
	SECRETARIA DE EDUCACION MUNICIPAL I.E. GIMNASIO GRAN COLOMBIANO	PAG 1	
	GESTIÓN DE CALIDAD PROCESO DE APOYO BIBLIOGRÁFICO Y EDUCATIVO	A-BE-GS-3	
	GUÍA DE APRENDIZAJE	VI Agosto. 2020	

Área: Química	Nivel: Bachillerato	Grado: Décimo	Fecha: 16 de agosto al 27 de agosto de 2021
Nº de Clases: 8 horas	Objetivo: Conocer la tabla periódica y sus propiedades periódicas		
Estándar: Explico la tabla periódica y organizo según sus propiedades químicas y físicas.			
Competencia: Interpretar y analizar la tabla periódica y sus propiedades periódicas			
DBA: Analiza tabla periódica y su organización según sus propiedades químicas y físicas			
Resultados de aprendizaje: Conoce la tabla periódica, la organización por grupos y periodos según sus propiedades periódicas.			

Fundamentación teórica:

LA TABLA PERIÓDICA Y PROPIEDADES PERIÓDICAS

En 1869, el químico ruso Dimitri Mendeleev (1834-1907) y el químico alemán Lothar Meyer (1830-1895) publicaron en forma independiente uno del otro, ordenamientos de los elementos que se asemejan bastante a la tabla periódica que ahora utilizamos. El ordenamiento de los elementos de Mendeleev se basó en masas atómicas crecientes, varios elementos habrían estado fuera de lugar en esta tabla. La explicación a la posición de estos elementos “fuera de sitio” tuvo que esperar al desarrollo del concepto de número atómico, casi 50 años después del trabajo de Mendeleev. El **número atómico** de un elemento es el número de protones que hay en el núcleo de sus átomos. Esta cantidad es fundamental para la identidad de cada elemento. Actualmente, los elementos están ordenados en la tabla periódica con base en su número atómico creciente. Con el desarrollo de este concepto, la **ley periódica** adquiere su forma actual:

Las propiedades de los elementos son funciones periódicas de sus números atómicos.

La ley periódica nos indica que, si ordenamos los elementos según su número atómico creciente, periódicamente encontramos elementos que tienen propiedades químicas y físicas semejantes. Los elementos de un *grupo* tienen propiedades químicas y físicas semejantes, y las propiedades de los elementos de un *periodo* cambian de manera progresiva al recorrer la tabla.

Las propiedades generales de los metales y de los no metales son diferentes. Las propiedades físicas y químicas que distinguen a los metales de los no metales se resumen en las tablas 1 y 2. No todos los metales ni los no metales poseen todas esas propiedades, pero las comparten en grados diversos. Las propiedades físicas de los metales pueden explicarse con base en el enlace metálico en los sólidos.

Tabla 1. Algunas propiedades físicas de metales y no metales

Metales	No metales
1. Alta conductividad eléctrica que disminuye al aumentar la temperatura	1. Baja conductividad eléctrica (excepto el carbono en forma de grafito)
2. Alta conductividad térmica	2. Buenos aislantes térmicos (excepto el carbono)
3. Lustre metálico gris o plateado*	3. Lustre no metálico
4. Casi todos son sólidos [†]	4. Sólidos, líquidos o gases
5. Maleables (pueden laminarse)	5. Quebradizos en estado sólido
6. Dúctiles (pueden formar hilos o alambres)	6. No dúctiles

*Excepto el cobre y el oro.

[†]Excepto el mercurio; el cesio y el galio se funden a la temperatura del cuerpo (37 °C).

Tabla 2. Algunas propiedades químicas de metales y no metales

Metales	No metales
<ol style="list-style-type: none"> Las capas externas tienen pocos electrones, por lo general tres o menos Forman cationes (iones positivos) por pérdida de electrones Forman compuestos iónicos con los no metales Moléculas enlazadas covalentemente; los gases nobles son monoatómicos 	<ol style="list-style-type: none"> Las capas externas tienen cuatro o más electrones* Forman aniones (iones negativos) por ganancia de electrones† Forman compuestos iónicos con los metales y compuestos moleculares (covalentes) con otros no metales Estado sólido caracterizado por enlace metálico

*Excepto el hidrógeno y el helio.

