	COLEGIO DEL SAGRADO CORAZÓN DE JESÚS BETHLEMITAS PASTO	Código: M1-FO07
	DISEÑO DEL SERVICIO	Versión: 03
	GUÍA DE NIVELACIÓN	Fecha: 01/08/2025 AÑO ESCOLAR: 2025 - 2026

Docente: Maira Quiroz	Asignatura: Química	Grado: séptimo	Periodo: III	Fecha:
Nombre:				

PROPIEDADES PERIÓDICAS DE LOS ELEMENTOS

¿Cómo y por qué surge la clasificación periódica de los elementos?

El descubrimiento progresivo de los diferentes elementos químicos y estudio de sus propiedades puso de manifiesto la existencia de semejanzas (y disparidades) entre estos.

Esta circunstancia indujo a la comunidad científica a construir una clasificación de los elementos en función de sus propiedades (físicas y químicas).

En 1869, **D. Mendeleiev** y **L. Meyer** desarrollaron, de forma paralela pero no conjunta, una nueva ordenación de los elementos conocidos, basándose ambos en la denominada ley periódica.

LEY PERIÓDICA: *Las propiedades de los elementos químicos no son arbitrarias, sino que varían de Manera periódica de acuerdo con su **MASA ATÓMICA***

D. Mendeleiev

Tabla periódica de los elementos organizados en orden creciente de sus masas atómicas.



L. Meyer

Tabla periódica de los elementos organizados en orden creciente de sus volúmenes atómicos.

En **1869 Mendeleiev** publicó su primera tabla periódica, donde ordenaba los 63 elementos descubiertos hasta ese momento, sin embargo, la tabla periódica presentaba ciertas limitaciones:

- No predijo la existencia de los gases nobles tras el descubrimiento del helio (He) y el argón (Ar) la ley periódica predijo la existencia de los demás elementos del grupo.
- La distribución de los elementos no siempre seguía el orden creciente de sus masas atómicas por eso el orden de algunos pares de elementos tuvo que ser invertido.
- No existía una separación definida entre metales y no metales.
- No existía una clasificación correcta de los elementos en función de sus valencias.

Henry Moseley (1912) reformula la ley periódica que solventa las imitaciones de las tablas periódicas propuestas por Mendeléiev.

LEY PERIÓDICA: *Las propiedades de los elementos químicos no son arbitrarias, sino que varían de manera periódica de acuerdo con su **NÚMERO ATÓMICO***

Características de la tabla periódica actual:

- ❖ La tabla periódica actual se conoce como tabla periódica de Werner y Paneth.
- ❖ Los 118 elementos conocidos se ordenan de izquierda a derecha y de arriba abajo en orden creciente de su **número atómico (Z)**.
- ❖ La tabla periódica se compone de **7 filas** horizontales llamadas **periodos** y **18 columnas** verticales llamadas **grupos**.

PROPIEDADES PERIÓDICAS: Son aquellas propiedades, físicas y químicas, que se repiten con cierta regularidad a lo largo de los grupos y periodos (figura 1) que conforman la tabla periódica

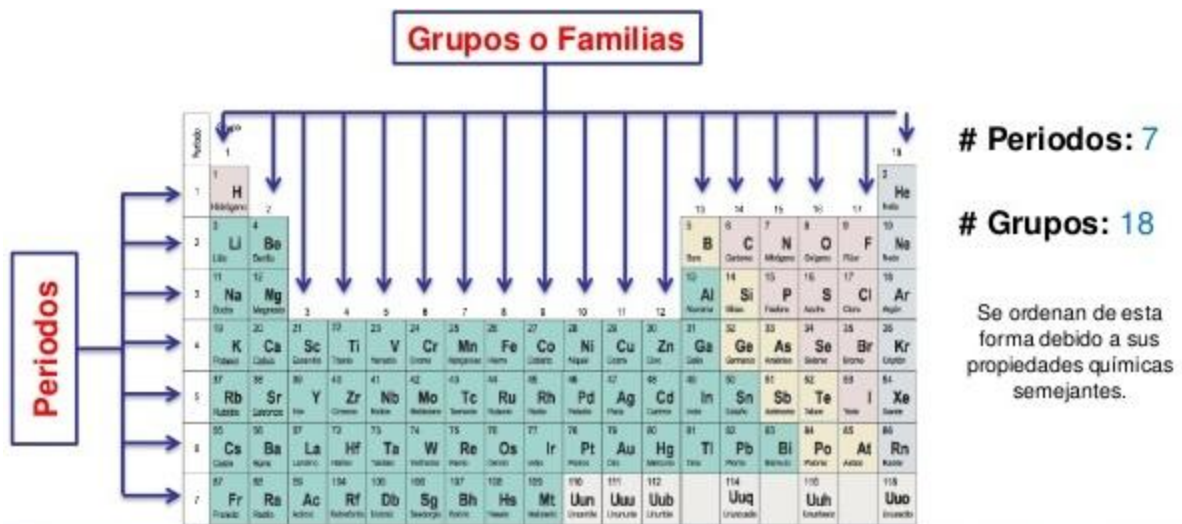


Figura 1. Tabla periódica indicando los grupos y periodos.

