

DOCENTE: Nancy Yamile Mateus González	AREA: CIENCIAS NATURALES J.T. ASIGNATURA: QUÍMICA	GRADO - CURSO: SEXTO 604
CÓDIGO: III – 13 //30-09-2021	TEMA: TABLA PERIÓDICA	

## I. INTRODUCCIÓN:

Dentro de las Ciencias Naturales, la QUÍMICA es una ciencia experimental dedicada al estudio de la materia tomando en cuenta su estructura, estado y transformaciones, y busca lograr un aprendizaje significativo a través de la lectura comprensiva del contenido científico y mediante la realización de diversas prácticas en el laboratorio y en la vida cotidiana. Esta Guía Didáctica se ha elaborado con la finalidad de complementar el proceso de enseñanza-aprendizaje en los estudiantes del grado SEXTO.

## II. CONCEPTUALIZACIÓN:

### 1. DESEMPEÑO PARA EVALUAR:

- Reconoce la importancia de la Química en el desarrollo de la humanidad.
- Identifica la estructura y propiedades de la tabla periódica.
- Participa y trabaja adecuadamente, cumpliendo las normas establecidas y el respeto por la opinión de sus compañeros.

### 2. CONCEPTOS GENERALES:

## TABLA PERIÓDICA

La determinación de las propiedades y la clasificación de los elementos ha sido uno de los logros más importantes de la Química. Es posible ordenar los elementos químicos, en un arreglo razonablemente sistemático, que aunque no ideal, es extremadamente útil. Esta representación se conoce como “Tabla Periódica”, en cualquiera de las muchas variaciones en las que ha sido propuesta. Su función es servir como una estructura, soporte o esquema de organización, para la amplia información química. Cualquier estructura satisfactoria para un grupo de hechos, deberá ser construida sobre una base bien sólida.

Así, la base para la tabla periódica, es la “Ley Periódica”, la cual, en su versión moderna establece que “las propiedades de los elementos químicos son función periódica de su número atómico”. Todas las formas de la tabla periódica son, necesariamente, solo intentos arbitrarios y artificiales de representar esta ley, de la manera más adecuada posible. Pero la Ley Periódica tiene asimismo, su propia base fundamental, la cual necesita ser entendida al detalle, a fin de que la tabla periódica pueda tener la máxima efectividad. Actualmente se conoce que cada elemento posee una “configuración electrónica” dada, en su estado fundamental, y que los elementos con configuraciones electrónicas externas similares, se comportan de manera parecida en muchos aspectos.

Podría creerse, según esto, que la clasificación periódica de los elementos es simplemente una consecuencia de las investigaciones sobre la estructura atómica, y que es solo un modo conveniente de expresar los resultados de las mismas. Sin embargo, no es así, ya que el desarrollo de la clasificación periódica precedió a los estudios que establecieron la teoría atómica moderna. De hecho, las clasificaciones periódicas conseguidas como resultado de las observaciones meticolosas de las propiedades de los elementos y de sus compuestos, constituyeron las bases fundamentales para el establecimiento de la teoría atómica moderna, y no al contrario.

<b>DOCENTE:</b> Nancy Yamile Mateus González	<b>AREA:</b> CIENCIAS NATURALES J.T. <b>ASIGNATURA:</b> QUÍMICA	<b>GRADO - CURSO:</b> SEXTO 604
<b>CÓDIGO:</b> III – 13 //30-09-2021	<b>TEMA:</b> TABLA PERIÓDICA	

La forma original en que se construyó la tabla periódica en el siglo XIX se basó en cambio, en el conocimiento que tenían los químicos de ese tiempo acerca de los pesos atómicos, ya que solo poseían una vaga idea de los átomos y de las moléculas y no conocían la existencia de los protones y electrones. Para ese entonces, ya se habían hecho mediciones exactas de los pesos atómicos de muchos elementos, y ordenarlos de acuerdo con sus pesos atómicos parecía lógico a aquellos químicos, que sentían que el comportamiento químico debía estar de alguna manera relacionado con esta propiedad.

