**Facultad de Ciencias Médicas de Sagua la Grande**

**Departamento de Tecnología de la Salud**

 **Técnico Medio Especialidad: Enfermería.**

**Asignatura: Química aplicada. 1er año.**

**Confeccionado por: Profesor asistente Lic. Ismely Companioni Fernández.**

**Unidad 1** Estructura del átomo. Enlace químico.

**Sumario:** Estructura del átomo. Distribución electrónica por la notación nl X.

Tabla periódica: Variación de las propiedades atómicas en grupo y período.

Radio atómico, E de ionización y electronegatividad

Prop. Metálicas, no metálicas, oxidantes y reductoras de las de las sustancias simples.

Su relación con la posición en la TP de los elementos que forman dichas sustancias simples.

Enlace químico: enlace covalente, iónico y metálico

**Bibliografía :**

* LT 12 grado Parte 2.MINED
* Fundamentos de Química para estudiantes de Tecnologías de la Salud.

**Objetivo:** Interpretar la distribución electrónica por la notación nlx a través de ejemplos a un nivel reproductivo aplicativo para determinar número atómico del elemento, grupo y período de la TP en que están ubicados, cantidad de protones así como su clasificación en metal o no metal.

**Introducción**

Para llegar al modelo atómico que tenemos en la actualidad, se han utilizado modelos que nos ayudan a comprender los fenómenos y nos dan una explicaciónde algo que no podemos ver a simple vista. Estos modelos son aproximaciones de lo que en realidad sucede, así entonces, desde que la ciencia y los químicos iniciaron el estudio de la composición y de las propiedades de la materia, han desarrollado la teoría atómica como un modelo científico para comprender la naturaleza del átomo

**Desarrollo**

Conocemos que los átomos son las partículas más pequeñas que forman las sustancias. Muchos han sido los años de investigación para llegar a la composición y estructura del átomo.

Los átomos se componen principalmente de tres partículas, protones, neutrones y electrones. Los protones tienen carga neta positiva (+) y los electrones negativa (-); mientras que la carga neta de los neutrones es cero, no tienen carga.

Las partículas con cargas eléctricas diferentes se atraen y las de cargas iguales se repelen.

El núcleo de átomo es la región central y más pequeña donde se localizan los protones y neutrones y en la envoltura se encuentran los electrones.( Se muestra en el pizarrón lámina con la estructura del átomo)

El número de protones en el núcleo es característico para cada elemento químico y es igual al número de electrones que existe en la envoltura de ese elemento. Por ejemplo, el átomo de carbono (C), se pudiera representar de la forma que se muestra en la figura



El número atómico (es igual a protones en el núcleo) y el índice de masa o número másico (suma de protones y neutrones), caracterizan a los átomos de cada elemento.

Los átomos de cualquier elemento químico son eléctricamente neutros ya que coinciden la cantidad de protones en el núcleo con la cantidad de electrones en la envoltura

Los electrones se mueven constantemente alrededor del núcleo, distribuidos en la envoltura de acuerdo con su energía en distintos niveles de energía. En cada nivel de energía existen distintos orbitales que se diferencian por su forma y energía

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| *Nivel de energía (n)* | *Tipo de orbital (l)* | *Cantidad de orbitales* |
| 1 | s | un orbital s |
| 2 | s y p | un orbital s y tres p |
| 3 | s, p y d | un orbital s, tres p y cinco d |
| 4 | s, p, d y f | un orbital s, tres p, cinco d y siete f |

En cada orbital no puede haber más de 2 electrones. El número máximo de electrones en cada nivel de energía se puede calcular por la fórmula 2*n*2

La distribución de los electrones en el átomo se puede representar por la notación *nlx*, donde:

*n:* nivel de energía (1, 2, 3, …).

*l:* subnivel de energía (s, p, d, f).

*x:* número de electrones en el subnivel.

Con el incremento del número atómico las estructuras electrónicas semejantes, fundamentalmente de los niveles más externos, se repiten periódicamente. Así por ejemplo, los átomos de los elementos ubicados en un mismo grupo de la tabla periódica tienen el mismo número de electrones de valencia, que pueden estar situados en el último o en el penúltimo nivel de energía.

