

Esta guía se elaboró para CONALIVI entidad ejecutora del proyecto WIKITIFLOS – Inclusión Educativa digital Colombia 2020, financiado por la Agencia Española de Cooperación Internacional para el Desarrollo, AECID y la Fundación ONCE - América Latina, FOAL

QUÍMICA GRADO 10

Guía 3: Tabla periódica

tiempo: 14 horas

Estándar básico de competencia: usa la tabla periódica para determinar propiedades físicas y químicas de los elementos químicos.

DBA: Establece la relación entre la distribución de los electrones en el átomo y el comportamiento químico de los elementos, explicando cómo esta distribución determina la formación de compuestos, dados en ejemplos de elementos de la Tabla Periódica.

Subtemas:

- Grupos
- Periodos
- Configuración electrónica
- Propiedades de la tabla periódica

Fundamentación Teórica

La tabla periódica

Antes de iniciar a utilizar la tabla periódica, conozcamos brevemente su historia a través del tiempo hasta llegar a la que hoy estudiamos de ella. La tabla periódica ha sido el resultado del aporte de muchos científicos, mencionamos los siguientes más relevantes:

- Tríadas de Döbereiner (1817):
Döbereiner agrupó los elementos en grupos de tres, la masa del elemento central era la media de los elementos de los extremos, por ejemplo: litio, sodio y potasio.
- Chancourtois (1862):
sobre una curva helicoidal colocó los elementos químicos por orden creciente de masas atómicas. Se percató que las propiedades se repetían cada siete elementos.

- Octavas de Newlands (1863):
clasificó los elementos en siete grupos de siete elementos por orden creciente de masas atómicas, observó que las propiedades se repetían cada 8 elementos por lo que la denominó ley de las octavas por similitud con la escala musical.

- Mendeléiev y Meyer
clasificaron los elementos de forma análoga y de manera independiente sin conocer uno los trabajos del otro. La tabla de Mendeléiev se publicó antes que la de Meyer.

- Mendeléiev
ordenó los elementos en filas y columnas por orden creciente de masas atómicas, en la misma columna los elementos tenían propiedades químicas similares, dejó lugares libres para elementos aún no descubiertos y modificó el valor de la masa atómica de algunos elementos.

- Moseley (1914)
mediante el estudio de espectros de rayos X determinó el número atómico de los elementos, comprobando que al disponer los elementos por su número atómico se repiten periódicamente las propiedades químicas y físicas de los elementos.

Seaborg
recibió en 1951 el premio Nobel de Química, sacó de la tabla a los actínidos y el elemento número 106 lleva su nombre.

Hoy en día se han encontrado elementos nuevos en los aceleradores de partículas.

La tabla periódica actual es un esquema que organiza e incluye a los elementos químicos dispuestos por orden de número atómico creciente hacia la derecha y en una forma que refleja la estructura de los elementos; así como sus propiedades físicas y químicas similares, esto se conoce como la Ley periódica.

La Tabla Periódica moderna presenta un ordenamiento de los 118 elementos que se conocen actualmente según su número atómico (Z). Los elementos se disponen en filas horizontales, llamadas periodos, y en columnas denominadas grupos o familias.

Grupos

Los grupos son las columnas verticales de la tabla que incluyen los elementos con propiedades químicas similares. Los grupos indican el número de electrones que tienen los elementos en su capa más externa o nivel de valencia. Generalmente, se pueden encontrar mencionados de dos formas:

La primera, como ocho grupos de elementos designados con las letras A Y B. La A denomina los elementos representativos y la B, los elementos de transición.

En la segunda forma, los grupos van del 1 hasta el 18 de acuerdo con sus distribuciones electrónicas

Grupo I A: Metales alcalinos

Se caracterizan por presentar un electrón en su capa más externa. Son blandos y su color es blanco plata. Tienen baja densidad, bajos puntos de fusión y ebullición, son buenos conductores del calor y la electricidad y reaccionan rápidamente al exponerlos al aire. Su gran reactividad química se debe a su gran tamaño y su estructura electrónica. Estos elementos no se encuentran libres en la naturaleza; cuando forman compuestos, pierden su único electrón de valencia. Los compuestos de estos elementos son empleados en la elaboración de jabones y limpiadores y para la fabricación de medicamentos.