†Excepto los gases nobles.

En la tabla periódica, se muestra la forma en que se clasifican los elementos conocidos como metales (en azul), no metales (canela) y metaloides (verde). Los elementos ubicados a la izquierda de la línea gruesa escalonada son metales (salvo el hidrógeno) y los que están a la derecha de la línea son no metales. Esta clasificación es un poco arbitraria y varios elementos no se ajustan a ninguno de los tipos. Casi todos los elementos adyacentes a la línea escalonada suelen llamarse metaloides (o semimetales), porque son metálicos (o no metálicos) únicamente a cierto grado.

El carácter metálico aumenta de arriba hacia abajo y disminuye de izquierda a derecha respecto de la posición en la tabla periódica.

Metales alcalinos 1A (1)		Metales alcalinotérreos 2A (2)										Metales de transición										Halógenos 3A (13) 4A (14) 5A (15) 6A (16) 7A (17)					Gases nobles 8A (18)
1	1 H											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne										
2	3 Li	4 Be											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar									
3	11 Na	12 Mg	3B (3)	4B (4)	5B (5)	6B (6)	7B (7)	8B (8) (9) (10)			1B (11)	2B (12)	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	57 La	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	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 (Uut)	114 Fl	115 (Uup)	116 Lv	117 (Uus)	118 (Uuo)									
*				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										
†				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 metaloides exhiben algunas propiedades que son características tanto de los metales como de los no metales. Muchos de los metaloides, como el silicio, germanio y antimonio, actúan como semiconductores, que son importantes en los circuitos electrónicos de estado sólido. Los semiconductores son aislantes a baja temperatura, pero se vuelven conductores a temperatura elevada. En contraste, la conductividad de los metales disminuye con el incremento de temperatura.

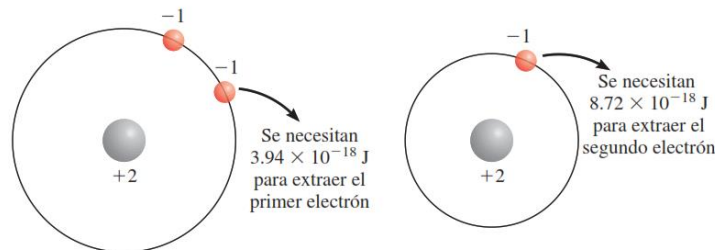
La reactividad química de los elementos está determinada en gran parte por sus **electrones de valencia**, que son los *electrones que ocupan el nivel de energía externo*. Para los elementos representativos, los electrones de valencia son los que ocupan el nivel de energía n más alto. *Todos los electrones que no son de valencia en un átomo* reciben el nombre de **electrones del kernel o internos**.

Carga nuclear efectiva

Muchas de las propiedades de los átomos dependen de sus **configuraciones electrónicas** y de qué tan fuerte son atraídos sus electrones externos hacia el núcleo. La ley de Coulomb nos indica que la fuerza de la interacción entre dos cargas eléctricas depende de las magnitudes de las cargas y de la distancia entre ellas. Por lo tanto, la fuerza de atracción entre un electrón y el núcleo depende de la magnitud de la carga nuclear neta que actúa sobre el electrón, y de la distancia promedio entre el núcleo y el electrón. La fuerza de atracción aumenta conforme la carga nuclear se incrementa, y disminuye conforme el electrón se aleja del núcleo.

atraído hacia el núcleo y repelido por los demás electrones. En general, hay tantas repulsiones entre electrones que no podemos analizar la situación con exactitud. Sin embargo, podemos estimar la atracción neta de cada electrón hacia el núcleo considerando cómo interactúa con el entorno promedio creado por el núcleo y los demás electrones del átomo. Este método nos permite tratar cada electrón de manera individual, como si se moviera en el campo eléctrico neto creado por el núcleo y la densidad electrónica de los demás electrones. Podemos visualizar este campo eléctrico neto como si proviniera de una sola carga positiva ubicada en el núcleo, llamada **carga nuclear efectiva**, Z_{ef} . En cualquier átomo polielectrónico, los electrones internos protegen o provocan parcialmente un **efecto de pantalla** a los electrones externos de la atracción del núcleo

Una forma de ilustrar cómo los electrones sirven de pantalla a los electrones del orbital próximo siguiente es considerar las cantidades de energía requeridas para extraer dos electrones del átomo de helio.