Por ejemplo, para los elementos litio, sodio y potasio ubicados en el grupo IA la distribución electrónica es:

 Li ls2 ls1

|  |  |
| --- | --- |
| Na | ls2 2s2 2p6 3s1 |
| K | ls2 2s2 2p6 3s2 3p6 3d10 4s1 |

.

Los átomos de los elementos ubicados en un mismo período de la tabla periódica tienen igual el número de niveles de energía:

Li ls22s1 Be ls2 2s2

B ls2 2s2 2p1 C ls2 2s2 sp2

De todas las capas electrónicas, las más importantes, desde el punto de vista químico, son las más externas, ya que en ellas están ubicados los electrones que intervienen durante las reacciones químicas. Al repetirse periódicamente el número de electrones en los niveles más externos, se repiten también las propiedades de los elementos y de las sustancias que ellos forman.

En resumen

nlx

n: período

x: grupo

**La tabla periódica**

El radio atómico, la energía de ionización, la electronegatividad, propiedades metálicas y no metálicas. Oxidantes y reductores. Variación de estas propiedades en un grupo y en un período de la tabla periódica.

La tabla periódica fue desarrollada por el químico ruso Mendeleiev, por el año 1869. En la tabla, los elementos químicos se organizaron en orden creciente de sus números atómicos, observándose un patrón regular en la variación de las propiedades físicas y químicas de los elementos.

En la tabla se encuentra organizados once grupos químicos, considerando que las **columnas verticales** se denominan **grupos** designados por **números romanos** y las **letras A o B**, y contienen a los elementos con propiedades similares. En el grupo I, por ejemplo, encuentra los elementos altamente reactivos, llamados metales alcalinos, como el Litio, Sodio, Potasio y Rubidio.

Las **filas horizontales** se llaman **períodos** representados por números naturales y contienen elementos cuyas propiedades químicas varían en este orden. Por ejemplo, en el período 3, los primeros elementos (Na, Mg, Al), son metales y los cuatro últimos son no metales (P, S, Cl, Ar). Pero si representamos una línea en zig- zag desde el Boro (B) en el grupo III A, luego el Silicio (Si), hasta el Astato (At); encontrar un grupo de elementos que tienen propiedades intermedias al grupo de los **metales** y los **no metales**, los que se denominan metaloides.

 Los metales están localizados a la izquierda de la línea en zig-zag, y a la derecha los no metales.

Este arreglo de los elementos en la Tabla periódica, es una consecuencia directa de la estructura de sus átomos.

La repetición periódica de las estructuras electrónicas semejantes de los átomos de los elementos químicos, trae como resultado la variación periódica de sus propiedades. Entre estas propiedades están las siguientes: radio atómico, energía de ionización, electronegatividad, propiedades metálicas o no metálicas, y carácter oxidante y reductor.

El radio atómico es la distancia promedio del núcleo al nivel electrónico más externo.\* En un grupo de la tabla periódica con el incremento del número atómico, aumenta la cantidad de niveles de energía, por lo que el radio atómico aumenta.

En un período, de un elemento a otro, la cantidad de niveles de energía no varía, mientras que la carga nuclear aumenta. Esto hace que la atracción efectiva que el núcleo ejerce sobre los electrones más externos sea mayor, y por tanto el tamaño del átomo se reduce.

La energía de ionización (o potencial de ionización) es la energía necesaria para separar el electrón menos fuertemente retenido de un átomo gaseoso aislado. El valor de la energía de ionización da la medida de la facilidad de un átomo en convertirse en catión. En un grupo, al aumentar el tamaño del átomo disminuye la atracción del núcleo sobre los electrones más externos, por lo que la energía de ionización disminuye. En un período, al disminuir el radio atómico la energía de ionización por lo general aumenta.

El tamaño de los átomos también influye en la variación de la electronegatividad, que es la atracción que un átomo ejerce sobre los electrones del enlace. La electronegatividad es mayor mientras menor sea el radio atómico y mayor sea la atracción efectiva del núcleo sobre los electrones más externos. De lo anterior se deduce que el elemento más electronegativo es el flúor.

