Tabla Periódica y propiedades.

I. Antecedentes

El descubrimiento de un gran número de elementos y el estudio de sus propiedades puso de manifiesto entre algunos de ellos ciertas semejanzas. Esto indujo a los químicos a buscar una clasificación de los elementos no solo con objeto de facilitar su conocimiento y su descripción, sino, más importante, para las investigaciones que conducen a nuevos avances en el conocimiento de la materia.

1. **Primera tentativa de clasificación: Triadas de Döbereiner**. Entre 1817 y 1829, J. W. Döbereiner, profesor de Química de la Universidad de Jena, expuso su ley de las triadas, agrupando elementos con propiedades semejantes.
2. **Segunda tentativa de clasificación: Ley de las octavas de Newlands**. En 1864, el químico inglés J. A. R. Newlands observó que dispuestos los elementos en orden crecientes a sus pesos atómicos, después de cada siete elementos, en el octavo se repetían las propiedades del primero y por analogía con la escala musical enunciaba su ley de las octavas.
3. **Tercera tentativa de clasificación: Sistema periódico de Mendelejeff**. Fue el químico ruso Dimitri I. Mendelejeff el que estableció la tabla periódica de los elementos comprendiendo el alcance de la ley periódica.

II. Tabla Periódica

Los primeros trabajos de Mendelejeff datan de 1860 y sus conclusiones fueron leídas 1869 en la sociedad Química Rusa. El mismo resumió su trabajo en los siguientes postulados:

1. Si se ordenan los elementos según sus pesos atómicos, muestran una evidente periodicidad.
2. Los elementos semejantes en sus propiedades químicas poseen pesos atómicos semejantes (K, Rb, Cs).
3. La colocación de los elementos en orden a sus pesos atómicos corresponde a su valencia.
4. Los elementos más difundidos en la Naturaleza son los de peso atómico pequeño. Estos elementos poseen propiedades bien definidas. Son elementos típicos.
5. El valor del peso atómico caracteriza un elemento y permite predecir sus propiedades.
6. Se puede esperar el descubrimiento de elementos aún desconocidos.
7. En determinados elementos puede corregirse el peso atómico si se conoce el de los elementos adyacentes.

He aquí una síntesis clara y muy completa no solo de la construcción de la tabla, sino también de su importancia química.

La tabla periódica moderna consta de siete períodos y ocho grupos.

Períodos: Cada franja horizontal.
Grupo Cada franja vertical.
Familia: Grupo de elementos que tienen propiedades semejantes.

III. Ventajas del sistema de Mendelejeff

1. Corrigió los pesos atómicos y las valencias de algunos elementos por no tener sitio en su tabla de la forma en que eran considerado hasta entonces.
2. Señaló las propiedades de algunos elementos desconocidos, entre ellos, tres a los que llamó eka-boro, eka-aluminio, y eka-silicio.
3. En 1894 Ramsy descubrió un gas el que denominó argón. Es monoatómico, no presenta reacciones químicas y carecía de un lugar en la tabla. Inmediatamente supuso que debían existir otros gases de

propiedades similares y que todos juntos formarían un grupo. En efecto, poco después se descubrieron los otros gases nobles y se les asignó el grupo cero.

4. Todos los huecos que dejó en blanco se fueron llenando al descubrirse los elementos correspondientes. Estos presentaban propiedades similares a las asignadas por Mendelejeff.

IV. Defectos de la tabla de Mendelejeff

1. No tiene un lugar fijo para el hidrógeno.
2. Destaca una sola valencia.
3. El conjunto de elementos con el nombre de tierras raras o escasas (lantánidos) no tiene ubicación en la tabla o es necesario ponerlos todos juntos en un mismo lugar, como si fueran un solo elemento, lo cual no es cierto.
4. No había explicación posible al hecho de que unos períodos contarán de 8 elementos: otros de 18, otros de 32, etc.
5. La distribución de los elementos no está siempre en orden creciente de sus pesos atómicos.

