


| INSTITUCIÓN EDUCATIVA LA PRESENTACIÓN | | | | | |
|-----------------------------------------------------------------------------------|----------------|-------|--------------------------|-------------|----------|
|  | NOMBRE ALUMNA: | | | | |
| | ÁREA: | | Ciencias Naturales | | |
| | ASIGNATURA: | | Química | | |
| | DOCENTE: | | Edgar Jaramillo Pulgarin | | |
| | TIPO DE GUÍA: | | Conceptual | | |
| | PERIODO | GRADO | Nº | FECHA | DURACIÓN |
| | 1 | 10º | 2 | Feb.3 /2020 | 6 horas |

INDICADORES DE DESEMPEÑO

- Diferencia la estructura interna de los átomos desde diferentes puntos de vista históricos
- Establece semejanzas y diferencias entre los principales modelos los atómicos.
- Establece relaciones entre la composición del átomo, número atómico, masa atómica y distribución electrónica.
- Elabora y distingue los tipos de enlaces presentes en los compuestos químicos.

PROPIEDADES PERIODICAS DE LOS ELEMENTOS

Propiedades periódicas de los elementos Son las características que tienen los elementos y que varían en forma secuencial por grupos y períodos. Algunas de esas propiedades son: radio atómico, potencial de ionización, electronegatividad, estructura electrónica, afinidad electrónica, valencia iónica, carácter metálico.

- **Número atómico:** El número atómico indica el número de protones del núcleo del átomo. El número atómico es un indicador, presente en la tabla periódica, del número de protones que se encuentran en el núcleo de los átomos de un elemento. Esta información es de suma importancia en la química y la física cuántica: recordemos que los protones tienen carga positiva y los electrones carga negativa, por lo que el número atómico sirve para entender (junto con el número de electrones) su comportamiento electromagnético.
- **Masa atómica:** La masa de un átomo es el equivalente al número de elementos en su núcleo: protones y neutrones. Dependiendo de ello, será un átomo más masivo o menos masivo y esto se expresa en unidades de masa atómica (uma). Dado que existen isótopos con diversa masa atómica, se suele calcular la masa atómica de un elemento como el promedio de la de todos sus isótopos conocidos.
- **Valencia:** Se trata del número de electrones que un átomo de un elemento posee en su órbita más lejana (último nivel de energía). En base a ello el átomo podrá formar enlaces covalentes, juntándose con otros átomos y compartiendo sus electrones. Algunos átomos poseen más de una valencia, por lo que este concepto a menudo se prefiere llamar "número de oxidación".
- **Isotopía (Isótopos):** Los átomos de un mismo elemento pueden variar ligeramente entre sí, de acuerdo a sus propiedades físicas y energéticas. Se llama isótopos a los átomos de un mismo elemento que se comportan distinto químicamente hablando. Por ejemplo, el plutonio es un elemento radiactivo que termina por convertirse en plomo; pero su isótopo de mayor duración es el plutonio-244, con una vida de 80 millones de años. En cambio, el plutonio-239 dura unos 24.100 años, y el plutonio-238 dura apenas 88 años.
- **Estructura electrónica:** es la distribución de los electrones del átomo en los diferentes niveles y subniveles de energía. Todos los elementos de un período tienen sus electrones más externos en el mismo nivel de energía. Los elementos de un grupo comparten la configuración electrónica externa teniendo, por lo tanto, propiedades químicas semejantes.
- **Electronegatividad:** es la tendencia que tiene un elemento de atraer los electrones de enlace de otros elementos. En la tabla periódica, la electronegatividad aumenta en los períodos de izquierda a derecha y los grupos, de abajo hacia arriba.
- **Radio atómico:** los electrones se ubican en diferentes niveles alrededor del núcleo y el radio atómico es la distancia, más probable, que existe entre los electrones de la última capa y el núcleo. La expresión probable se

debe a que los electrones no describen órbitas cerradas. Disminuye a lo largo del periodo y aumenta de arriba hacia abajo dentro de un grupo de la tabla.