Con el tamaño del átomo y la cantidad de electrones de valencia están relacionadas las propiedades metálicas o no metálicas de los elementos. Para los elementos metálicos es característico la pérdida de electrones, mientras que para los no metálicos es la ganancia.

La relativa facilidad para ceder electrones aumenta a medida que es menor la cantidad de electrones en el último nivel de energía y mayor el tamaño del átomo. Por esta razón, podemos decir que en un período de la tabla periódica con el aumento del número atómico disminuye el carácter metálico. Por el contrario, en un grupo al aumentar el número atómico el carácter metálico aumenta.

Estrechamente vinculadas con las estructuras electrónicas de los átomos de los elementos están las propiedades oxidantes o reductoras de las sustancias simples que ellos forman.

La oxidación y la reducción son procesos contrarios que ocurren simultáneamente. La oxidación es la pérdida de electrones por una especie química dada y la reducción es la ganancia de electrones por otra. Como resultado de los procesos de oxidación-reducción, unas especies aumentan su grado de oxidación al perder electrones (se oxidan) y otras al captar esos electrones se reducen, disminuyendo su grado de oxidación. La especie química que se oxida es el agente reductor, mientras que la especie que se reduce es el agente oxidante.

Los metales, al perder con relativa facilidad sus electrones de valencia, son buenos agentes reductores. Por otra parte, los no metales generalmente son buenos agentes oxidantes, ya que para ellos lo más característico es captar electrones.

Los **metales** y los no metales presentan propiedades químicas diferentes. Los metales tienen un número pequeño de electrones en su última capa electrónica y **tienden a perder electrones**; durante las reacciones químicas; mientras que los **no metales** pueden **aceptar esos electrones**, pues sus capas o niveles exteriores están casi completos, excluyendo los gases nobles del grupo VIIIA. Los átomos pueden compartir electrones y esta unión no es solo entre metales y no metales, sino también entre metales o entre no metales.

En la naturaleza es muy difícil encontrar átomos aislados. Estos se unen entre sí formando la gran diversidad de sustancias que existe. A la unión entre los átomos para formar diferentes sustancias se le llama **enlace químico.** Durante las reacciones químicas ocurre el rompimiento de unos enlaces y la formación de otros.

Los enlaces químicos se producen por la interacción entre los átomos de especies diferentes o idénticas, produciendo átomos enlazados o iones que son más estables que los átomos unidos entre sí. En la formación del enlace químico se libera energía, que tenían almacenadas los átomos y se obtiene una entidad de más bajo contenido energético, por lo que implica una mayor estabilidad. El enlace puede ser **iónico, covalente o metálico**

Existen dos tipos diferentes de iones: iones **negativos** denominados **aniones** e iones **positivos** llamados **cationes**. Los cationes se producen cuando los metales (M) y algunos no metales como el Hidrógeno, pierden uno o más electrones.

Los aniones se producen cuando los no metales ganan electrones.

Él término **iónico** proviene de la palabra griega que significa “mover”. El **enlace iónico** resulta de la transferencia de electrones de un metal a un no-metal. Para entender mejor este enlace debemos analizar una propiedad importante de los átomos enlazados, la **electronegatividad.**

La electronegatividad es una medida de la posibilidad que tiene un átomo para **atraer** los electrones de un enlace químico covalente.

Linus Pauling quien recibió premio Nobel de Química en 1954 y 1963 construyó una escala de electronegatividad de los elementos que en la actualidad sigue en uso.

**Enlace iónico**

EL **enlace iónico** se produce por la fuerza de atracción electrostática entre átomos con cargas opuestas.

**Enlace covalente**

Este tipo de enlace se produce por el compartimiento de electrones por los átomos involucrados en el enlace. Estos átomos pueden poseer la misma electronegatividad o diferente.

En el modelo del **enlace covalente** dos átomos comparten pares de electrones, cada par de electrones compartidos es un enlace. Si los átomos del enlace covalente son de elementos diferentes, uno de ellos tiende a atraer a los electrones compartidos con más fuerza, y los electrones pasan más tiempo cerca de ese átomo; a este enlace se le conoce como **covalente polar**, como pasa en el cloruro de hidrógeno (HCl).

