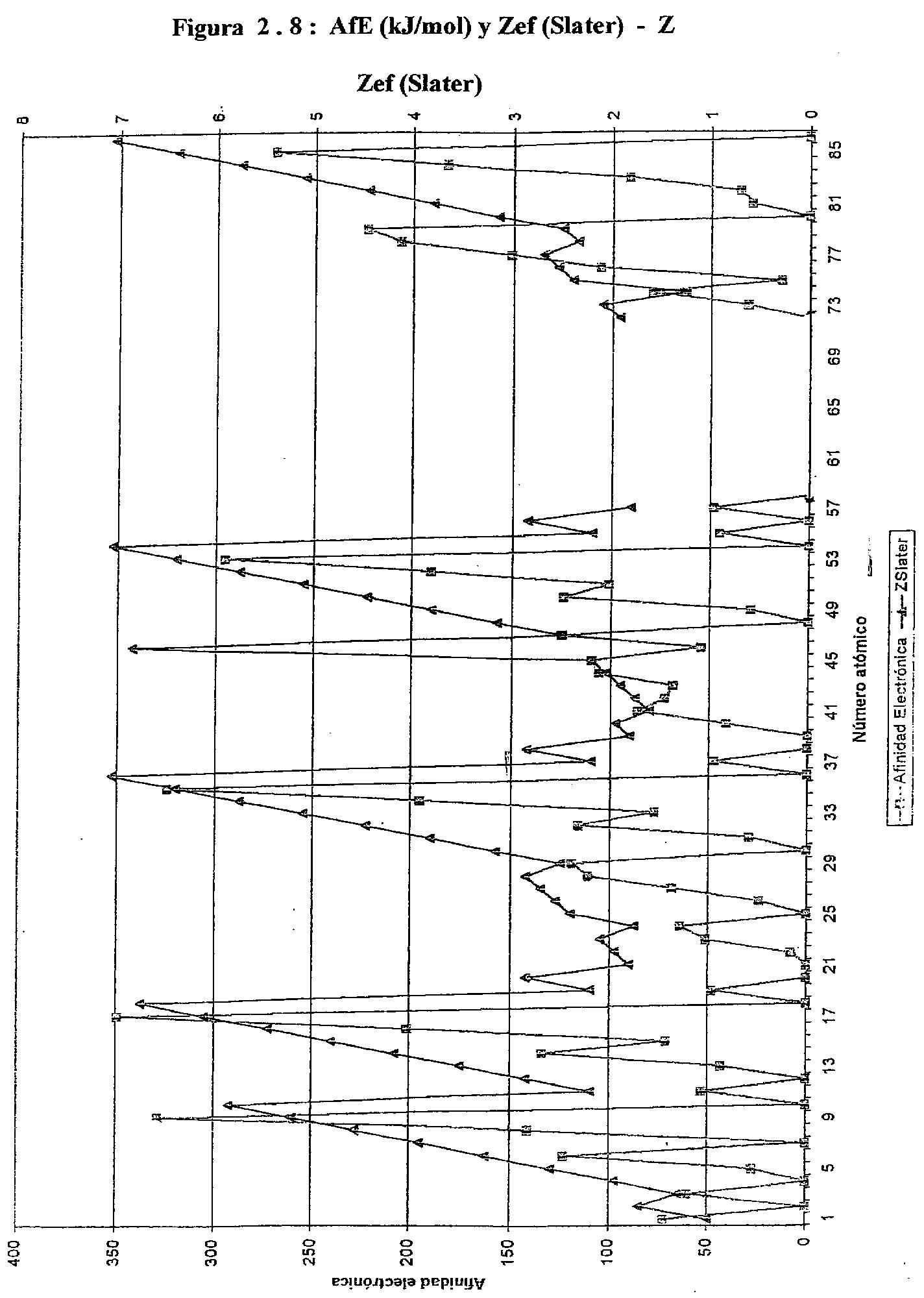
****

******

******

******

******

******

La química clásica (fenómenos químicos electrónicos) “es la física de las Capas de Electrones Exteriores (CEE) o de la Envolvente Electrónica en Orbitales (EEO)”, en las propiedades químicas clásicas intervienen (y dependen de) las CEE o de laEEO.

