

EPET 4

GABRIEL E. CALANI

CUARTO AÑO SEPTIMA DIVISION

TURNO MAÑANA -

QUÍMICA INORGÁNICA

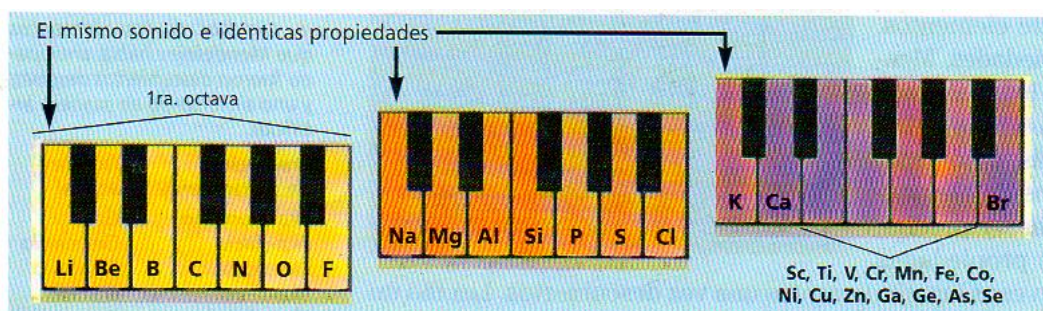
GUIA 6 - SEGUNDO TRIMESTRE

EL CAMINO HACIA LA LEY PERIÓDICA

Lea el siguiente texto:

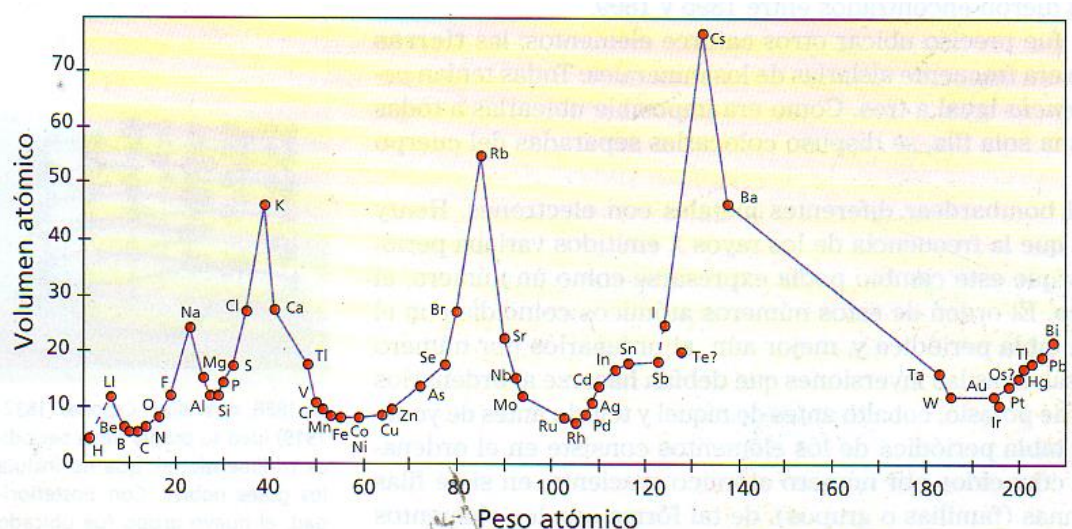
En 1864, John R. Newlands (1837 – 1888) ordenó los elementos conocidos hasta entonces en orden creciente según los pesos atómicos y observó que las propiedades de los elementos se repetían en períodos de siete, de manera similar a como lo hacen las notas musicales en las octavas de un teclado de piano: las propiedades del octavo elemento en una serie eran análogas a las del primero, por lo que estos períodos de siete elementos recibieron el nombre de **octavas de Newlands**.

Hasta ese momento el helio (He) no había sido descubierto; Newlands dejaba de lado al hidrógeno (H), y su primera octava incluía el litio, el berilio, el boro, el carbono, el nitrógeno, el oxígeno y el flúor (Li, Be, B, C, N, O, F). La segunda octava incluía el sodio (con propiedades análogas del litio), magnesio (análogo al berilio), el aluminio, el silicio, el fósforo, el azufre y el cloro (Na, Mg, Al, Si, P, S, Cl). La tercera octava comenzaba con el potasio (K), análogo del sodio y del litio, y seguía con el calcio (Ca), análogo del magnesio y del berilio, pero para llegar al bromo (Br), análogo del cloro y del flúor, había más de siete elementos en la octava.



Aunque el sistema de octavas de Newlands era de aplicación limitada porque no admitía todos los elementos conocidos, constituye uno de los primeros antecedentes importantes de los sistemas de clasificación por **períodos** y **grupos** (tal como el que se usa en la actualidad).