Grupo II A: Metales alcalinotérreos

Son más duros que los del primer grupo y tienen las mismas propiedades metálicas, pero presentan mayor densidad y puntos de fusión y ebullición más elevados. Cuando forman compuestos, pierden sus dos electrones de valencia. Su reactividad aumenta a medida que aumenta su tamaño. Del Ca hacia abajo, reaccionan con el agua a temperatura ambiente. Se oxidan rápidamente con el aire. Dentro de las aplicaciones de este grupo están el magnesio (Mg) que se emplea en la fabricación de bombillas fotográficas; el calcio (Ca), el bario (Ba) y el radio (Ra) son de gran aplicación en la medicina; Ca en fabricación de yeso; Ba radiografía de las vías digestivas y el Ra en tratamientos de radioterapia.

Grupo III A: Elementos térreos o familia del boro

El boro (B) es el único metaloide de este grupo; es duro y frágil. Los otros elementos, incluyendo el aluminio (Al), son metales, buenos conductores de la electricidad y el calor, presentan apariencia plateada y son bastante blandos. Los compuestos del boro (B) son empleados en la fabricación de vidrios refractarios, es decir, resistentes al calor y, los compuestos de aluminio (Al) son empleados en la fabricación de envases, utensilios de cocina, medicamentos y productos para el aseo personal

Grupo IV A: Elementos de la familia del carbono

En este grupo se encuentran elementos que presentan diversidad en sus propiedades. Por ejemplo, el carbono (C) es un no metal; el silicio (Si) aunque es no metal, presenta propiedades eléctricas de semiconductor; el germanio (Ge) es un metaloide y el estaño (Sn) y plomo (Pb) tienen carácter metálico. Las aplicaciones de este grupo incluyen: el germanio se utiliza en la fabricación de aparatos eléctricos como televisores y juegos de computadores; el estaño, al igual que el aluminio, presenta resistencia a la oxidación; es el componente principal de las aleaciones del bronce y de las soldaduras; el plomo se utiliza como aditivo en la gasolina y también en la fabricación de trajes de protección contra las radiaciones.

Grupo V A: Elementos de la familia del nitrógeno.

Todos los elementos de este grupo con excepción del nitrógeno (N), son sólidos a temperatura ambiente. Las aplicaciones de éste grupo incluyen: el fósforo (P) que se encuentra como fósforo blanco que reacciona con el oxígeno del aire, y como fósforo rojo, utilizado en la fabricación de cerillas; el arsénico (As) es un semimetal y se utiliza en la fabricación de insecticidas; el antimonio (Sb) es un elemento tóxico y se emplea en aleaciones y dispositivos semiconductores; el bismuto (Bi), frágil y de color rosado, se utiliza en aleaciones y sus compuestos se utilizan en la fabricación de cosméticos y medicamentos.

Grupo VI A: Elementos de la familia del oxígeno.

El oxígeno (O) es el elemento más abundante en la corteza terrestre y el segundo en la atmósfera; se combina fácilmente con la mayoría de los demás elementos. El azufre (S) reacciona directamente con el oxígeno, formando una llama azul; se emplea en la producción de pólvora. Su principal compuesto es el ácido sulfúrico, utilizado en la fabricación de fertilizantes, detergentes y pigmentos. El selenio (Se) se emplea en los procesos de fotocopiado. El polonio (Po) es un elemento radioactivo que se emplea en los satélites.

Grupo VII A: Elementos de la familia de los halógenos.

Los halógenos reaccionan fácilmente con los metales formando sales. El cloro, el flúor y el yodo son elementos esenciales a nivel biológico; por ejemplo, el yodo (I) contribuye con el buen funcionamiento de la tiroides; el cloro (Cl) forma parte de los ácidos gástricos y el flúor (F) interviene en la formación del esmalte dental. El bromo (Br) se emplea en el recubrimiento de películas fotográficas.

Grupo VIII A: Elementos gases nobles o inertes

Tienen completo su nivel más externo. Se caracterizan por su poca reactividad química. Se hallan al final de cada periodo. Difícilmente forman moléculas. Se emplean especialmente en la fabricación de avisos brillantes como las luces de neón. El helio (He) líquido se emplea como

refrigerante. El radón (Rn) se utiliza en el tratamiento de cáncer y el xenón (Xe) es útil en la fabricación de bombillas y lámparas.