Los elementos químicos en las sustancias compuestas están cómo átomos combinados (AtC) y tienen las Capas de Electrones Exteriores (CEE) o la Envolvente Electrónica en Orbitales (EEO) distintas que del átomo neutro (AtN), para representar CEE o la EEO del átomo combinado (AtC) se aplica el modelo de los estados de oxidación (EdeO) (6.2).

El comportamiento químico periódico de los elementos químicos (elementos químicos) debe ser analizado y justificado teniendo en cuenta las Capas de Electrones Exteriores (CEE) o la Envolvente Electrónica en Orbitales (EEO) del átomo de cada elementos químicos como átomo neutro (AtN) = átomo aislado (AtA) y como átomo combinado (AtC) con los valores de estados de oxidación (EdeO) de una única fuente de datos adoptada.

El modelo de Nekrasov propone justificar las semejanzas químicas entre dos elementos químicos (un par de elementos químicos) con las analogías electrónicas de los elementos químicos en capas, las propiedades químicas semejantes se deben a analogías en las Capas de Electrones Exteriores (CEE).

En el texto se aplica el modelo de Nekrasov aplicando las CEE, pero se han cambiado los tipos de analogías electrónicas y se agregan las analogías aplicando las Envolventes Electrónicas en Orbitales (EEO) para justificar las analogías electrónicas entre dos elementos químicos.

Se destaca que las analogías en Capas de Electrones Exteriores (CEE) o según la Envolvente Electrónica en Orbitales (EEO) son independientes, pero es conveniente primero justificar las analogías en capas de electrones que, en general, son más simples, pero en ambos casos las conclusiones son idénticas.

Para obtener los tipos de analogías electrónicas entre dos elementos químicos (un par de elementos químicos) se comparan las Capas de Electrones Exteriores (CEE) o la Envolvente Electrónica en Orbitales (EEO) de sus átomos neutros (AtN)= AtA (EdeO = 0) y las Capas de Electrones Exteriores (CEE) o la Envolvente Electrónica en Orbitales (EEO) de los átomos combinados (AtC) de ambos elementos químicos con los estados de oxidación (EdeO) que coincidan, o sea los átomos combinados AtC de un par de elementos químicos con iguales estados de oxidación.

Se llama valencia característica al estado de oxidación positivo de un elemento químico que coincide con el número del grupo A o B según nomenclatura clásica. Este estado de oxidación EdeO no existe siempre, en algunos elementos químicos el estado de oxidación máximo positivo no coincide con el número de grupo, por ejemplo O, Fe (figura 2.4).

El modelo de analogías electrónicas es limitado y no riguroso, pero es una justificación de la clasificación de los elementos químicos (elementos químicos) en grupos aplicando modelos y conceptos simples.

Hay distintos tipos o clases de analogías electrónicas según las coincidencias de las Capas de Electrones Exteriores (CEE) o de la Envolvente Electrónica en Orbitales (EEO).

Se indica el método para obtener el tipo de analogía entre dos elementos químicos (un par de elementos químicos):

\* se obtienen las Capas de Electrones Exteriores (CEE) o la Envolvente Electrónica en Orbitales (EEO) de cada elemento químico (elementos químicos) como átomo aislado o átomo neutro (AtA = AtN) de tablas periódicas, suplemento de datos, aufbau, etc. y los estados de oxidación (EdeO) de cada elemento químico (elementos químicos) según una única fuente adoptada (por ejemplo, figura 2.4):

\* según el modelo de Capas de Electrones Exteriores, se obtienen las CCE de cada átomo combinado sumando electrones (EdeO negativo -) o restando e- (EdeO positivo +) en la CEE del átomo neutro (AtN).

\* según el modelo de Envolvente Electrónica en Orbitales, si el EdeO es +, los electrones del átomo combinado se restanno desde el último subnivel de energía usado para agregar el último electrón según el aufbau, se restan primero en el subnivel de mayor número cuántico n: por ejemplo, Ti0 [Ar] 4s2 3d2  → Ti2+ [Ar] 3d2. Si el EdeO es negativo -, los electrones se agregan según aufbau.

\*se comparan las Capas de Electrones Exteriores (CEE) o la Envolvente Electrónica en Orbitales (EEO) de los dos elementos químicos (elementos químicos) como átomo neutro (AtN) y como átomo combinado (AtC) únicamente con los estados de oxidación EdeO que coinciden, los AtC de cada elemento químico elementos químicos con igual EdeO.