• **Potencial de ionización:** es la energía necesaria para quitar un electrón a un átomo neutro, convirtiéndolo en un catión. Depende de la energía con la que el elemento en cuestión atraiga a sus electrones. En un grupo, el valor disminuye de arriba hacia abajo. En un período, aumenta desde la izquierda hacia la derecha.

| | | | |
|------------------------|--------|-----------------|--------------------|
| Número atómico | 1 | 1.00797 | Peso atómico |
| Punto de ebullición °C | -252.7 | | Valencia |
| Punto de fusión °C | -259.7 | H | Símbolo |
| Densidad | 0.017 | 1s ¹ | Estructura atómica |
| | | Hidrógeno | Nombre |

➤ **Número atómico es el número de protones que hay en el núcleo de un átomo y se representa con la letra Z.**

➤ **Peso atómico o Masa atómica –**

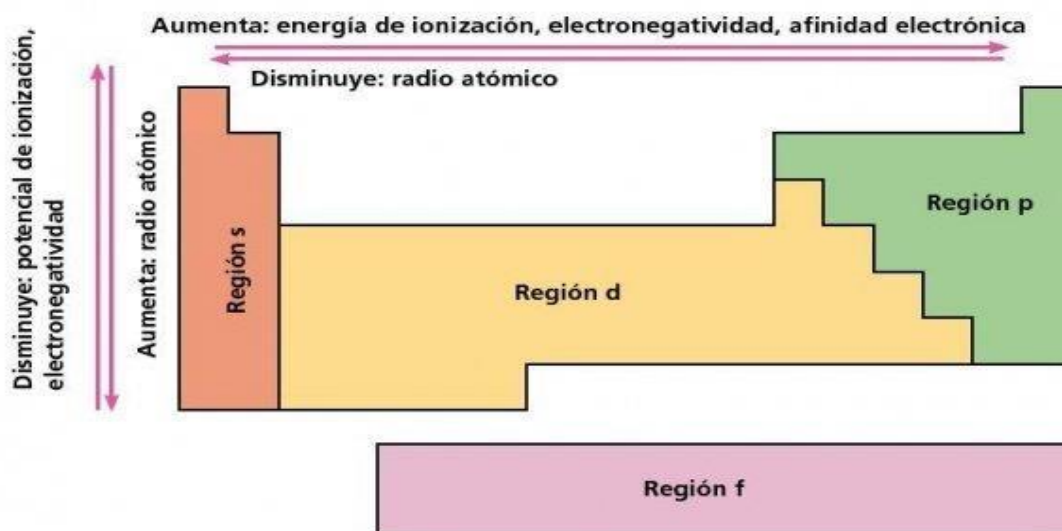
- **A = protones + neutrones**
- **A = p + n → A = Z + n**

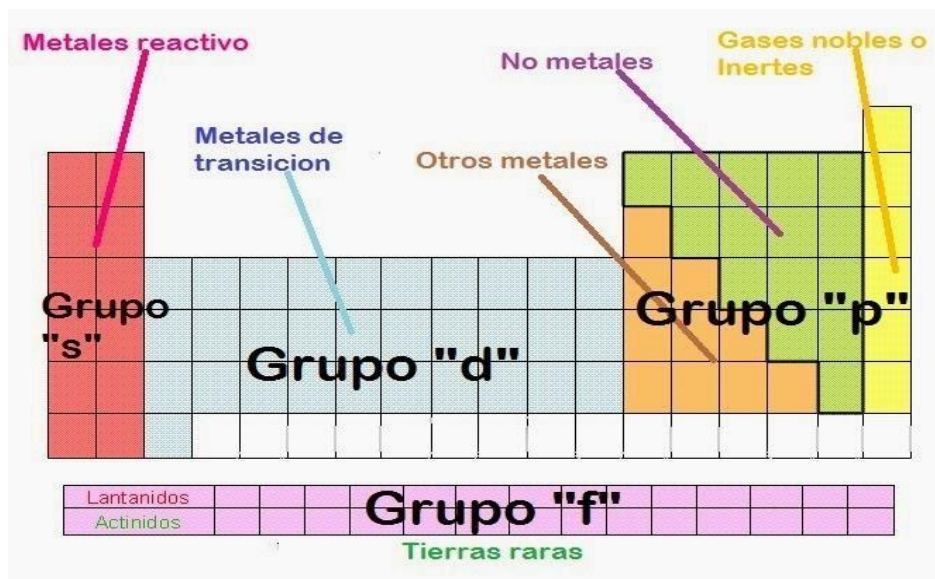
➤ **Número de neutrones**

- **n = diferencia entre el peso atómico (masa atómica) y el número atómico.**
- **n = A - Z**

Propiedades de la tabla periódica, el sistema periódico

La ubicación de los elementos químicos en la tabla periódica depende de su número atómico. Se ubican por número atómico creciente y las propiedades que presentan se relacionan con ese número. Entonces, al mirar la ubicación de un elemento en la tabla, ya sea en un grupo (división vertical) o en un período (división horizontal), es posible predecir sus propiedades físicas y químicas, así como su comportamiento químico. La tabla periódica es un esquema en el que representan los elementos químicos de acuerdo a un criterio: el número atómico. Los elementos químicos se ubican en la tabla periódica dispuestos en grupos y períodos. Tanto en los grupos como en los períodos comparten ciertas características fisicoquímicas.





