

**PROPUESTA DE TRABAJO NO PRESENCIAL  
CONTINGENCIA COVID-19  
DOCENTE: ROCÍO NOVOA  
JORNADA SABATINA**

Lea atentamente la guía antes de iniciar el trabajo de solución; si es necesario pida explicación al docente sobre el tema que no sea lo suficientemente claro.

# QUÍMICA CICLO 5

## ESTANDAR:

- Explico la relación entre la estructura de los átomos y los enlaces que realiza

### Exploro

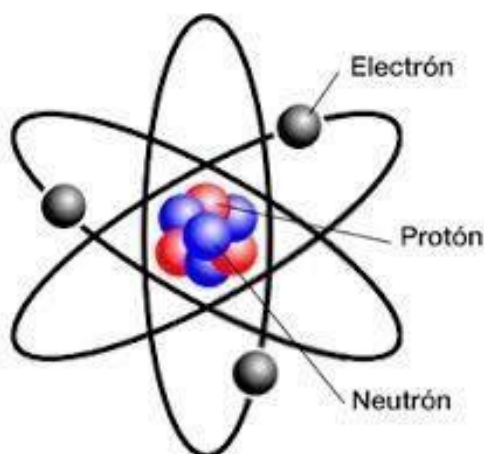
Para iniciar el estudio de los átomos y como estos se unen para formar moléculas debemos conocer la información que sobre los átomos nos ofrece la tabla periódica; recordemos que la tabla periódica es un sistema de clasificación que permite identificar los elementos que están presentes en la naturaleza; algunos de ellos de forma natural y otros creados por los seres humanos.

Los elementos de la tabla periódica están compuestos por:

- Nombre (XXXXXXXX)
- Símbolo (X)
- Números de masa, peso atómico o número de nucleones (A)
- Número atómico (Z) que indican la cantidad de protones ( $p^+$ ) que tiene un átomo

Entre otros valores que nos brindan información que estudiaremos más adelante.

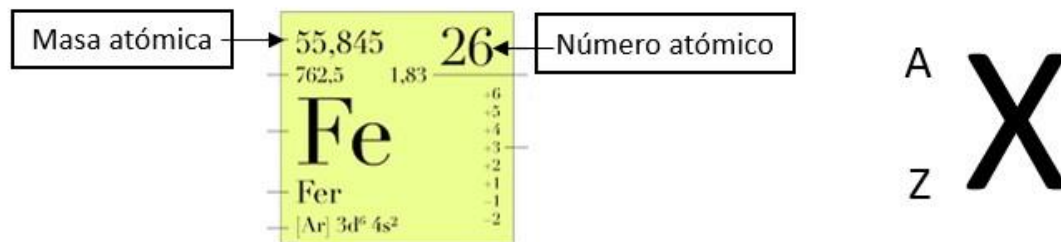
Recordemos la estructura del átomo





# INSTITUCIÓN EDUCATIVA MIGUEL DE CERVANTES SAAVEDRA

Teniendo cuenta lo anterior podemos decir que los símbolos químicos de la tabla periódica se representan así:



En el anterior ejemplo el símbolo es Fe, su nombre hierro su **A** 55.845 y su **Z** 26.

Para calcular Z existe una forma:

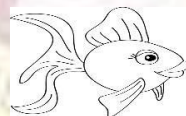
$$Z = p + n.$$

Recordemos que la p representan los protones (+) y la n los neutrones (=)

Cuando los átomos son eléctricamente neutros el numero de protones y el numero de electrones es el mismo

Así

$$p = e = Z$$



Para calcular la cantidad electrones de un átomo se aplica la siguiente formula

$$n = A - p$$

Veamos en un ejemplo lo anterior:

Átomo	Nombre	Numero atómico Z	Peso atómico A	Electrones e <sup>-</sup>	Protones P <sup>+</sup>	Nneutrones n



# INSTITUCIÓN EDUCATIVA MIGUEL DE CERVANTES SAAVEDRA

$^{23}\text{Na}_{11}$	Sodio	11	23	11	11	12
-----------------------	-------	----	----	----	----	----

## Aplico

Con ayuda de la tabla periódica completa la siguiente tabla:

Átomo	Nombre	Numero atómico Z	Peso atómico A	Electrones $e^-$	Protones $p^+$	Neutrones n
$^{23}\text{Na}_{11}$						
$^{12}\text{C}_6$	Carbono					6
H						
	Cloro					
Ca						
	Estroncio					
	Silicio					
	Ba					
	Magnesio					
	Carbono		40		20	

GUÍA 2 SEMANAS 13-23 DE ABRIL.