Dos elementos químicos son análogos electrónicos de distinto tipo o clase cuando coinciden alguna de las Capas de Electrones Exteriores CEE o la Envolvente Electrónica en Orbitales EEO como átomos combinados (AtC) con iguales estados de oxidación EdeO. Si coinciden únicamente como átomo neutro (AtN o AtA), no son análogos (NoA).

Los tipos o clases de analogías electrónicas entre dos elementos químicos (elementos químicos) son:

**\* análogos totales AnT:** si las Capas de Electrones Exteriores (CEE) o la Envolvente Electrónica en Orbitales (EEO) de los átomos neutros AtN (AtA) EdeO = 0 y los átomos combinados (AtC) con igual estado de oxidación distintos de 0 (EdeO ≠ 0) coinciden y tienen la CEE o EEO del grupo 18 (átomos nobles): He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn: K2 para el 1er. período y los demás 8 e- exteriores; 1s2 para el 1er. período y los demás s2p6,son análogos totales (AnT), por ejemplo: Li-K; F-Cl; Mg - Sr; C – Ge; N - As.

Los elementos químicos desde el 1H hasta el 7N tienen el estado de oxidación (EdeO) en que el átomo combinado (AtC) queda con la CEE o EEO del 2He (K2, 1s2), el8O no tiene EdeO +6 y el AtC no queda como el He, pero es AnT con el S y Se.

También dos elementos químicos son análogos totales AnT si las Capas de Electrones Exteriores (CEE) o la Envolvente Electrónica en Orbitales (EEO) de los átomos combinados (AtC: EdeO ≠ 0) tienen la CEE con 18 electrones o la EEO con un subnivel llenod10, f14, por ejemplo: Si – Pb; S – Po; Cl – I; B – In; Cr – Mo; Zn – Hg.

Este criterio se justifica porque los átomos combinados con 18 electrones exteriores o los subniveles d y f completos son “inertes químicamente”, estos electrones no intervienen químicamente, los elementos químicos no tienen un EdeO que incluyan a estas capas u orbitales.

**\* análogos totales menos como átomo neutro (AnTN):** en algunos casos dos elementos químicos son análogos totales pero no tienen igual Capas de Electrones Exteriores (CEE) o Envolvente Electrónica en Orbitales (EEO) como AtN, son análogos TN, por ejemplo,Mo - W; Ni - Pd; Fe - Ru; V – Nb.

**\* análogos únicamente con valencia característica (AnUV):** si dos elementos químicos tienen igual CEE o EEO de los átomos combinados (AtC) únicamente con la valencia característica, son análogos únicamente con valencia característica AnUV, por ejemplo: C-Zr; N-V; As-V; S - Cr; Si – Ti.

**\* no análogos (NoA):** dos elementos químicos que no pertenecen a ninguno de los tipos de analogías anteriores.

En varios casos dos elementos químicos coinciden únicamente cómo átomos neutros (AtN = AtA), son no análogos NoA, por ejemplo: Fe – Cd; Ti-Mn; Ni- Mg; Cr – Na; Zr – Ba.

Según este modelo de analogías electrónicas:

\* los elementos químicos de cada grupo A (representativos) son todos análogos totales AnT entre sí.

\* los elementos químicos de cada grupo B (de transición) son AnT o análogos totales menos como átomo neutro AnTN entre si.

\* los elementos químicos de cada grupo A y B según nomenclatura clásica con igual número (IV A y IV B, etc.) son entre si análogos únicamente con valencia característica: AnUV (o AnTN).