Los grupos tienen distintos nombres que son:

- Grupo 1: Metales alcalinos.
- Grupo 2: Alcalinotérreos.
- Grupos 3 y 13: Térreos.
- Grupo 14: Carbonoideos o carbonoides.
- Grupo 15: Nitrogenoides o nitrogeneroides.
- Grupo 16: Anfígenos.
- Grupo 17: Halógenos.
- Grupo 18: Gases nobles.
- Elementos centrales: Metales de transición.
- Lantánidos y actínidos: Tierras raras

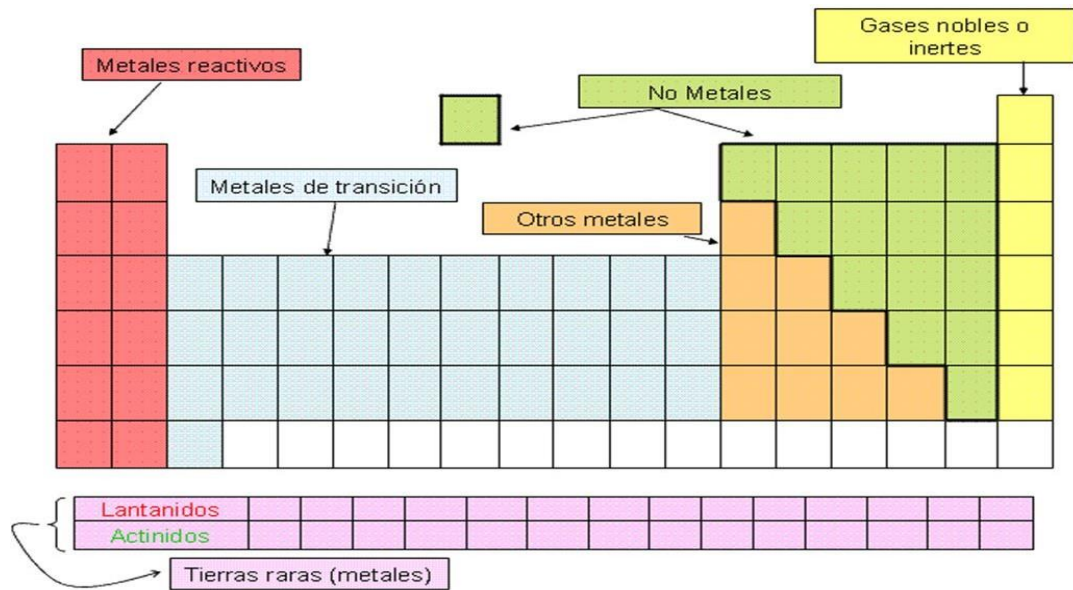
| Grupo → | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 | 11 | 12 | 13 | 14 | 15 | 16 | 17 | 18 |
|------------|----------|----------|----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|------------|------------|------------|------------|------------|------------|
| 1 | 1 H | | | | | | | | | | | | | | | | | 2 He |
| 2 | 3 Li | 4 Be | | | | | | | | | | | 5 B | 6 C | 7 N | 8 O | 9 F | 10 Ne |
| 3 | 11 Na | 12 Mg | | | | | | | | | | | 13 Al | 14 Si | 15 P | 16 S | 17 Cl | 18 Ar |
| 4 | 19 K | 20 Ca | 21 Sc | 22 Ti | 23 V | 24 Cr | 25 Mn | 26 Fe | 27 Co | 28 Ni | 29 Cu | 30 Zn | 31 Ga | 32 Ge | 33 As | 34 Se | 35 Br | 36 Kr |
| 5 | 37 Rb | 38 Sr | 39 Y | 40 Zr | 41 Nb | 42 Mo | 43 Tc | 44 Ru | 45 Rh | 46 Pd | 47 Ag | 48 Cd | 49 In | 50 Sn | 51 Sb | 52 Te | 53 I | 54 Xe |
| 6 | 55 Cs | 56 Ba | | 72 Hf | 73 Ta | 74 W | 75 Re | 76 Os | 77 Ir | 78 Pt | 79 Au | 80 Hg | 81 Tl | 82 Pb | 83 Bi | 84 Po | 85 At | 86 Rn |
| 7 | 87 Fr | 88 Ra | | 104 Rf | 105 Db | 106 Sg | 107 Bh | 108 Hs | 109 Mt | 110 Ds | 111 Rg | 112 Cn | 113 Uut | 114 Uuq | 115 Uup | 116 Uuh | 117 Uus | 118 Uuo |
| Lantánidos | 57 La | 58 Ce | 59 Pr | 60 Nd | 61 Pm | 62 Sm | 63 Eu | 64 Gd | 65 Tb | 66 Dy | 67 Ho | 68 Er | 69 Tm | 70 Yb | 71 Lu | | | |
| Actínidos | 89 Ac | 90 Th | 91 Pa | 92 U | 93 Np | 94 Pu | 95 Am | 96 Cm | 97 Bk | 98 Cf | 99 Es | 100 Fm | 101 Md | 102 No | 103 Lr | | | |