Cuando los átomos unidos por un enlace covalente son iguales, ninguno de los átomos atrae a los electrones compartidos con más fuerza que el otro; este fenómeno recibe el nombre de **enlace covalente no polar o apolar**, la molécula de dicloro representada. Estas sustancias no conducen la electricidad, ni tienen brillo, ductilidad o maleabilidad.

**Enlace metálico**

En el modelo del **enlace metálico** los electrones de la capa electrónica externa de los átomos son compartidos por todos los átomos, pero pueden moverse con cierta libertad. Un metal típico, consiste en una formación regular de átomos donde cada uno ha perdido, uno, dos o tres electrones para formar un ion. Los electrones se distribuyen por todo el metal formando enlaces no direccionales o deslocalizados con los iones positivos. Esta estructura, explica las propiedades de los metales: son buenos conductores de la electricidad al estar los electrones libres para moverse de un sitio a otro, y resultan maleables porque sus iones positivos se mantienen unidos por fuerzas no direccionales.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| *Tipo de enlace* | *Características del enlace* | *Ejemplos* |
| Covalente | Compartimiento de electrones por dos átomos | H2, HBr, SO2, , P4 |
| Iónico | Fuerza electrostática entre iones de carga contraria | NaCl, MgO, CaF2 |
| Metálico | Atracción simultánea de los electrones más externos por varios átomos | Zn, Na, Al |

**Conclusiones**

La química es probablemente la única rama de las ciencias experimentales cuyo objeto de estudio está en permanente expansión, dado que el número de nuevas moléculas, sintetizadas por el hombre crece día a día. El mundo actual y nuestra vida cotidiana están marcados por un sinnúmero de productos de síntesis, desde los materiales más diversos en forma de fibras, plásticos o colorantes, hasta los medicamentos, los plaguicidas o los fertilizantes. Gran parte de la "cultura del bienestar" se fundamenta en la puesta a disposición del hombre de estos productos que son fruto, entre otras cosas, de un profundo conocimiento de la estructura atómica y molecular.

Las propiedades periódicas, son propiedades repetitivas o parecidas que se dan sobre elementos de un mismo grupo y/o de un mismo período, que facilitan la elaboración de una gráfica que resume la mejor organización que pueden tener todos los elementos, ésta es la **tabla periódica**.

**ACTIVIDADES DE EVALUACIÓN DEL APRENDIZAJE**.

**1-** Analice las siguientes informaciones sobre los elementos A, B

A: 1s22s22p4 B 1s22s22p63s2

Conteste:

* En qué grupo y período de la TP se encuentran ubicados A y B.
* Cantidad de electrones de A.
* Cantidad de protones de B.

**2-** Analice las siguientes informaciones sobre los elementos A, B, D y E

A: 1s22s22p4 B 1s22s22p63s2 D período 3 Grupo I A

E: período 4 Grupo I A

Conteste:

a) ¿Cuántos niveles de energía poseen los átomos de A ?

b) Diga el número atómico del elemento A

c) el elemento B se encuentra ubicado en el período\_\_\_\_ grupo \_\_\_\_

d) Seleccione entre los electos D y E

1- El de mayor radio atómico

2- El de menores características metálicas

**3-** Analice el siguiente fragmento de la TP y responda

|  |  |
| --- | --- |
|  | II A |
|  2 | Be |
| 3 | Mg |
| 4 |  |
| 5 | Sr |
| 6 |  |

3.1- ¿Cuantos niveles de energía presentan los átomos de Sr?

3.2- ¿Cuantos electrones en el último nivel de energía presentan los átomos de Sr?

3.3- Seleccione entre el Be y Mg , el elemento de mayor radio atómico

3.4- Argumenta la respuesta del inciso anterior

3.5- Selecciona la alternativa correcta para completar la siguiente afirmación

La sustancia magnesio presenta enlace

\_\_\_metálico \_\_\_\_iónico \_\_\_\_\_covalente apolar \_\_\_\_covalente polar

3.6- Si el número atómico del magnesio (Mg) es 12. ¿Cuántos protones tiene este átomo?

**4-** Dada la siguiente distribución electrónica

1s2 2s2 2p3

1. Diga número atómico.
2. En qué grupo y período se encuentra
3. Cantidad de electrones
4. Diga si el elemento es metálico o no metálico