### LOS PRIMEROS ELEMENTOS

Desde los tiempos más antiguos, los seres humanos han estado intrigados por la composición del mundo que los rodea. Durante la prehistoria se realizaron los primeros grandes progresos de la humanidad: el lenguaje, el fuego, la domesticación de animales, el cultivo de la tierra, etc. Pero de esa época, solo se tienen nociones generales y vagas, debido a que son muy escasas las evidencias remanentes, dado que los implementos que utilizaba el hombre prehistórico fueron aquellos que se encontraban en su estado natural: piedras, madera, huesos.... De allí que en la actualidad, se distinguen los diferentes períodos según el material más duradero empleado en ellos para fabricar útiles de caza e implementos domésticos. Así en la “Edad de Piedra”, la cual abarca los períodos Paleolítico (aprox. 100.000 – 10.000 a.C.) y Neolítico (aprox. 10.000 – 5.000 a.C.), este fue el material predominante el cual, primero tallado y luego pulido, permitió el desarrollo de la civilización.

El hombre prehistórico debe de haberse sentido fascinado por otros materiales más brillantes, más coloridos y más difíciles de conseguir que las piedras comunes. Las pepitas de oro y de plata que algunas veces resaltaban en el terreno, probablemente les parecieron tan diferentes a todo lo conocido que las llamaban “sudor del sol” y “lágrimas de la luna”, por lo que seguramente el primer uso que se les dio fue como ornamentos, en los rituales dedicados a estos astros celestes.

### LOS ALQUIMISTAS

A partir del siglo VII comenzó la expansión del Islamismo, doctrina religiosa estructurada por Mahoma (570-632) la cual llevó a los árabes a conquistar grandes territorios en Siria, Palestina y Persia. También conquistaron Egipto y todo el norte de África, y luego la península española, donde se mantuvieron hasta el siglo XV, cuando fueron expulsados por los Reyes Católicos. Durante este período, mientras que en el resto de Europa no se produjeron avances significativos, los árabes llegaron a dominar en muchas áreas del conocimiento humano. De hecho en árabe, la palabra khomeia llegó a convertirse en al-kimiya, la cual se generalizó en Europa como “alquimia”.

En la actualidad se denomina con este término, al desarrollo de todos los conocimientos y aplicaciones de la química entre los años 300 y 1600 d.C. Durante los siglos posteriores, la alquimia estuvo envuelta en un halo de misterio, ya que a los pocos que la practicaban se les consideraba dotados de poderes sobrenaturales. Esto fue incentivado además por los mismos alquimistas, a quienes les interesaba mantener ocultos sus estudios relacionados con la transmutación de los metales, destinados a convertir el plomo o el hierro en oro. No fue sino hasta el siglo X, 6 Elementos Químicos y sus Propiedades Periódicas que el alquimista persa Al Razi (aprox. 850-925) conocido en Europa como Rhazes, describe detalladamente el antimonio, no obstante que este ya era usado anteriormente con fines medicinales. Al Razi se interesó más por la medicina que por la obtención de oro, dando origen a los aspectos médicos de la alquimia, que continuaron con el persa Ibn Sina (979-1037) cuyo nombre latinizado llegó a ser Avicena.

DOCENTE: Nancy Yamile Mateus González	AREA: CIENCIAS NATURALES J.T. ASIGNATURA: QUÍMICA	GRADO - CURSO: SEXTO 604
CÓDIGO: III – 13 //30-09-2021	TEMA: TABLA PERIÓDICA	

## LA TABLA PERIÓDICA

La Tabla Periódica es una ordenación lógica y racional de todos los elementos químicos. Hay diferentes versiones, las primeras se deben a D.I. Mendeleev y J.L. Meyer elaboradas en 1869; ambas estaban basadas en las repeticiones periódicas de las propiedades físicas y químicas de los elementos conocidos en aquella época. La versión moderna se basa en la configuración electrónica de los elementos químicos y se denomina “Forma Larga”. Los elementos se disponen en:

- 18 familias o grupos: Son columnas numeradas de izquierda a derecha.
- 7 períodos: Son filas numeradas de arriba abajo.

Forma Larga de la Tabla Periódica: Orden de disposición de los electrones a lo largo de la tabla periódica.

1er periodo: 1s (2 elementos)

2o periodo: 2s 2p (8 elementos)

3o periodo: 3s 3p (8 elementos)

4o periodo: 4s 3d 4p (18 elementos)

5o periodo: 5s 4d 5p (18 elementos)

6o periodo: 6s 4f 5d 6p (32 elem.)