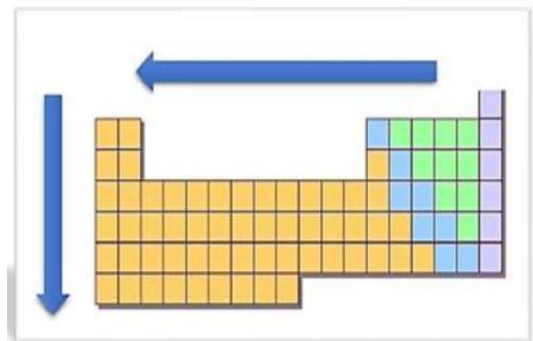
CLASIFICACIÓN DE LAS PROPIEDADES PERIÓDICAS DE LOS ELEMENTOS

El radio atómico

El radio atómico es la distancia que separa el núcleo de un átomo de su electrón más externo.

En un grupo el radio atómico **aumenta de arriba hacia abajo**, debido a que aumentan los niveles de energía: Los electrones se colocan en niveles cada vez más altos. Más lejos del núcleo.

En un **Periodo** el radio atómico **disminuye** al aumentar el número atómico.

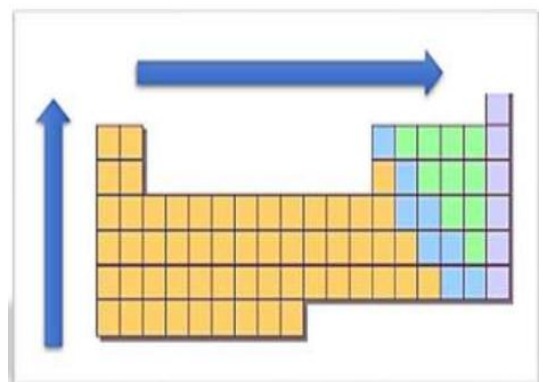


Energía o potencial de ionización:

La energía de ionización se refiere a la energía necesaria para arrancar un electrón de un átomo.

Al avanzar hacia la derecha en un período, la energía de ionización aumenta → a mayor número atómico (Z), crece la atracción del núcleo por los electrones externos.

Al descender en un grupo, la energía de ionización disminuye → a mayor número de niveles electrónicos, la fuerza de atracción del núcleo hacia el electrón disminuye, y este es más fácil de arrancar

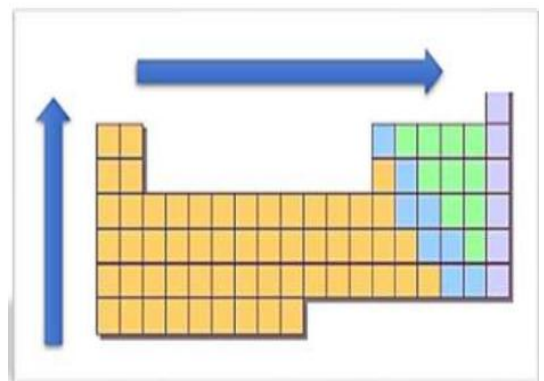


Afinidad electrónica

Es la variación de energía que se produce en un átomo neutro gaseoso en su estado fundamental cuando adquiere un electrón y se transforma en un ion mononegativo.

Al avanzar hacia la derecha en un período, la afinidad electrónica aumenta → a menor tamaño del átomo, resulta más fácil captar el electrón, al encontrarse más atraído por el núcleo

Al descender en un grupo, la afinidad electrónica disminuye → a mayor tamaño del átomo, resulta más complejo captar el electrón, pues la atracción del núcleo es menor.