Grupo B Elementos de transición

Estos elementos se ubican en la parte central de la Tabla Periódica entre los grupos II A y III A. Todos son metales a excepción del mercurio (Hg). Se emplean en la fabricación de armas y herramientas, y en la elaboración de finos y delicados adornos. También son parte importante en la construcción, pues con metales como el hierro (Fe) se diseñan estructuras para construir casas, grandes edificaciones y puentes entre otros.

Periodos

Los periodos se designan con números arábigos del 1 al 7 y corresponden a las filas horizontales de la Tabla Periódica.

Cada periodo indica la iniciación de un nuevo nivel de energía. La Tabla Periódica moderna consta de siete periodos.

Periodo 1

Este comprende sólo dos elementos: hidrógeno (H) y helio (He). Estos son los dos elementos gaseosos más ligeros que se encuentran en la naturaleza.

Periodo 2

En este se ubican el oxígeno (O) y el nitrógeno (N), gases fundamentales en la composición del aire que respiramos, así como el carbono (C), elemento fundamental de los seres vivos. Comienza con metales brillantes y reactivos a la izquierda y se concluye con un gas noble incoloro y no reactivo a la derecha.

Periodo 3

En este periodo aparecen el fósforo (P) y el azufre (S), elementos importantes para la síntesis de las proteínas.

Periodo 4

En este periodo se encuentran metales como titanio (Ti), cromo (Cr), hierro (Fe), cobalto (Co), níquel (Ni), cobre (Cu) y zinc (Zn), ampliamente utilizados en la industria.

Periodo 5

En esta serie de destaca el yodo (I) por su valor biológico, tal y como se describió en el grupo de los halógenos.

Periodo 6

En este se destacan el oro (Au) y el platino (Pt) como metales preciosos y el mercurio (Hg), que es el único metal líquido que existe en la naturaleza tal como lo indicamos en el grupo de los metales de transición.

Periodo 7

Estos elementos presentan características parecidas entre sí. Los de mayor número atómico no se encuentran en la naturaleza y tienen tiempos de vida media cortos; todos son radiactivos

Configuración electrónica

Se denomina configuración electrónica a la forma en la que se distribuyen los electrones en los orbitales de un átomo, para ellos se utiliza el diagrama de Moeller. En este diagrama se indica el nivel al cual pertenece, del 1 al 7, luego se indica el subnivel, utilizando las letras s, p, d o f, y por último la cantidad de electrones entonces:

- En el nivel energético 1, solo tenemos el subnivel s, el cual puede tener máximo 2 electrones. Para un total de 2 electrones en este nivel.
- En el nivel energético 2, tenemos 2 subniveles, subnivel s, con máximo 2 electrones, y luego el subnivel p, con máximo 6 electrones. Para un total de 8 electrones en este nivel.
- En el nivel energético 3, tenemos 3 subniveles, subnivel s, con máximo 2 electrones, subnivel p, con máximo 6 electrones y subnivel d, con máximo 10 electrones; para un total de 18 electrones en este nivel.
- En el nivel energético 4, tenemos los 4 subniveles posibles, subnivel s, con máximo 2 electrones, subnivel p, con máximo 6 electrones, subnivel d con máximo 10 electrones, por último, el subnivel f, con máximo 14 electrones; para un total de 32 electrones en este nivel.
- En el nivel energético 5, tenemos los 4 subniveles posibles, subnivel s, con máximo 2 electrones, subnivel p, con máximo 6 electrones, subnivel d con máximo 10 electrones, por último, el subnivel f, con máximo 14 electrones; para un total de 32 electrones en este nivel.
- Nivel energético 6, tenemos 3 subniveles, subnivel s, con máximo 2 electrones, subnivel p, con máximo 6 electrones y subnivel d, con máximo 10 electrones; para un total de 18 electrones en este nivel.
- Nivel energético 7, tenemos 2 subniveles, subnivel s, con máximo 2 electrones, y luego el subnivel p, con máximo 6 electrones. Para un total de 8 electrones en este nivel.

Esta acomodación de electrones por capas, se realiza en pro de alcanzar el número atómico del elemento (Z) de acuerdo con el máximo de electrones permitido en cada subnivel descrito anteriormente.

Diagrama de Moeller

El orden que se presenta a continuación de este diagrama se emplea para realizar la configuración electrónica de los elementos químicos de la tabla periódica, teniendo en cuenta el número atómico (Z) de cada uno de ellos, utilizando las últimas cifras (2, 6, 10, 14) hasta completar el valor requerido, se puede utilizar el valor completo, o bien menos, pero jamás más de lo que indica el diagrama.