V. Tabla periódica moderna

En el presente siglo se descubrió que las propiedades de los elementos no son función periódica de los pesos atómicos, sino que varían periódicamente con sus números atómicos o carga nuclear. He aquí la verdadera Ley periódica moderna por la cual se rige el nuevo sistema: "Las propiedades de los elementos son función periódica de sus números atómicos"

Modernamente, el sistema periódico se representa alargándolo en sentido horizontal lo suficiente para que los períodos de 18 elementos formen una sola serie. Con ello desaparecen las perturbaciones producidas por los grupos secundarios. El sistema periódico largo es el más aceptado; la clasificación de Werner, permite apreciar con más facilidad la periodicidad de las propiedades de los elementos.

VI. Propiedades periódicas y no periódicas de los elementos químicos

Son propiedades periódicas de los elementos químicos las que desprenden de los electrones de cadena de valencia o electrones del piso más exterior así como la mayor parte de las propiedades físicas y químicas.

Radio atómico

Es la distancia de los electrones más externos al núcleo. Esta distancia se mide en Angström ($A=10^{-8}$): Dentro de un grupo sistema periódico, a medida que aumenta el número atómico de los miembros de una familia aumenta la densidad ya que la masa atómica crece más que el volumen atómico. Al añadir un nuevo nivel de energía aumenta el radio atómico. Dentro de un mismo periodo, el radio atómico disminuye con el número atómico.

Afinidad electrónica

La electroafinidad, energía desprendida por un ion gaseoso al recibir un electrón y pasa a átomos gaseosos, es igual el valor al potencial de ionización. Disminuye al aumentar el número atómico de los miembros de una familia, y aumenta de izquierda a derecha dentro de un mismo periodo. Los elementos con mayor afinidad electrónica son los de la familia de Halógenos (F, Cl, Br, I, At) los cuales son buenos agentes oxidantes (que ganan electrones).

Potencial de Ionización

Es la cantidad de energía necesaria para “eliminar” o “arrancar” los electrones menos retenidos por un átomo que se halla en su estado fundamental. Dicha energía disminuye al aumentar el período (al aumentar el número atómico dentro de los miembros de una misma familia) y aumenta de izquierda a derecha dentro de un mismo período. Los elementos con menor Potencial de Ionización son buenos agentes reductores (que ceden electrones)

y son fácilmente ionizables. Un ejemplo de estos son los elementos del grupo de metales alcalinos (Na, K, Li, Cs, Fr).

Electronegatividad
La electronegatividad es la tendencia de un átomo a captar electrones. En una familia disminuye con el número atómico y en un período aumenta con el número atómico. Esto quiere decir que el elemento más electronegativo es el Fluor, con un valor de 4,0 en la Escala de Pauling, y el elemento menos electronegativo es el Francio (valor de 0,7).

VII. Enlaces químicos

Iones
Los átomos están constituidos por el núcleo y la corteza y que el número de cargas positivas del primero es igual al número de electrones de la corteza; de ahí su electronegatividad. Si la corteza electrónica de un átomo neutro pierde o gana electrones se forman los llamados iones.

Los iones son átomos o grupos atómicos que tienen un número de electrones excesivo o deficiente para compensar la carga positiva del núcleo.

En el primer caso los iones tienen carga negativa y reciben el nombre de aniones, y en el segundo están cargados positivamente y se llaman cationes.

Elementos electropositivos y electronegativos
Se llaman elementos electropositivos aquellos que tienen tendencia a perder electrones transformándose en cationes; a ese grupo pertenecen los metales.

Elementos electronegativos son los que toman con facilidad electrones transformándose en aniones; a este grupo pertenecen los metaloides.

Los elementos más electropositivos están situados en la parte izquierda del sistema periódico; son los llamados elementos alcalinos. A medida que se avanza en cada período hacia la derecha va disminuyendo el carácter electropositivo, llegándose, finalmente, a los alógenos de fuerte carácter electronegativo.