Entre 1868 y 1870, los trabajos de Lothar Meyer (1830-1895) en Alemania y de Dmitri Mendeleiev (1834-1907) en Rusia condujeron al descubrimiento de la **ley de periodicidad de los elementos químicos** o **ley periódica**. Meyer ordenó los elementos hasta entonces conocidos por orden creciente de pesos atómicos y relacionó esta magnitud con otra: el **volumen atómico**. Al representar los volúmenes atómicos de los elementos en función de los pesos atómicos, Meyer encontró que en el gráfico se formaban una serie de picos máximos, que correspondían a aquellos **grupos** de elementos con propiedades similares: litio, sodio, potasio, rubidio y cesio. También determinó que cada pico, con sus correspondientes subidas y bajadas, constituía un **período** de la tabla de elementos.



En el gráfico de Meyer vemos que el litio, el sodio, el potasio, el rubidio y el cesio están en los picos y pertenecen al mismo grupo. El litio, el berilio, el boro, el carbono, el nitrógeno, el oxígeno y el flúor están entre pico y pico del gráfico y pertenecen al mismo período.

Y ahora responda:

1. ¿Qué son las octavas de Newlands?
2. ¿Quiénes condujeron al descubrimiento de la ley de periodicidad de los elementos o ley periódica?
3. ¿Qué descubrió Meyer al realizar el gráfico del volumen atómico de cada elemento en función de sus respectivos pesos atómicos?

LA TABLA DE MENDELEIEV

Lea el siguiente texto.

Meyer publicó sus resultados en 1870, pero había llegado tarde: un año antes, Mendeleiev había publicado la primera edición de la **tabla periódica**, que ordenaba los sesenta y tres

elementos conocidos hasta entonces. Una vez ordenados los elementos por peso atómico, Mendeleiev estudió sus propiedades químicas, en especial en cuanto a sus valencias. Observó que los primeros elementos de la lista mostraban un cambio progresivo en sus valencias, con valores crecientes y decrecientes. Estableció así períodos: el primero sólo para el hidrógeno, los dos siguientes con siete elementos cada uno y los restantes con más de siete elementos. Para que coincidieran las propiedades, Mendeleiev no dudó en cambiar de lugar algunos elementos: por ejemplo, colocó el telurio-128 antes que el yodo-127. Además dejó espacios vacíos para formar grupos de elementos con las mismas propiedades y predijo, con asombrosa exactitud, las propiedades de los elementos que ocuparían esos lugares vacantes una vez descubiertos. Les dio un nombre provisorio, compuesto por el nombre del elemento inmediato superior en la tabla y un prefijo que indicaba el número de espacios hacia debajo de donde se encontraba ese elemento: eka para un espacio y dwi para dos. Ejemplos: eka-aluminio para el actual Galio, eka-silicio para el actual Germanio, eka-boro para el actual Escandio, eka-cesio para el actual Francio, eka-tántalo para el actual Protactinio, dwi-telurio para el actual Polonio, eka-manganeso para el actual Tecnecio y dwi-manganeso para el actual Renio. A partir de los trabajos de Mendeleiev, se pudo establecer la ley periódica de los elementos.

Las propiedades químicas de los elementos no son arbitrarias, sino que varían de acuerdo con la masa atómica de una manera periódica. En la actualidad, se considera que varían de acuerdo con el número atómico.

¿Cómo continuó la historia? ¿Sufrió modificaciones la tabla de Mendeleiev?

En 1894, con el descubrimiento del argón, se presentó el primer reto a la tabla periódica: hasta entonces no se conocía ningún otro elemento inerte, es decir, no reactivo. No había lugar donde colocarlo en la tabla, entonces, Mendeleiev propuso la creación de un nuevo grupo, el **grupo cero**, y sugirió así la existencia de una nueva familia de elementos con valencia cero. Con la tabla periódica como guía, los otros miembros de la familia de los gases inertes fueron encontrados entre 1895 y 1899.

A principios del siglo XIX, fue preciso ubicar otros catorce elementos: las **tierras raras**, llamadas así porque no era frecuente aislarlas de los minerales. Todas tenían pesos atómicos próximos y valencia igual a tres. Como era imposible ubicarlas a todas en una única columna o en una sola fila, se dispuso colocarlas separadas del cuerpo principal de la tabla.

Por otro lado en 1913, al bombardear diferentes metales con electrones, Henry Moseley (1887-1915) observó que la frecuencia de los rayos x emitidos variaba periódicamente entre

los elementos, y que este cambio podía expresarse como un número, al que designó número atómico. El orden de estos números atómicos coincidía con el orden de los elementos en la tabla periódica y, mejor aún, al ordenarlos por número atómico creciente quedaban salvadas las inversiones que debían hacerse al ordenarlos por peso atómico: argón antes de potasio, cobalto antes de níquel y telurio antes de yodo.

La versión moderna de la tabla periódica de los elementos consiste en el ordenamiento de los 112 elementos conocidos por número atómico creciente, en siete filas (períodos) y dieciocho columnas (familias o grupos), de tal forma que los elementos con propiedades análogas quedaban encolumnados.