- 1s2
- 2s2
- 2p6
- 3s2
- 3p6
- 4s2
- 3d10
- 4p6
- 5s2
- 4d10
- 5p6
- 6s2
- 4f14
- 5d10
- 6p6
- 7s2
- 5f14
- 6d10
- 7p6
- 6f14
- 7d10
- 7f14

En los ejercicios de muestra se explica cómo se realiza la configuración electrónica para 3 elementos diferentes, teniendo en cuenta el número atómico, y como se suma cada electrón.

Ejemplo 1:

Elemento: Helio

Símbolo: He

número atómico (Z): 2

configuración electrónica: 1s2

Propiedades periódicas

Los elementos tienen una serie de propiedades que varían regularmente en la Tabla Periódica que se denominan propiedades periódicas. Debido a la organización y a la configuración electrónica, estas son posible determinarlas de acuerdo con los grupos a los que pertenecen estos elementos, y los cambios conforme hay desplazamiento por la tabla periódica, como se mencionó, estas propiedades se denominan periódicas, pues se repiten.

Todas estas propiedades dependen del tamaño atómico, de los electrones del último nivel de energía y de la carga nuclear (número de protones en el núcleo). Veremos las más importantes.

Carácter metálico

Esta es la tendencia de un elemento a ceder electrones. En la Tabla Periódica, esta propiedad aumenta de arriba hacia abajo en los grupos (cuanto más lejos esté el electrón del núcleo, está menos atraído y es más fácil cederlo) y en los periodos disminuye de izquierda a derecha (los electrones están más atraídos y es más difícil liberarlos). Por esta razón, los metales se ubican en los primeros grupos de la Tabla Periódica y los no metales en los últimos grupos.

Así pues, si el carácter metálico de los elementos químicos se da manera fuerte entre los elementos de los primeros grupos, más específicamente, se incluye a los metales desde el grupo 1 hasta el grupo 12 y a los no metales desde el grupo 13 al 18, con la salvedad del Hidrogeno (símbolo H, numero atómico (Z) 1) que es el primer elemento de la tabla, está en el grupo 1, pero es un no metal; esta división entre metales y no metales va descendiendo hacia los finales, teniendo así el elemento más metálico que es el Francio (símbolo Fr, periodo 7, grupo 1) y el menos metálico el Flúor (símbolo F, periodo 2, grupo 17).

Las propiedades generales que estos elementos presenta son:

Los metales tienen un lustre brillante y casi todos son plateados, la mayoría son sólidos, los metales sólidos son maleables, es decir son deformables y se pueden crear laminas, como el papel aluminio con el que se envuelven los alimentos, además son dúctiles lo que permite crear alambres metálicos, son buenos conductores del calor y la electricidad.

Los no metales no son brillantes, pero son de diversos colores, se encuentran en todos los estados: sólido, líquido y gaseoso, los sólidos suelen ser quebradizos; algunos duros y otros blandos, son malos conductores del calor y la electricidad.

Electronegatividad

La electronegatividad es una medida de fuerza de atracción que ejerce un átomo sobre los electrones de otro átomo, para formar enlaces químicos. Esta propiedad se caracteriza, porque los elementos que están en el grupo 1, son los menos electronegativos, y van aumentando a medida que de aumenta el número de grupo, en este caso los elementos más electronegativos son los que pertenecen al grupo 17, o 7A, el grupo 18 no tiene valores de electronegatividad, pues debido que tienen sus niveles energéticos completos, no generan enlaces con otros elementos.

La variación de esta propiedad se da de abajo hacia arriba, entonces el último elemento de cada grupo es el menos electronegativo, y el primer elemento de cada grupo será el más electronegativo.

Radio atómico

El radio atómico se define como la mitad de la distancia entre 2 núcleos de un mismo elemento unidos entre sí, en pocas palabras es el tamaño que tendrá este átomo.