Los elementos químicos pueden clasificarse en base a sus propiedades, tal y como las distingue y organiza la tabla periódica. En ese sentido, hablamos de:

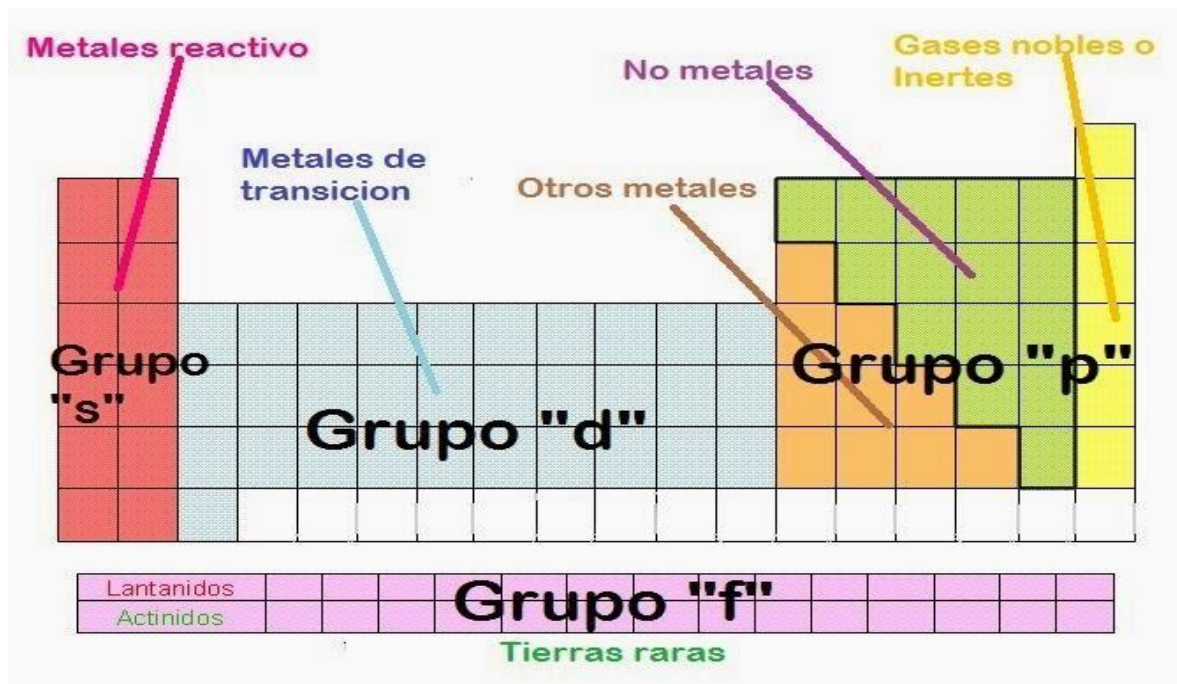
- Metales.** Aquellos elementos sólidos a temperatura ambiente (excepto el mercurio), densos y muy buenos conductores de calor y electricidad. Generalmente son brillantes, es decir, reflejan la luz. Se clasifican a su vez en actínidos, lantánidos, metales de transición, alcalinos, alcalino-térreos y otros metales.
- No metales.** Estos elementos no son buenos conductores de calor ni de electricidad y son demasiado

débiles para poder laminarse o estirarse como ocurre con los metales. En su mayoría son esenciales para los sistemas biológicos (compuestos orgánicos).

- **Metaloides.** Una clasificación intermedia entre metales y no metales, que reúne características de ambos grupos. Se les conoce como semimetales.
- **Halógenos.** Un grupo de seis elementos que tienden a formar moléculas diatómicas muy activas químicamente, debido a su electronegatividad: suelen formar iones (moléculas cargadas eléctricamente) mononegativos altamente oxidantes, por lo que estos elementos suelen ser cáusticos y corrosivos.
- **Gases nobles.** Este grupo de siete elementos cuyo estado natural es el gaseoso, forman por lo general moléculas diatómicas de muy baja reactividad y por eso se los conoce también como gases inertes. Comparten la mayoría de sus propiedades físicas y son sumamente estables.