7o periodo: 7s 5f 6d (7p\* ) (32\* elem.)

La tabla periódica es una ordenación de los elementos químicos en disposición creciente del número atómico (Z), que pone de relieve la periodicidad del comportamiento químico, es decir, que pasando un determinado número de elementos se vuelve a encontrar un elemento con propiedades químicas semejantes.

En un átomo los electrones más externos, más energéticos, se denominan electrones de valencia, el resto de electrones dispuestos en niveles internos constituyen el núcleo electrónico del átomo. Cada periodo o fila comienza con un elemento que tiene un electrón de valencia (de la capa externa) en un orbital s.

Las familias o grupos de la tabla periódica se pueden agrupar en dos subgrupos:



- **Subgrupo A:** Elementos con los niveles internos llenos y el nivel externo incompleto.
- **Subgrupo B:** Elementos de transición.

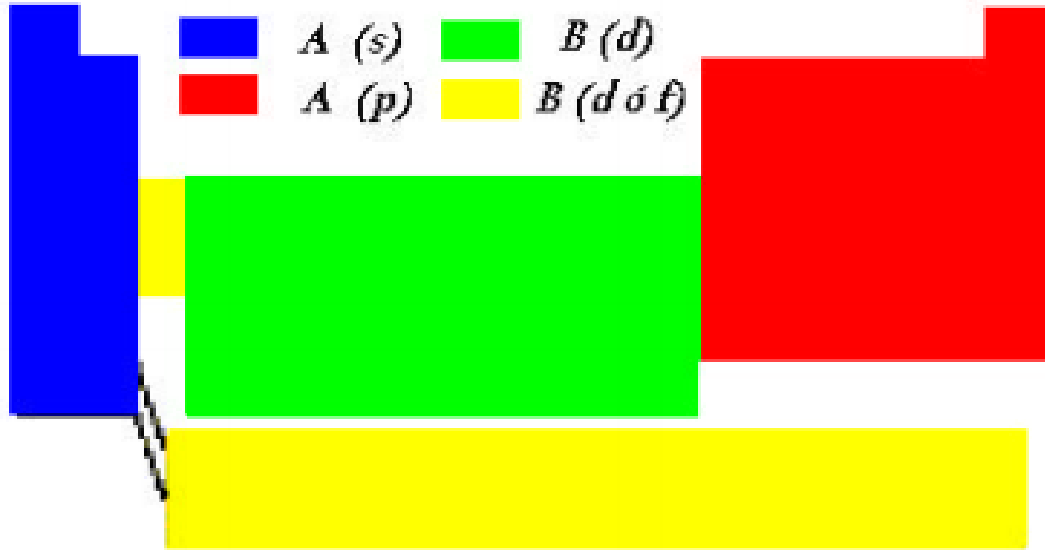
También se pueden agrupar en cuatro bloques de acuerdo con los orbitales que se van llenando:

**Bloque s:** Se llena el orbital s del número cuántico n del mismo periodo, grupos 1 y 2. **Bloque p:** Se llenan los orbitales p del número cuántico n, grupos 13 a 18.

**Bloque d:** Se llenan los orbitales d del número cuántico n-1, grupos 3 a 12.

**Bloque f:** Se llenan los orbitales f del número cuántico n-2, lantánidos y actínidos.

 <b>COLEGIO INSTITUTO TÉCNICO INTERNACIONAL IED</b> <b>P.E.I. EDUCACIÓN EN TECNOLOGÍA Y SU INFLUENCIA EN LA CALIDAD DE VIDA</b> 		
<b>DOCENTE:</b> Nancy Yamile Mateus González <small>ALCALDIA MAYOR DE BOGOTÁ D.C. Secretaría Educación</small>	<b>AREA:</b> CIENCIAS NATURALES J.T. <b>ASIGNATURA:</b> QUÍMICA	<b>GRADO - CURSO:</b> SEXTO 604
<b>CÓDIGO:</b> III – 13 //30-09-2021	<b>TEMA:</b> TABLA PERIÓDICA	