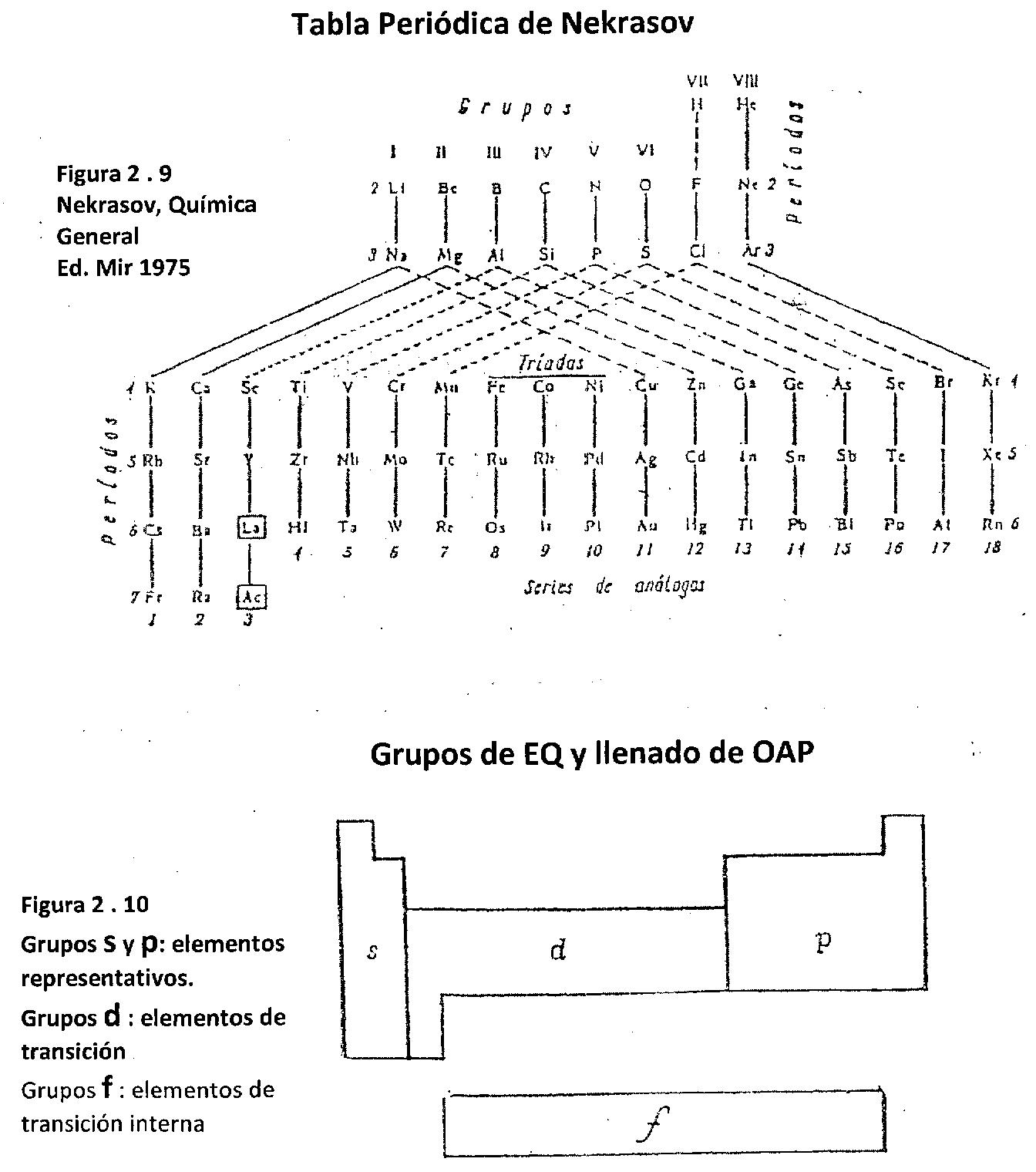
El significado químico de los distintos tipos de analogías electrónicas es limitado y no riguroso porque el comportamiento químico de los elementos químicos es muy complejo, pero se destaca que con este modelo simple se justifica la clasificación en grupos de elementos químicos semejantes propuesta por Mendeleiev.

Es sorprendente que un modelo tan simple pueda justificar básicamente la clasificación periódica de los elementos químicos, los comportamientos químicos son muy complejos, por ejemplo, la clasificación de las sustancias y de los fenómenos químicos clásicos.

La figura 2.9 muestra la tabla periódica de Nekrasov obtenida según su modelo de analogías electrónicas en capas. Se menciona que los tipos de analogías electrónicas según el modelo de Nekrasov tienen diferencias con las del texto y que Nekrasov no aplica el modelo en orbitales.

La figura 2.10. muestra los elementos químicos clasificados según el agregado de los electrones en el Aufbau.

**Figura 2.10**

******