ENTORNO QUÍMICO

TEMA:

- Aniones, cationes y niveles de energía.



# INSTITUCIÓN EDUCATIVA MIGUEL DE CERVANTES SAAVEDRA

## ESTANDAR:

- Explico la relación entre la estructura de los átomos y los enlaces que realiza

## DBA:

Comprende que los diferentes mecanismos de reacción química (oxido-reducción, descomposición, neutralización y precipitación) posibilitan la formación de compuestos inorgánicos.

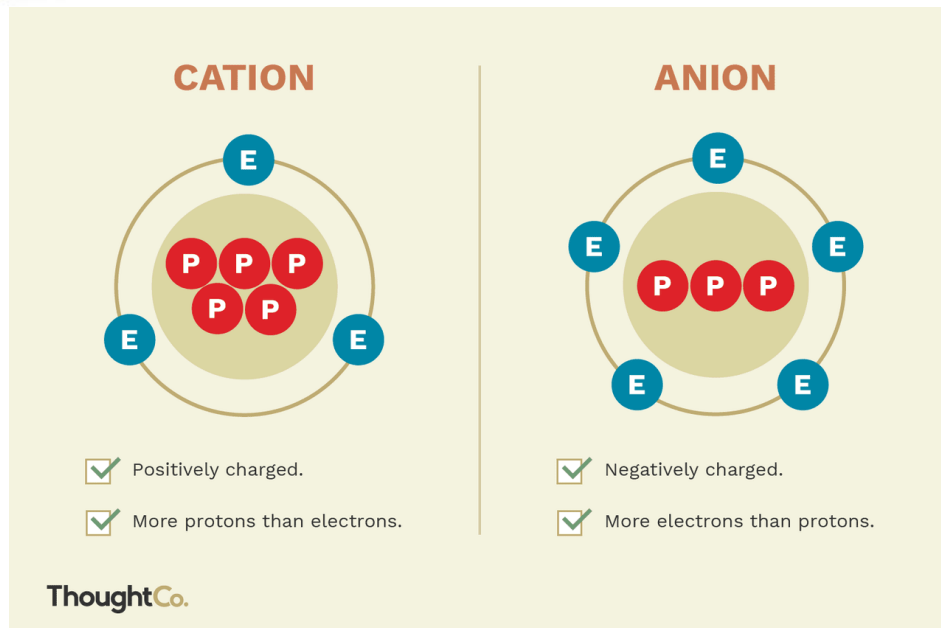
## Comprendo

### Catión-Anión

Un catión es un ión que tiene carga positiva y un anión es un ión con carga negativa. Tanto cationes como aniones son **tipos de iones**. Un ión es un átomo o grupo de átomos que poseen una carga eléctrica, es decir, presentan una diferencia entre el número de protones y el número de electrones que lo conforman

	Cationes	Aniones
<b>Definición</b>	Ión cargado positivamente	Ión cargado negativamente
<b>Formación</b>	Se forma por pérdida de electrones	Se forma por ganancia de electrones
<b>Carga</b>	Carga positiva	Carga negativa
<b>Tipos de iones</b>	<ul style="list-style-type: none"><li>• Cationes mono-atómicos</li><li>• Cationes poli-atómicos</li><li>• Cationes mono-valentes</li><li>• Cationes divalentes</li><li>• Cationes trivalentes</li></ul>	<ul style="list-style-type: none"><li>• Aniones mono-atómicos</li><li>• Aniones poli-atómicos</li><li>• Aniones mono-valentes</li><li>• Aniones divalentes</li><li>• Aniones trivalentes</li></ul>
<b>Ejemplos</b>	<ul style="list-style-type: none"><li>• Ión sodio: <math>\text{Na}^+</math></li><li>• Ión potasio: <math>\text{K}^+</math></li><li>• Ión calcio: <math>\text{Ca}^{2+}</math></li><li>• Ión plata: <math>\text{Ag}^+</math></li><li>• Ión amonio: <math>\text{NH}_4^+</math></li></ul>	<ul style="list-style-type: none"><li>• Ión cloruro: <math>\text{Cl}^-</math></li><li>• Ión oxígeno: <math>\text{O}^{2-}</math></li><li>• Ión sulfuro: <math>\text{S}^{2-}</math></li><li>• Ión sulfato: <math>\text{SO}_4^{2-}</math></li><li>• Ión hidroxilo: <math>\text{OH}^-</math></li></ul>