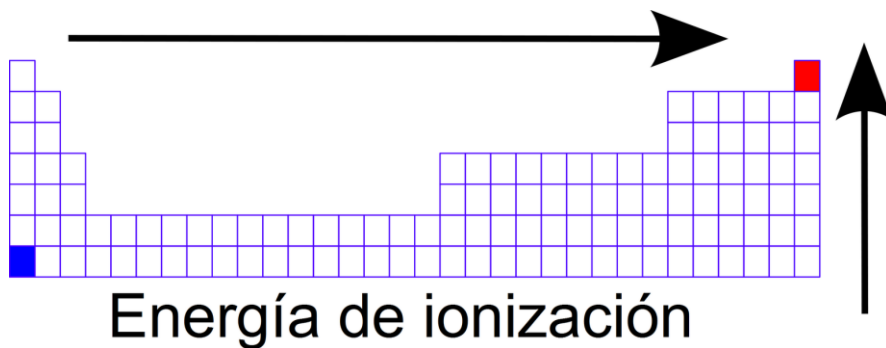


**Figura 1.** Distribucion de la tabla periodica en bloques (Tomado de: <http://www.unalmed.edu.co/~cgpaucar/peridica.PDF>)

Las configuraciones electrónicas de los elementos químicos y las regularidades encontradas en las mismas a lo largo de la tabla periódica, permiten explicar satisfactoriamente una buena parte del comportamiento químico y reactividad de los elementos.

### ENERGÍAS DE IONIZACIÓN

Energía de ionización: “Es la energía mínima necesaria para arrancar el electrón más externo, es decir, el menos atraído por el núcleo, de un átomo en estado gaseoso y convertirlo en un ión gaseoso con carga positiva, en condiciones de presión y temperatura estándar”. En un átomo polieletrónico pueden arrancarse varios electrones, por lo que se pueden definir tantas energías de ionización como electrones tiene el átomo.



**Figura 2.** Energía de ionización en la tabla periódica (Tomado de: [http://4.bp.blogspot.com/-iilQUaz\\_KH4/Tz\\_68XIF0oI/AAAAAAAAADpw/W-mTJJ-uPNQ/s1600/Energia+de+ionizacion.png](http://4.bp.blogspot.com/-iilQUaz_KH4/Tz_68XIF0oI/AAAAAAAAADpw/W-mTJJ-uPNQ/s1600/Energia+de+ionizacion.png))

DOCENTE: Nancy Yamile Mateus González	AREA: CIENCIAS NATURALES J.T. ASIGNATURA: QUÍMICA	GRADO - CURSO: SEXTO 604
CÓDIGO: III – 13 //30-09-2021	TEMA: TABLA PERIÓDICA	

### AFINIDAD ELECTRÓNICA

Afinidad electrónica (A): “Es la energía mínima necesaria para arrancar el electrón más externo, es decir, el menos atraído por el núcleo, de un anión en estado gaseoso y convertirlo en un átomo neutro gaseoso, en condiciones de presión y temperatura estándar”.