Y ahora responda:

1. ¿Cómo ordenó los elementos Mendeleiev?
2. ¿Cómo llamó a las filas? ¿Qué características presentan sus elementos?
3. ¿Cómo llamó a los elementos de valencia cero? ¿Cuál es su característica?
4. Respecto a los elementos separados del cuerpo principal de la tabla periódica: a) ¿Cuántos son? b) ¿Cómo se los llama? c) ¿Por qué se los llamó así?
5. ¿Cómo ordenó los elementos Moseley? ¿Cuál fue la mejora?
6. ¿En qué consiste la versión moderna de la tabla periódica?

NÚMEROS CUÁNTICOS: EL CÓDIGO POSTAL DE LOS ELECTRONES

Lea el siguiente texto:

¿Puede predecirse el comportamiento químico de un elemento a partir del análisis de la tabla periódica?

Para contestar esta pregunta, es preciso analizar primero y con detalle cómo se distribuyen los electrones en los orbitales atómicos.

Como ya sabemos, el número atómico Z corresponde al número de protones que hay en el núcleo de los átomos de un elemento y que, cuando el átomo es neutro, corresponde al número de electrones presentes en dicho átomo.

Los núcleos atómicos no se alteran durante las reacciones químicas. Las propiedades químicas del elemento se deben al número y al ordenamiento de los electrones en sus átomos; este ordenamiento recibe el nombre de configuración electrónica (C.E.). Para poder establecer la configuración electrónica de un átomo, es preciso conocer sus **números cuánticos** y determinar, a través de éstos, la **distribución** y el **spin** (o sentido de giro) de cada electrón.

Los números cuánticos son cuatro:

- **Número cuántico principal, n.** Se relaciona con la distancia promedio que va del electrón al núcleo en un orbital en particular. Toma valores de los números enteros positivos (1, 2, 3, etc.) y representa los niveles de energía de los electrones de un átomo.

Dentro de un nivel de energía, se pueden encontrar uno o varios subniveles, donde se agrupan orbitales cuyos valores de energía son similares, aunque no idénticos.

- **Número cuántico secundario, azimutal o de momento angular, l.** Está relacionado con la forma del orbital y depende del valor del número cuántico principal [ya que puede tener valores comprendidos entre 0 y (n-1)]. Los subniveles se designan con letras. Por ejemplo:

L	0	1	2	3	4
Nombre del orbital	s	p	d	f	g

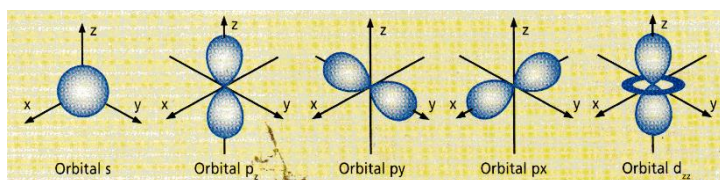
Dentro de un mismo subnivel de energía, es posible encontrar varios orbitales que tienen el mismo tamaño, la misma forma y la misma energía. Sin embargo, cuando el átomo se somete a un campo magnético externo, los orbitales adquieren distinta orientación.

- **Número cuántico magnético, m.** Está relacionado con la orientación espacial del orbital y depende del número cuántico de momento angular. Puede tomar los siguientes valores: -l; ... 0, ... (+l -1); +l.

Un orbital puede albergar como máximo dos electrones. Sin embargo, dichos electrones giran sobre sí mismos de manera diferente.

- **Número cuántico de spin electrónico, s.** Determina el spin del electrón, es decir, el sentido en que gira el **electrón** sobre su propio eje. Puede tomar solo dos valores +1/2 o -1/2, que indican un sentido de giro de igual o contrario al de las agujas del reloj.

El principio de exclusión de Pauli indica que en un mismo átomo no pueden existir dos electrones que tengan los cuatro números cuánticos iguales, es decir que al menos un número cuántico debe ser distinto.



Todos los orbitales designados la misma letra tienen la misma forma, pero su volumen es mayor al au-

-mentar el valor del número cuántico principal.

En el subnivel s, los orbitales son de simetría esférica y no direccionales. En el subnivel p, los orbitales están formados por dos lóbulos y admiten tres orientaciones; se representan sobre ejes cartesianos y se los conoce como p_x , p_y , p_z . Los orbitales d son cinco y los f siete.

Y ahora responda:

1. ¿Qué es el número atómico Z ?
2. ¿Qué sucede con los núcleos de los átomos durante una reacción química?
3. ¿De qué dependen las propiedades químicas de un elemento?
4. ¿A qué se llama configuración electrónica, C.E.?
5. a) ¿Cuáles son los números cuánticos? b) ¿Con qué se relaciona cada uno?
6. ¿Qué dice el principio de exclusión de Pauli?
7. ¿Cuál es el número máximo de electrones que puede haber en un orbital?
8. ¿Cuál es la forma de un orbital s y la de un orbital p ?

DIRECTORA: Roldán Claudia