Tamaños de los átomos y de los iones (radio atómico e iónico)

Con frecuencia visualizamos a los átomos y a los iones como objetos duros y esféricos. Sin embargo, de acuerdo con el modelo de la mecánica cuántica, los átomos y los iones no tienen fronteras claramente definidas en las que la densidad electrónica sea cero. No obstante, podemos definir el tamaño atómico de varias formas con base en las distancias entre los átomos.

Cuando debemos ser más específicos, definimos el tamaño de un átomo en términos de su **radio atómico**, que *es la mitad de la distancia entre los núcleos de dos átomos metálicos adyacentes o de una molécula diatómica*.

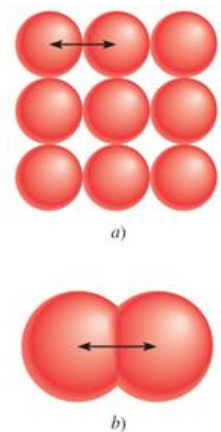


Figura 3. *a)* En los metales como el polonio, el radio atómico se define como la mitad de la distancia entre los centros de dos átomos adyacentes. *b)* Para los elementos que existen como moléculas diatómicas, como el yodo, el radio del átomo se define como la mitad de la distancia entre los centros de los átomos en la molécula.

La figura 4 muestra el radio atómico de muchos elementos de acuerdo con sus posiciones en la tabla periódica. Las tendencias periódicas son fácilmente identificables. Considere los elementos del segundo periodo. Como la carga nuclear efectiva aumenta de izquierda a derecha, el electrón de valencia adicionado en cada paso es atraído con mayor fuerza por el núcleo que el anterior. Por lo tanto, esperamos y encontramos que en efecto el radio atómico disminuye de Li a Ne. Dentro de un grupo encontramos que el radio atómico aumenta con el número atómico.

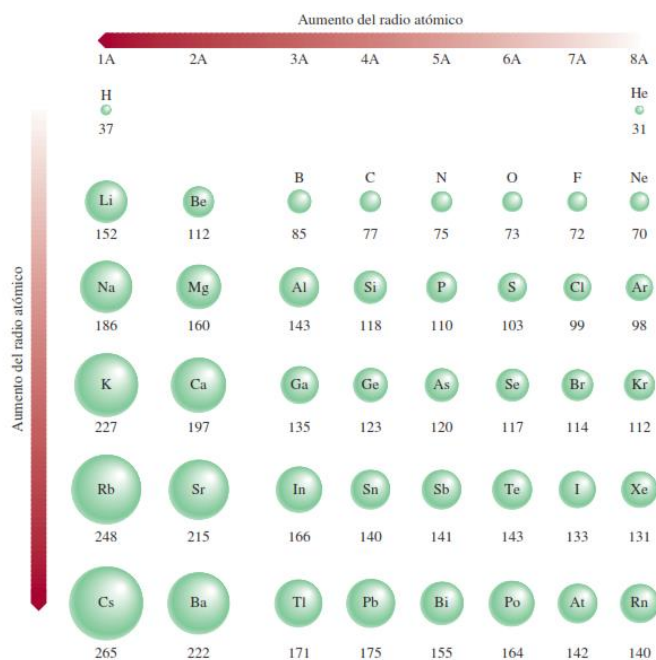


Figura 4. Radios atómicos (en picómetros) de los elementos representativos de acuerdo con su posición en la tabla periódica.

El **radio iónico** es el radio de un catión o un anión. Es posible medirlo por difracción de rayos. El radio iónico afecta las propiedades físicas y químicas de un compuesto iónico. Por ejemplo, la estructura tridimensional de un compuesto iónico depende del tamaño relativo de sus cationes y aniones.