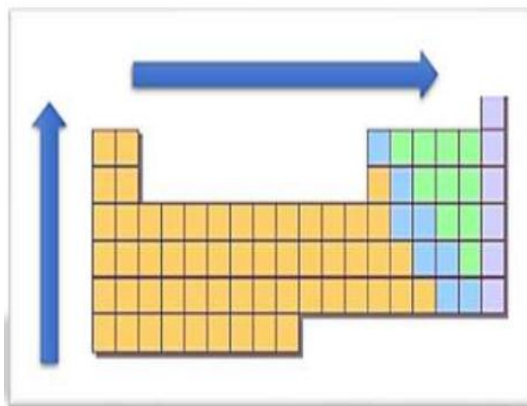


La electronegatividad

La electronegatividad se refiere a la capacidad o fuerza que tiene un átomo para atraer electrones en un enlace químico. La electronegatividad está íntimamente relacionada con la energía de ionización y la afinidad electrónica.

Al avanzar hacia la derecha en un período, la electronegatividad aumenta → a menor tamaño del átomo, resulta más fácil captar el electrón, al encontrarse más atraído por el núcleo.

Al descender en un grupo, la electronegatividad disminuye → a mayor tamaño del átomo, resulta más complejo captar el electrón, pues la atracción del núcleo es menor.



LA CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

La configuración electrónica es una configuración propia para cada elemento, explica cómo los electrones se distribuyen en los diversos orbitales y niveles de un átomo, también nos proporciona información acerca del período, grupo y familia a la que pertenecen, número atómico y electrones disponible para unir qué son los electrones de valencia.

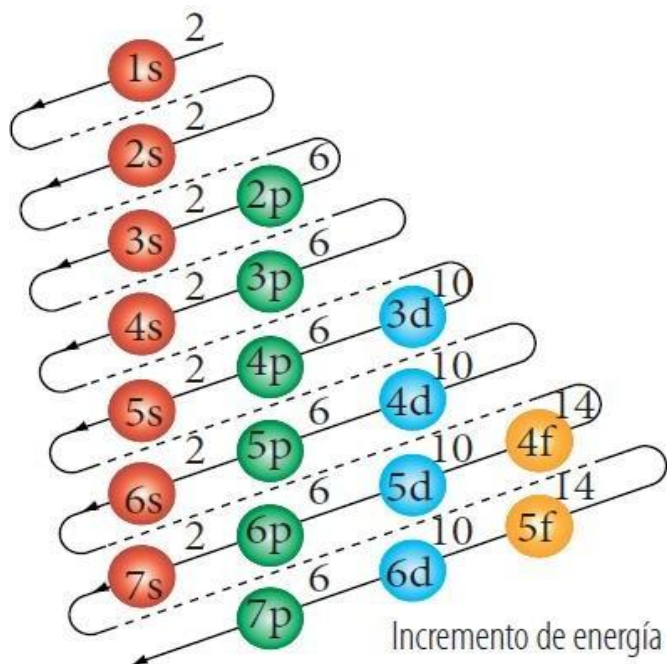
¿Cómo se escribe la Configuración Electrónica?

La Configuración Electrónica se escribe ubicando la totalidad de los electrones de un átomo o ion en sus orbitales o subniveles de energía.

Recordemos que existen 7 niveles de energía: **1, 2, 3, 4, 5, 6 y 7**. Y cada uno de ellos tiene, a su vez, hasta 4 subniveles de energía denominados **s, p, d y f**.

Así, el nivel **1** contiene solamente al subnivel **s**; el nivel **2** contiene subniveles **s y p**; el nivel **3** contiene subniveles **s, p y d**; y los niveles **4 a 7** contienen subniveles **s, p, d y f**.

Subnivel	Numero máximo de electrones.
s	2
p	6
d	10
f	14



DISTRIBUCIÓN ELECTRÓNICA UTILIZANDO DIAGRAMA DE MOELLER

Esquema simplificado que ayuda a ubicar los electrones en niveles y Subniveles en orden de energía creciente. Se le conoce también como la regla de SARRUS y comúnmente denominada "regla del serrucho"

¿Cómo se utiliza el Diagrama de Moeller o Regla de las Diagonales?

El diagrama de Moeller o Regla de las diagonales se utiliza para recordar el orden de llenado de los orbitales atómicos.

¿Cómo se utiliza el Diagrama de Moeller o Regla de las Diagonales?

Para utilizar la regla de las diagonales simplemente debes seguir las líneas diagonales del diagrama desde arriba hacia abajo. Eso marcará el orden de llenado de los subniveles de energía. La cantidad de electrones se escribe como superíndice. Una vez que un subnivel de energía está "completo" de electrones se pasa al subnivel siguiente.