# INSTITUCIÓN EDUCATIVA MIGUEL DE CERVANTES SAAVEDRA



Para calcularla la cantidad de electrones (e-) y protones (p+) que tiene un átomo y definir si es un anión o un catión debe tener en cuenta el signo que acompaña al numero y realizar la operación inversa si aparece un +2 a Z (peso atómico) debe RESTAR 2 o al contrario si junto al símbolo del átomo aparece un -2 a Z debe SUMARLE 2

**OJO RECUERDEN QUE Z ES IGUAL AL NUMERO DE PROTONES QUE TIENE UN ÁTOMO**

Aplico

1. Completa la siguiente tabla teniendo en cuenta lo aplicado en guías anteriores y la explicación realizada anteriormente.



# INSTITUCIÓN EDUCATIVA MIGUEL DE CERVANTES SAAVEDRA

Núclido	Número Atómico (Z)	Número de masa (A)	Número de neutrones	Tipo de Núclido	Número de electrones
${}_{20}^{40}\text{Ca}$	20	40	20	Neutro	20
${}_{20}^{40}\text{Ca}^{+2}$	20	40		Catión	18
${}_{83}^{120}\text{Bi}^{-}$					
${}_{52}^{105}\text{Te}^{-2}$					
${}_{11}^{65}\text{Na}^{+1}$					
${}_{11}^{65}\text{Na}$					
${}_{79}^{117}\text{Au}^{+3}$					

OBSERVO

Se pueden apoyar en este video para reforzar lo trabajado

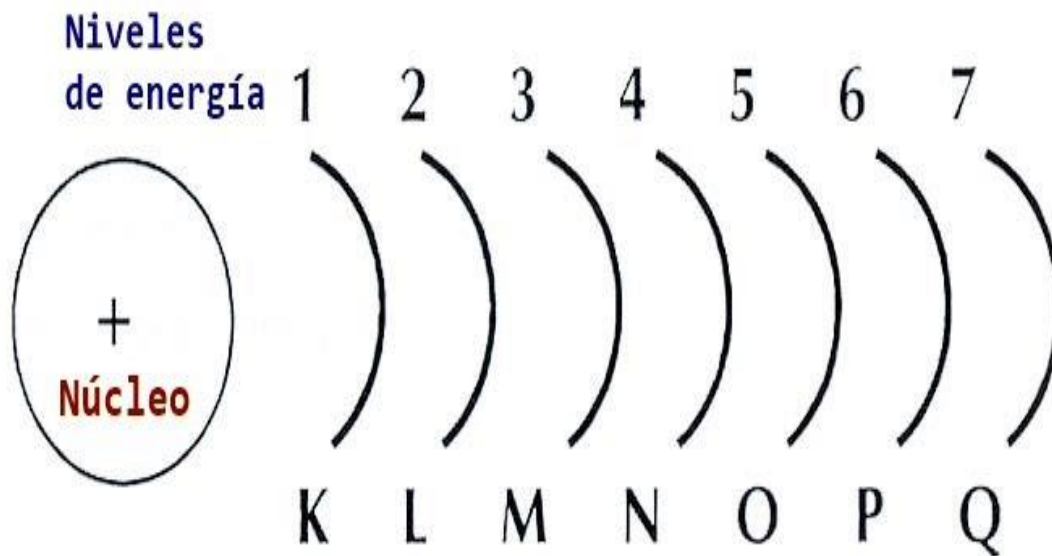
<https://www.youtube.com/watch?v=w503OQbQdz0>



**NIVELES DE ENERGÍA DE LOS ÁTOMOS**



# INSTITUCIÓN EDUCATIVA MIGUEL DE CERVANTES SAAVEDRA



Niveles de Energía

Los niveles de Energía son estados energéticos en donde se pueden encontrar los electrones en estados estables o no, según el subnivel en que se encuentran ya sea , cerca del núcleo o en las últimas capas.