La variación del radio atómico aumenta de arriba abajo a medida que nos movemos por el mismo grupo, es decir, tendrá mayor radio atómico el último elemento del grupo, y menor radio atómico el primer elemento de cada grupo, debido a que, al descender en un grupo, aumentan los niveles de energía y el átomo se hace más grande

La variación entre cada grupo se dará de forma que el grupo 1, tiene radios atómicos más grandes del periodo, entonces los elementos del grupo 18, tendrán los radios atómicos más pequeños de todo el periodo, y su tamaño ira disminuyendo, a medida que aumentamos el número de grupo. Al recorrer un periodo de izquierda a derecha, el número atómico aumenta y aumentan también los electrones; la atracción entre protones y electrones se hace mayor, provocando con esto que el átomo se comprima, es decir, que se haga más pequeño

Ejercicios de muestra:

Ejercicios de muestra de configuración electrónica

Ejemplo 1:

Elemento: Hierro

Símbolo: Fe

numero atómico (Z): 26

configuración electrónica: $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^6$

Ejemplo 2:

Elemento: Neón

Símbolo: Ne

numero atómico (Z): 10

configuración electrónica: $1s^2, 2s^2, 2p^6$

Ejemplo 3:

Elemento: Bromo

Símbolo: Br

numero atómico (Z): 35

configuración electrónica: $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^{10}, 4s^2, 4p^5$

Ejercicios de muestra de electronegatividad:

- a) Cromo (símbolo Cr, periodo 4, grupo 6) y Cobre (símbolo Cu, periodo 4, grupo 11)

Si comparamos la ubicación de los dos elementos están en el mismo periodo, por tanto, allí no podemos comparar su electronegatividad, por tanto, vamos a comparar por grupo.

El Cromo está en el grupo 6, y el Cobre está en el grupo 11, como está más a la derecha, es decir, es mayor, por estar más al final en la ubicación de la tabla periódica será más electronegativo. en este caso el elemento más electronegativo de los dos es el Cobre.

- b) Renio (símbolo Re, periodo 6, grupo 7) y Níquel (símbolo Ni, periodo 4, grupo 10)

Vamos a comparar primero los periodos, el Renio está en el periodo 6 y el Níquel está en el periodo 4, como el níquel está en un periodo más pequeño, más hacia arriba en la tabla periódica, entonces el Níquel será más electronegativo. Ahora debemos comparar y determinar si esto también se cumple en los grupos.

El Renio está en el grupo 7 y el Níquel está en el grupo 10, el grupo 10 es más grande que el grupo 7, y está más a la derecha en la ubicación de la tabla periódica, por tanto, el Níquel será más electronegativo. En este caso, el níquel será el más electronegativo de los dos elementos

Ejercicio de muestra de radio atómico

Recuerda que el radio atómico aumenta de arriba hacia abajo cuando se compara entre periodos, y desciende de izquierda a derecha cuando se comparan los grupos.

a) Estroncio (símbolo Sr, periodo 5, grupo 2) y Cobalto (símbolo Co, periodo 4, grupo 9)

vamos nuevamente a comparar dos elementos, vamos a comenzar con su ubicación por periodos, el estroncio está en el periodo 5 y el Cobalto está en el periodo 4, como el periodo 5 está más abajo en la tabla periódica, el Estroncio tendrá mayor radio atómico.

Ahora vamos a comparar los grupos, el estroncio está en el grupo 2 y el Cobalto está en el grupo 9, como el grupo 2 está más a la izquierda en la tabla periódica, por ser más pequeño, entonces el Estroncio tendrá mayor radio iónico.

En conclusión, el estroncio es el elemento con mayor radio atómico entre los dos elementos comparados

Ejercicios de muestra de carácter metálico (metales y no metales):

Ordene los siguientes elementos en orden ascendente (del menor al mayor) de acuerdo a su carácter metálico:

Recuerda que los primeros elementos de los grupos 1 al 12 son metales y los finales del 13 al 18 son no metales.

Sodio (símbolo Na, periodo 3, grupo 1), Aluminio (símbolo Al, periodo 3, grupo 13), Hierro (símbolo Fe, periodo 4, grupo 8), Plata (símbolo Ag, periodo 5, grupo 11), Xenón (símbolo Xe, periodo 5, grupo 18)

Al ordenar estos elementos de mayor a menor carácter metálico quedan de la siguiente forma, teniendo en cuenta su posición por periodos:

Sodio, en el periodo 3

Aluminio, en el periodo 3

Hierro, en el periodo 4

Plata, en el periodo 5
Xenón, en el periodo 5

Al ordenar estos elementos de mayor a menor carácter metálico quedan de la siguiente forma, teniendo en cuenta su posición por grupos:

Sodio, en el grupo 1
Hierro, en el grupo 8
Plata, en el grupo 11
Aluminio, en el grupo 13
Xenón, en el grupo 18

Ejercicios de practica:

1. Complete con base en los números atómicos (Z) registrados y sus símbolos químicos la configuración electrónica, periodo, grupo de cada elemento químico de los ejercicios 1 al 8.