Electrones de valencia
La unión entre los átomos se realiza mediante los electrones de la última capa exterior, que reciben el nombre de electrones de valencia.

La unión consiste en que uno o más electrones de valencia de algunos de los átomos se introduce en la esfera electrónica del otro.

Los gases nobles, poseen ocho electrones en su última capa, salvo el helio que tiene dos. Esta configuración electrónica les comunica inactividad química y una gran estabilidad.

Todos los átomos tienen tendencia a transformar su sistema electrónico y adquirir el que poseen los gases nobles, porque ésta es la estructura más estable.

Valencia electroquímica
Se llama valencia electroquímica al número de electrones que ha perdido o ganado un átomo para transformarse en ion. Si dicho número de electrones perdidos o ganados es 1, 2, 3, etc. Se dice que el ion es monovalente, bivalente, trivalente, etc.

VIII. Tipos de enlace

En la unión o enlace de los átomos pueden presentarse los siguientes casos:

1. Enlace iónico, si hay atracción electrostática.
2. Enlace covalente, si comparten los electrones.
3. Enlace covalente coordinado, cuando el par de electrones es aportado solamente por uno de ellos.
4. Enlace metálico, so los electrones de valencia pertenece en común a todos los átomos.

Enlace iónico o electrovalente
Fue propuesto por W Kossel en 1916 y se basa en la transferencia de electrones de un átomo a otro. La definición es la siguiente: "Electrovalencia es la capacidad que tienen los átomos para ceder o captar electrones hasta adquirir una configuración estable, formándose así combinaciones donde aparecen dos iones opuestos".

Exceptuando solamente los gases nobles todos los elementos al combinarse tienden a adquirir la misma estructura electrónica que el gas noble más cercano. El átomo que cede electrones se transforma en ion positivo (catión), en tanto que el que los gana origina el ion negativo (anión).

Propiedades generales de los compuestos iónicos
En general, los compuestos con enlace iónico presentan puntos de ebullición y fusión muy altos, pues para separarlos en moléculas hay que deshacer todo el edificio cristalino, el cual presenta una elevada energía reticular.

Enlace covalente normal
Se define de la siguiente manera: "Es el fenómeno químico mediante el cual dos átomos se unen compartiendo una o varias parejas de electrones; por lo tanto, no pierden ni ganan electrones, sino que los comparten".

Un átomo puede completar su capa externa compartiendo electrones con otro átomo. Cada par de electrones comunes a dos átomos se llama doblete electrónico. Esta clase de enlace químico se llama covalente, y se encuentra en todas las moléculas constituidas por elementos no metálicos, combinaciones binarias que estos elementos forman entre sí, tales como hidruros gaseosos y en la mayoría de compuestos de carbono. Cada doblete de electrones (representado por el signo **:**) Intercalado entre los símbolos de los átomos, indica un enlace covalente sencillo y equivale al guión de las fórmulas de estructura.

En enlace covalente puede ser: sencillo, doble o triple, según se compartan uno, dos o tres pares de electrones.

Enlace covalente coordinado
Se define de la siguiente forma: "Es el enlace que se produce cuando dos átomos comparten una pareja de electrones, pero dicha pareja procede solamente de uno de los átomos combinados.

En este caso el enlace se llama covalente dativo o coordinado. El átomo que aporta la pareja de electrones recibe el nombre de donante, y el que los recibe, aceptor. Cuando queremos simplificar la formula electrónica se pone una flecha que va del donante al aceptor.

Enlace metálico
La estructura cristalina de los metales y aleaciones explica bastante una de sus propiedades físicas.

La red cristalina de los metales está formada por átomos (red atómica) que ocupan los nudos de la red de forma muy compacta con otros varios. En la mayoría de los casos los átomos se ordenan en red cúbica, retenido por fuerzas provenientes de los electrones de valencia; pero los electrones de valencia no están muy sujetos, sino que forman una nube electrónica que se mueve con facilidad cuando es impulsada por la acción de un campo eléctrico.