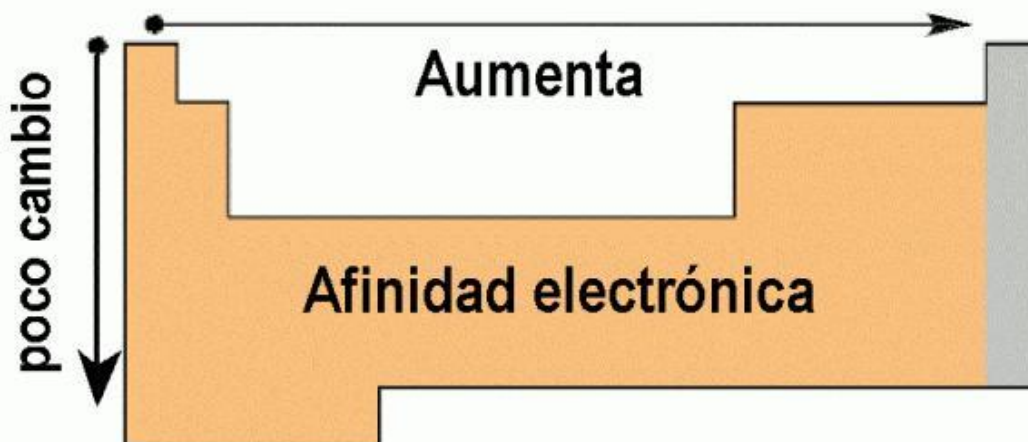


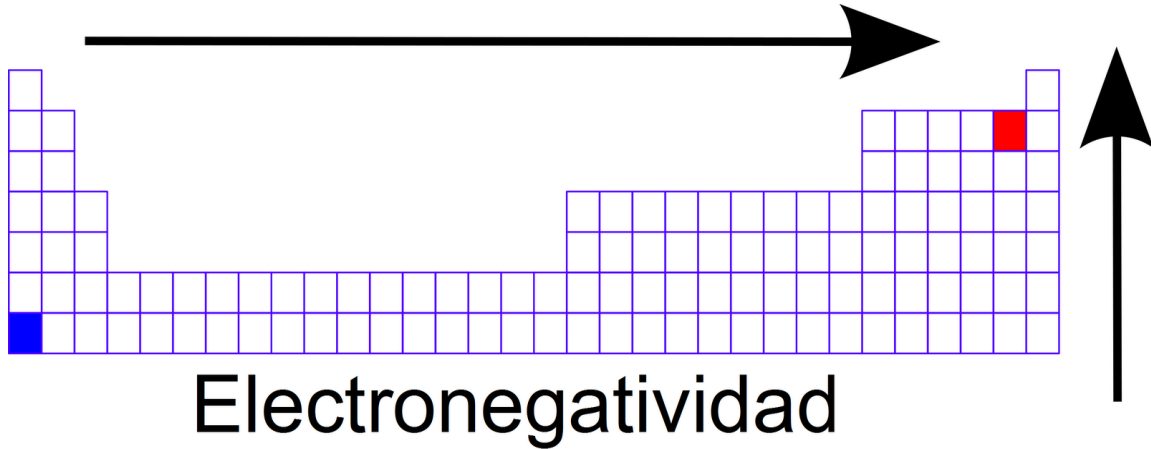
Figura 3. Afinidad electrónica en la tabla periódica (Tomado de: [http://depa.fquim.unam.mx/QI/contenido/periodicidad\\_archivos/image087.jpg](http://depa.fquim.unam.mx/QI/contenido/periodicidad_archivos/image087.jpg))

### ELECTRONEGATIVIDAD

Es una magnitud empírica que no está definida con gran precisión. Se define como: “la tendencia de un átomo a atraer electrones durante la formación de un enlace químico”. Por razón de su propia definición semicualitativa, existen diversas escalas de electronegatividades que dan diferentes valores numéricos, pero los valores relativos son análogos en todas esas escalas.

- **Escala de Pauling:** Se basa en la comparación de la energía del enlace A-B,  $D_{AB}$ , con las de los enlaces A-A,  $D_{AA}$ , y B-B,  $D_{BB}$ :  $\chi_A - \chi_B = \frac{D_{AB} - \frac{1}{2}(D_{AA} + D_{BB})}{\chi_H}$ , donde  $\chi_A$  y  $\chi_B$  son las electronegatividades de A y de B. Se toma un valor de referencia:  $\chi_H = 2.2$
- **Escala de Mulliken:** Se basa en la energía de ionización y en la afinidad electrónica del átomo en cuestión:  $\chi_A = k \cdot (I + A)$ ; k es un factor de normalización para que el valor máximo de electronegatividad,  $\chi_F$ , sea 4. Esta escala refleja el compromiso del átomo entre la tendencia a liberar sus electrones más externos (I) y la de incorporar electrones adicionales (A).

<b>COLEGIO INSTITUTO TÉCNICO INTERNACIONAL IED</b> <b>P.E.I. EDUCACIÓN EN TECNOLOGÍA Y SU INFLUENCIA EN LA CALIDAD DE VIDA</b>		
<small>ALCALDIA MAYOR DE BOGOTÁ D.C. Secretaría Educación</small>	<b>DOCENTE: Nancy Yamile Mateus González</b>	<b>AREA: CIENCIAS NATURALES J.T.</b> <b>ASIGNATURA: QUÍMICA</b>
<b>CÓDIGO: III – 13 //30-09-2021</b>	<b>TEMA: TABLA PERIÓDICA</b>	<b>GRADO - CURSO: SEXTO 604</b>