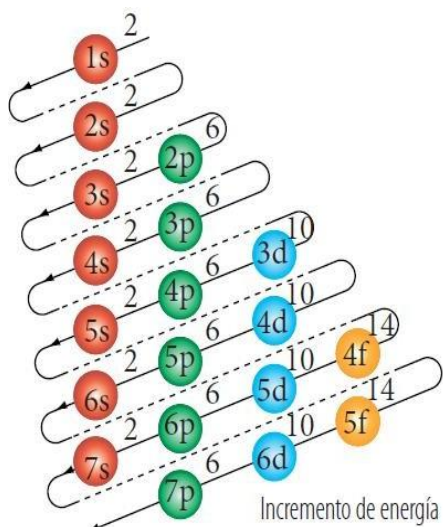
Ejemplos de Configuración Electrónica Pasos.

1. Escribir la Configuración Electrónica del **Manganeso (Mn)**:

PASO 1: Lo primero que debemos conocer es el **Número Atómico (Z)** del elemento, en este caso, el Manganeso.

PASO 2: El siguiente paso será ubicar la totalidad de los electrones en los orbitales correspondientes utilizando la Regla de las Diagonales.

El Manganeso (**Mn**) tiene un número atómico **Z=25**



Siguiendo la Regla de las Diagonales escribimos la configuración electrónica (CE) del Mn de la siguiente manera:



La suma de todos los electrones debe ser 25 en este ejemplo: $2+2+6+2+6+2+5=25$

$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p$
 $< 5s < 4d < 5p < 6s < 4f < 5d < 6p$

Actividad:

1. Que tiene en común la afinidad electrónica con la electronegatividad.
2. Disponga los siguientes átomos en orden de radio atómico creciente: Na, Be, Mg.
3. Dada los siguientes elementos: N (Z=7), Na (Z=11), Cl (Z=17), Ca (Z=20), Cu (Z=29). Ordenar de menor a mayor potencial de ionización
4. ¿Para qué se emplea el diagrama de Moller?
5. Cuántos y cuáles son los niveles y los subniveles de energía los nombro.
6. Escribe el orden de los niveles y subniveles según el diagrama de Moller.
7. Realiza la configuración electrónica de los siguientes elementos. Calcio (**Ca**), Potasio (**K**), Selenio (**Se**), Bromo (**Br**), Kriptón (**Kr**)

APLICA LO APRENDIDO RESPONDIENDO LAS SIGUIENTES PREGUNTAS

1. ¿Qué propiedad periódica está directamente relacionada con la tendencia de un átomo a atraer electrones cuando forma un enlace químico?
 - A. Radio atómico
 - B. Electromagnetismo
 - C. Electronegatividad
 - D. Potencial de ionización
2. ¿Cómo varía el radio atómico a medida que descendemos en un grupo de la tabla periódica?
 - A. Disminuye
 - B. Aumenta
 - C. Permanece constante
 - D. Aumenta y luego disminuye

3. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta respecto a la electronegatividad en la tabla periódica?
- A. Aumenta al movernos de izquierda a derecha en un período.
 - B. Disminuye al movernos de arriba hacia abajo en un grupo.
 - C. Aumenta al movernos de abajo hacia arriba en un grupo.
 - D. Disminuye al movernos de izquierda a derecha en un período.
4. ¿Qué propiedad describe la capacidad de un átomo para atraer electrones compartidos en un enlace?
- A. Potencial de ionización
 - B. Electronegatividad
 - C. Radio atómico
 - D. Afinidad electrónica
5. Al moverse de izquierda a derecha en un período, la electronegatividad de los elementos tiende a:
- A. Disminuir
 - B. Aumentar
 - C. Permanecer constante
 - D. Variar de forma errática
6. ¿Cómo varía el potencial de ionización al desplazarse de arriba hacia abajo en un grupo de la tabla periódica?
- A. Aumenta
 - B. Disminuye
 - C. Se mantiene constante
 - D. Primero aumenta y luego disminuye
7. ¿Cuál de los siguientes elementos tiene el mayor potencial de ionización?
- A. Na (Sodio)
 - B. Cl (Cloro)
 - C. Ar (Argón)
 - D. Fr (Francio)
8. La afinidad electrónica se refiere a la energía involucrada en la aceptación de un electrón por un átomo neutro en estado gaseoso. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones la describe correctamente?
- A. Es la energía necesaria para remover un electrón de un átomo neutro.
 - B. Es la energía liberada cuando un átomo neutro en estado gaseoso acepta un electrón.
 - C. Es la medida de la tendencia de un átomo a atraer electrones compartidos en un enlace.
 - D. Ninguna de las anteriores