- Ejercicio 1.

Símbolo: C
(Z): 6
Configuración electrónica:
Periodo:
Grupo

- Ejercicio 2.

Símbolo: Na
(Z): 11
Configuración electrónica:
Periodo:
Grupo

- Ejercicio 3.

Símbolo: P
(Z): 15
Configuración electrónica:
Periodo:
Grupo

- Ejercicio 4.

Símbolo: S

(Z): 16

Configuración electrónica:

Periodo:

Grupo

- Ejercicio 5.

Símbolo: Cl

(Z): 17

Configuración electrónica:

Periodo:

Grupo

- Ejercicio 6.

Símbolo: K

(Z): 19

Configuración electrónica:

Periodo:

Grupo

- Ejercicio 7.

Símbolo: Ca

(Z): 20

Configuración electrónica:

Periodo:

Grupo

- Ejercicio 8.

Símbolo: Ba

(Z): 56

Configuración electrónica:

Periodo:

Grupo

2. En tu vida diaria explica qué usos se les da a los metales. Menciona tres ejemplos.
3. menciona 3 usos que les des a elementos no metales en tu vida diaria.
4. Según la Tabla Periódica y en relación a los tamaños, radios atómicos:
5. ¿Qué sucede con el radio atómico a medida que se desplaza hacia abajo en el grupo?

6. Indique cuál de estos elementos posee mayor electronegatividad.

c) Antimonio (símbolo Sb, periodo 5, grupo 15) y Galio (símbolo Ga, periodo 4, grupo 13)

d) platino (símbolo Pt, periodo 6, grupo 10) y Polonio (símbolo Po, periodo 6, grupo 16)

e) Rubidio (símbolo Rb, periodo 5, grupo 1) y Sodio (símbolo Na, periodo 3, grupo 1)

7. Indique cuál de estos dos elementos tiene mayor radio atómico.

a) Calcio (símbolo Ca, periodo 4, grupo 2) y Galio (símbolo Ga, periodo 4, grupo 13)

b) Germanio (símbolo Ge, periodo 4, grupo 15) y Arsénico (símbolo As, periodo 4, grupo 13)

c) Potasio (símbolo K, periodo 4, grupo 1) y Níquel (símbolo Ni, periodo 4, grupo 10)

8. Ordene los siguientes elementos en orden ascendente (del menor al mayor) de acuerdo a su carácter metálico:

a) Flúor (símbolo F, periodo 2, grupo 17), Yodo (símbolo I, periodo 5, grupo 17), Bromo (símbolo Br, periodo 4, grupo 17), Cloro (símbolo Cl, periodo 3, grupo 17)

b) Niobio (símbolo Nb, periodo 5, grupo 5), Bario (símbolo Ba, periodo 6, grupo 2), Francio (símbolo Fr, periodo 7, grupo 1), Manganeso (símbolo Mn, periodo 4, grupo 7)

9. Clasifique los siguientes elementos en metales y no metales

Cesio (símbolo Cs, periodo 6, grupo 1),
Iridio (símbolo Ir, periodo 6, grupo 9),
Telurio (símbolo Te, periodo 5, grupo 16),
Selenio (símbolo Se, periodo 4, grupo 16),
Cloro (símbolo Cl, periodo 3, grupo 17),
Estaño (símbolo Sn, periodo 5, grupo 15),
Germanio (símbolo Ge, periodo 4, grupo 14)

10. Explique por qué el francio (Fr) es el elemento con mayor carácter metálico

11. Agrupe las siguientes configuraciones electrónicas en pares, de acuerdo con la similitud en propiedades química que usted esperaría encontrar.

Recuerda que los elementos que terminan con el mismo subnivel y cantidad de electrones, pertenecen al mismo grupo, y por tanto tienen propiedades químicas similares.

- a) $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^{10}, 4s^2, 4p^6, 4d^{10}, 5s^2, 5p^5$
- b) $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2$
- c) $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2$
- d) $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^5$

Fuentes de interés:

Mondragón, C., Peña, L., Sánchez, M., Arbeláez, F., & González, D. (2010). Hipertexto Química 1. Bogotá, Colombia: Santillana.