# Electronegatividad

**Figura 4.** Electronegatividad en la tabla periódica (Tomado de: <https://bibliotecadeinvestigaciones.files.wordpress.com/2013/01/electronegatividad.png>)

## VOLUMEN ATÓMICO APARENTE

Meyer lo calculó dividiendo el peso atómico del elemento por la densidad de su sólido. Es sólo una medida cualitativa del tamaño atómico ya que la densidad del sólido depende de su estructura cristalina y de la temperatura. Variación del volumen atómico aparente en función Z: Fuerzas responsables:

- Dentro del periodo: Al aumentar Z hay un compromiso entre dos fuerzas antagónicas: unas de atracción entre núcleo y electrones (reducen el volumen) y otras de repulsión entre los electrones (lo aumentan).
- Dentro del grupo: Al aumentar Z aumenta el número de niveles energéticos ocupados, dando lugar a un aumento del volumen. \* Tendencias generales: + Dentro de un periodo el volumen es máximo para los alcalinos y decrece al aumentar Z hasta un valor mínimo (alrededor del grupo 13) volviendo a crecer hasta el gas noble, (nuevo máximo para el alcalino siguiente).
- Dentro de un grupo el volumen aumenta conforme aumenta el periodo.

## RADIO IÓNICO

Expresión cuantitativa del tamaño útil para la comprensión de las propiedades químicas.

- Para iones isoelectrónicos (igual número de electrones) el radio iónico disminuye al aumentar Z, ya que a medida que aumenta la carga nuclear (mayor Z) la nube electrónica se contrae.
- Dentro de un grupo, para iones de igual carga, el radio es mayor conforme aumenta Z. Este aumento es menos pronunciado a partir del 4o periodo, ya que en ese periodo aparece la primera serie de transición y, a medida que estos elementos entran en la tabla periódica, la creciente carga nuclear tiende a hacer que los elementos y sus iones se contraigan, mientras que el apantallamiento apenas varía porque se están ocupando orbitales tipo d.

DOCENTE: Nancy Yamile Mateus González	AREA: CIENCIAS NATURALES J.T. ASIGNATURA: QUÍMICA	GRADO - CURSO: SEXTO 604
CÓDIGO: III – 13 //30-09-2021	TEMA: TABLA PERIÓDICA	

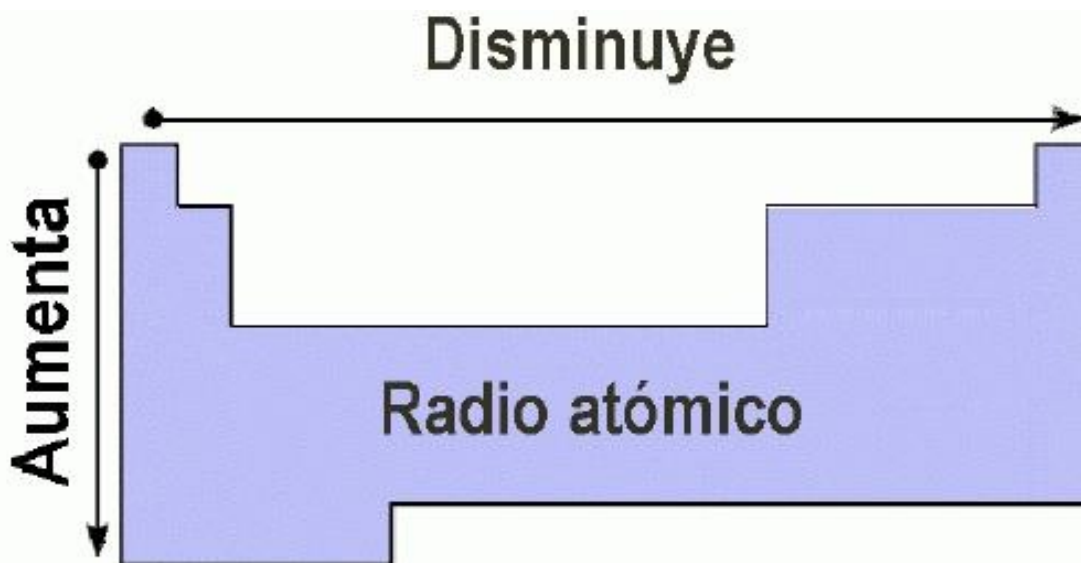


Figura 5. Radio atómico en la tabla periódica (Tomado de: <http://image.slidesharecdn.com/jg-201001-qg-clase02-tablap-100910225357-phpapp02/95/jg-201001qgclase02tabla-p-37-728.jpg?cb=1284159332> )