Bloques del sistemas periódico



Cada uno de ellos coincide con el subnivel de la corteza electrónica que va sucesivamente siendo ocupado por los electrones.

Los bloques son los siguientes:

- **Bloque s:** Formado por los elementos de los grupos 1 y 2. Se caracterizan por ser metales ligeros (Salvo el H y el He que son gases). Su capa de valencia es del tipo ns^1 o ns^2 .
- **Bloque p:** Comprende los elementos de los grupos 13 al 18. Estos elementos llenan los subniveles desde np^1 hasta np^6 .
- **Bloque d:** Constituido por los elementos de los grupos 3 al 12 (metales de transición).
- **Bloque f:** Denominados metales de transición interna o también tierras raras.

Inconvenientes de la tabla periódica:

A pesar de que la tabla periódica es un extraordinario resumen de la química se le asignan al menos 4 inconvenientes:

1. **Posición del hidrógeno:** Este elemento no tiene una casilla del todo adecuada a sus propiedades siendo por ello que se coloca en el centro de la tabla.
2. **Masas alternadas:** Siendo la masa atómica creciente según el número atómico sin embargo hay varias parejas de elementos en las que el posterior tiene mayor masa que el anterior, como por ejemplo: cobalto – níquel, argón – potasio.
3. **Los lantánidos y actínidos:** Deberían estar situados respectivamente en la casilla del lantano y en la del actinio, sin embargo, ello implicaría una tabla periódica muy larga y estrecha, es decir, poco práctica, siendo por ello que se colocan en la parte de abajo de dicha tabla.
4. **La configuración electrónica:** Un átomo está constituido por un núcleo y una corteza a base de electrones. La representación de los electrones de una corteza se conoce como estructura electrónica del átomo, y la estructura electrónica de menor energía se llama configuración electrónica. Los elementos de un mismo periodo se caracterizan por tener el mismo número de capas o niveles electrónicos mientras que los de un mismo grupo posee el mismo número de electrones en su última capa o nivel.

Variación periódica de las propiedades de los elementos

Se denominan propiedades periódicas a las propiedades de los elementos químicos que varían de modo sistemático a lo largo de la tabla periódica. A continuación, veremos algunas de ellas.

Muchas de las propiedades de los elementos dependen de su configuración electrónica. Se puede decir que la configuración electrónica es la propiedad más importante de todas, ya que la química de los elementos depende de su estructura electrónica, por lo que el conocimiento de una implica el conocimiento de la otra. Aunque tiene bastantes excepciones, podemos decir como norma general: *Todos los elementos de un mismo período introducen su electrón diferenciador en el mismo nivel, mientras que los de un mismo grupo tienen el mismo número de electrones en el último nivel.*

Radio atómico

El valor del radio atómico está relacionado con el tamaño de los átomos. Como la nube electrónica de cualquier átomo no tiene límite definido, el radio de un átomo no tiene un valor fijo. Suponiendo que los átomos se comportan como esferas en contacto con los átomos vecinos, se pueden emplear técnicas como la difracción de Rayos X, de neutrones o de electrones, para medir las distancias internucleares y calcular los radios atómicos a partir de ellas. El radio así medido depende de los átomos vecinos y del tipo de enlace. Por lo que podemos hablar de distintas formas de obtener el radio atómico según el tipo de enlace. El radio covalente se obtiene de la longitud del enlace entre dos átomos no metálicos unidos por un enlace covalente. El radio metálico se obtiene al dividir entre dos la distancia internuclear en un cristal metálico. El radio de van der Waals se determina midiendo lo próximos que se pueden colocar dos átomos no enlazados entre sí en estado sólido (por ejemplo, en los gases nobles) y dividiendo entre dos la distancia internuclear.

Una vez que se obtuvieron los valores de los radios atómicos, se observa que:

1. **El radio atómico aumenta al descender en un grupo (al aumentar el valor de Z)**, debido a que aumenta el número de capas electrónicas.
2. **El radio iónico disminuye a lo largo de un período a medida que aumenta el número atómico, es decir, hacia la derecha.** Aunque el nivel electrónico más externo es el mismo, al ir aumentando el número atómico aumentará el número de electrones periféricos, que estarán atraídos por una carga nuclear mayor no apantallada: aumenta la carga nuclear efectiva y el radio disminuye.



BIENVENIDAS APRECIADAS ESTUDIANTES

“LA EDUCACIÓN NO CONSISTE EN LLENAR UN CÁNTARO, SINO ENCENDER UN FUEGO”

WILLIAM BUTLER