## Niveles energéticos y configuración electrónica

La configuración electrónica es el modo en que los electrones de un átomo se disponen alrededor del núcleo. En otras palabras, y de acuerdo con el modelo de Böhr, la configuración electrónica nos indica en qué niveles y subniveles de energía se encuentran los electrones de un átomo.

Los niveles de energía los llamaremos 1, 2, 3, 4, 5... y a los subniveles s (con 2 electrones como máximo), p (con 6 electrones como máximo), d (con 10 electrones como máximo) y f (con 14 electrones como máximo).

El diagrama de Moeller es una regla muy simple y útil para recordar el orden de llenado de los diferentes niveles y subniveles de energía del átomo. Sólo hay que seguir el orden marcado por las flechas:

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < ..$$

La configuración electrónica de un átomo es la manera en que están distribuidos los electrones entre los distintos orbitales atómicos.

El conocimiento de las configuraciones electrónicas es fundamental para entender y predecir las propiedades de los elementos.



# INSTITUCIÓN EDUCATIVA MIGUEL DE CERVANTES SAAVEDRA

En el estado fundamental de un átomo, los electrones ocupan orbitales atómicos de tal modo que la energía global del átomo sea mínima.

Se denomina principio de construcción (Aufbau) al procedimiento para deducir la configuración electrónica de un átomo, y consiste en seguir un orden para el llenado de los diferentes orbitales, basado en los diferentes valores de la energía de cada uno de ellos. Para recordarlo se utiliza el diagrama de Möller o de las diagonales, así como la regla de la mínima energía (n+l)..

Además del principio de construcción hay que tener en cuenta el principio de exclusión de Pauli: establece que no es posible que dos electrones de un átomo tengan los mismos cuatro números cuánticos iguales. Esto implica que en un mismo orbital atómico sólo pueden coexistir dos electrones con espines opuestos, la regla de Hund: establece que si hay más de un orbital en un mismo subnivel, los electrones estar lo más desapareados posibles, ocupando el mayor número de ellos.

El orden de ocupación de los subniveles del átomo por los electrones es de menos a más energía:

## DIAGRAMA DE LLENADO DE LOS NIVELES ENERGÉTICOS

nivel	Subniveles u orbitales				Máx.e <sup>-</sup>
	s	p	d	f	
1	2				2
2	2	6			8
3	2	6	10		18
4	2	6	10	14	32
5	2	6	10	14	32
6	2	6	10		18
7	2	6			

Para calcular el nivel de energía de cada átomo yo tengo en cuenta su número atómico y dibujo los niveles de energía (orbitas) de cada átomo. **IMPORTANTE TENGA ENCUESTA LA TABLA ANTERIOR QUE INDICA LA CANTIDAD MÁXIMA DE ELECTRONES EN CADA NIVEL DE ENERGÍA**



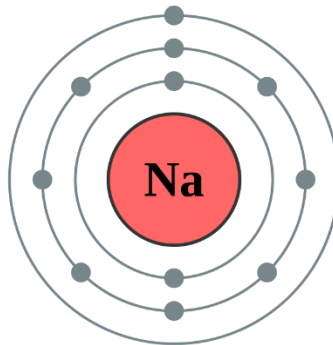


# INSTITUCIÓN EDUCATIVA MIGUEL DE CERVANTES SAAVEDRA

Ejemplo:

**11: Sodio**

**2,8,1**



En el ejemplo anterior podemos ver tres niveles de energía

K: 2 electrones

L: 8 electrones

M: 1 electrón

OBSERVO

En el siguiente video puede encontrar explicaciones que ampliaran más el concepto.

<https://www.youtube.com/watch?v=p3v5b81E6NQ>



# INSTITUCIÓN EDUCATIVA MIGUEL DE CERVANTES SAAVEDRA

## APLICO

Dibujar los niveles de energía de cada uno de los siguientes átomos :

- Hidrogeno
- Helio
- Nitrógeno
- Berilio
- Sodio
- Argón
- Oxígeno
- Litio
- Hierro
- Potasio