## ESTADOS DE OXIDACIÓN

**Elementos representativos:** Los estados de oxidación de los elementos representativos tienen una relación simple con las configuraciones electrónicas de los átomos. Muchos corresponden a la pérdida o ganancia de electrones para adquirir una configuración electrónica de “capa completa”, tipo  $ns^2 np^6$  o  $nd^{10}$ . Esta tendencia es muy clara en los grupos 1 y 2 y los elementos más ligeros del grupo 13.

Los elementos más pesados del grupo 13 presenta estados de oxidación que corresponden a la pérdida de los electrones  $np$  ( $M^+$ ); esto también ocurre para los elementos más pesados de los grupos 14 ( $M^{+2}$ ), 15 ( $M^{+3}$ ), 16 ( $M^{+4}$ ) y 17 ( $M^{+5}$ ). En los grupos donde hay dos o más estados de oxidación positivos, los estados de oxidación inferiores tienden a ser más importantes a medida que se baja en la columna de la tabla periódica. Los estados de oxidación negativos aparecen en los “no metales”.

**Elementos de transición:** Los elementos de transición presentan gran número de estados de oxidación, pero hay que tener en cuenta algunas regularidades y tendencias debidas a la variación en las energías relativas de los orbitales  $ns$  y  $(n-1)d$ . Como estos orbitales tienen energías similares en la primera mitad de la serie de transición (grupos 3, 4, 5, 6 y 7), estos elementos suelen presentar distintos estados de oxidación. En cambio, para la segunda mitad de la serie de transición la energía de los orbitales  $ns$  es bastante mayor que la de los orbitales  $(n-1)d$ , por lo que los estados de oxidación más importantes corresponden a la pérdida de los electrones del orbital  $ns$ .

**Lantánidos y actínidos:** En los lantánidos aparece el estado de oxidación  $2+$ , debido a la pérdida de los electrones  $ns$ . En los lantánidos y actínidos aparece el estado de oxidación  $3+$ , debido a la pérdida de los electrones de los orbitales  $ns$  y  $(n-1)d$ . Los estados de oxidación mayor son debidos a la pérdida adicional de electrones  $(n-2)f$ .

DOCENTE: Nancy Yamile Mateus González	AREA: CIENCIAS NATURALES J.T. ASIGNATURA: QUÍMICA	GRADO - CURSO: SEXTO 604
CÓDIGO: III – 13 //30-09-2021	TEMA: TABLA PERIÓDICA	

### III. ACTIVIDADES POR DESARROLLAR:

Responda las siguientes preguntas en el cuaderno:

1. Explique qué es la Tabla periódica
2. ¿Cómo se descubrieron los primeros elementos?
3. ¿Quiénes fueron los alquimistas?
4. Mediante un mapa conceptual explique la organización de la tabla periódica por periodos, subgrupos y bloques.
5. Coloque una fotocopia de la tabla periódica en el cuaderno.

### IV. AUTOEVALUACIÓN:

**Cualitativa:** Por favor describan:

- ¿qué aprendieron?
- ¿qué se les facilitó?
- ¿qué se les dificultó?
- ¿necesitan refuerzo?

- **NOTA:** Realizar el trabajo en el cuaderno, tomar las fotos como evidencia y enviarlas al correo: [nancy.mateus@iedtecnicointernacional.edu.co](mailto:nancy.mateus@iedtecnicointernacional.edu.co).
- Las clases en MEET se iniciarán de acuerdo al horario establecido y para ingresar a ellas será posible únicamente con el correo institucional asignado a cada estudiante. Se publicará dicha información con anticipación y se enviará el enlace para que se puedan conectar a la clase. Sí por alguna razón no le ha llegado la invitación me escriben al correo para poder iniciar. Muchas gracias.