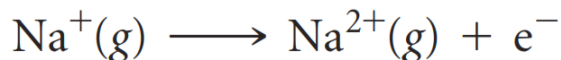
Cuando un átomo neutro se convierte en un ion, esperamos un cambio en el tamaño. Si el átomo forma un anión, su tamaño (o radio) aumenta, debido a que la carga nuclear permanece constante; sin embargo, la repulsión resultante debida a la adición de un electrón o electrones incrementa el dominio de la nube electrónica. Por otra parte, al desprender uno o más electrones de un átomo se reduce la repulsión electrón-electrón, si bien la carga nuclear permanece constante, así que la nube electrónica se contrae y el catión es más pequeño que el átomo. Los elementos se dividen en tres categorías: metales, no metales y metaloides.

Energía de ionización

La facilidad con la que los electrones pueden separarse de un átomo o ion tiene un efecto importante en el comportamiento químico. **La energía de ionización** de un átomo o ion es *la energía mínima (en kJ/mol) requerida para separar un electrón del estado basal del átomo o ion aislado en el estado gaseoso*. **La primera energía de ionización, I_1** , es necesaria para separar al primer electrón de un átomo neutro. Por ejemplo, la primera energía de ionización para el átomo de sodio es la energía requerida para el proceso.



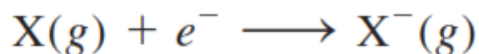
La segunda energía de ionización, I_2 , es necesaria para separar al segundo electrón, y así sucesivamente, para separaciones de electrones adicionales. Por lo tanto, la I_2 para el átomo de sodio es la energía asociada con el proceso.



A mayor energía de ionización, mayor dificultad para separar un electrón.

Afinidad electrónica

Otra propiedad de los átomos que incluye en su comportamiento químico es su capacidad para aceptar uno o más electrones. Dicha propiedad se denomina **afinidad electrónica**, que es *el valor negativo del cambio de energía que se desarrolla cuando un átomo, en estado gaseoso, acepta un electrón para formar un anión*.



En la mayoría de los átomos, se libera energía cuando se añade un electrón. Por ejemplo, la adición de un electrón a un átomo de flúor se ve acompañada por un cambio de energía de -328 kJ/mol; el signo negativo indica que se libera energía durante el proceso.



- **Ayudas virtuales**

<https://es.khanacademy.org/science/chemistry/periodic-table>

https://www.youtube.com/watch?v=6ZG1K9gIDsk&ab_channel=PROFEARANTXA

Actividad para desarrollar

1. Consulte la tabla periódica y acomode (cuando sea posible) los siguientes átomos en orden creciente con base en su tamaño: ${}_{15}\text{P}$, ${}_{16}\text{S}$, ${}_{33}\text{As}$, ${}_{34}\text{Se}$ (se especifican los números atómicos de los elementos que tiene que acomodar para que los pueda localizar rápidamente en la tabla periódica).
2. Acomode estos átomos y iones en orden de tamaño decreciente: Mg^{2+} , Ca^{2+} y Ca .
3. a) ¿Cuál átomo debe tener una primera energía de ionización menor, el oxígeno o el azufre?
b) ¿Cuál átomo debe tener una segunda energía de ionización mayor, el litio o el berilio?
4. ¿Cuál es la relación entre el valor para la primera energía de ionización de un ion $\text{Cl}^-(g)$ y la afinidad electrónica del $\text{Cl}(g)$?
5. Consultar las propiedades físicas y químicas de cada grupo de la tabla periódica y describir sus tendencias.

Criterios de evaluación



1. Puntualidad en la entrega del trabajo
2. Participación positiva en clase.
3. Buena presentación del desarrollo del trabajo.

Bibliografía e Infografía:

- Brown, Theodore L., LeMay, H. Eugene, Bursten, Bruce E. Química, la Ciencia Central, 12^a ed. Pearson Educación, México, 2014. Capítulo 7.
- Chang, Raymond, Química, 11^a ed McGraw-Hill, México, 2013, Capítulo 8.

Datos del docente: alexander.robayo@gimnasiograncolombiano.edu.co