



Fecha:

Asignatura: Química

Grado: 7°

Período: II

DOCENTE: Martha Luz Ramón García

ESTUDIANTE:

Semana del 18 al 29 de mayo

Tema: CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

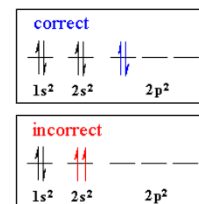
Objetivo. Aprender a representar la estructura atómica de los elementos químicos.

PRINCIPIOS DE CONSTRUCCION

La distribución de los electrones alrededor del núcleo obedece a una serie de **reglas o principios** de la teoría cuántica.

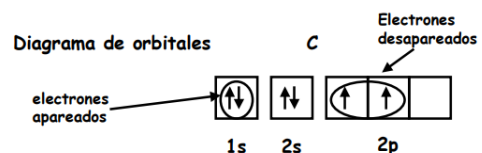
- Principio de la mínima energía.** los electrones deben de ocupar los orbitales en orden creciente de energías.
- ✓ **Principio de exclusión de Pauli.** Establece que cada orbital acepta como máximo 2 electrones que deben tener espines contrarios.
- Principio de máxima multiplicidad de Hund:**

Los electrones van ocupando un subnivel, de forma que cada electrón adicional que entra se ubique en orbitales diferentes con el mismo Spín. Es decir, todos los orbitales deben estar llenos y todos los electrones en paralelo antes de que un orbital gane un segundo electrón. Y cuando un orbital gana un segundo electrón, éste deberá estar apareado del primero (espines opuestos o anti paralelos). Por ejemplo:



Electrón desapareado:

Cuando en un orbital hay un único electrón se dice que está desapareado, por ejemplo el átomo de Hidrógeno tiene un único orbital s con un solo electrón.



Electrón apareado. Cuando en un orbital hay dos electrones se dice que están apareados, por ejemplo en el átomo de **Helio** hay un único orbital s con dos electrones.

PARA RECORDAR:

Representación de los electrones en niveles y orbitales de energía en la Configuración electrónica $1s^1$

Dónde: **1** → Representa al nivel de energía ocupado por el electrón en ese átomo.

S → Representa al subnivel de energía ocupado por el electrón en ese átomo.

1 → Representa la cantidad de electrones presentes en ese orbital y en ese nivel.

Nivel de energía: Son estados energéticos donde se pueden encontrar los electrones. Estos niveles o capas de energía son 7.



Fecha: _____
 Asignatura: **Química**
 Grado: **7°**
 Período: **II**

DOCENTE: **Martha Luz Ramón García**

ESTUDIANTE: _____

Semana del **18 al 29 de mayo**

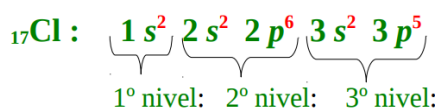
Subniveles: se representan por las letras minúsculas s,p,d,f y tiene una cantidad determina de orbitales.

Representación de la configuración electrónica

Ejercicio.

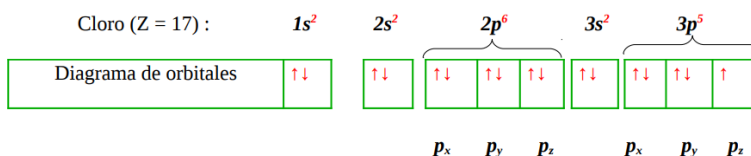
Configuración electrónica del **COLORO (17 Cl):**

Debemos dar la distribución electrónica para el elemento CLORO, que como su número atómico indica tiene 17 electrones. Para ello seguimos la regla de las diagonales.



Ahora, si **2 é** **8 é** **7 é** **en total suman 17 electrones** analizamos detenidamente lo que pasa en cada orbital, podemos ver que:

- En el subnivel s del **1º** nivel los **dos** electrones se encuentran en el orbital tipo **s**.
- En el subnivel s del **2º** nivel los **dos** electrones se encuentran en el orbital tipo **s**.
- En el subnivel p del **2º** nivel los **seis** electrones se encuentran de dos en dos en cada orbital tipo **p**.
- En el subnivel s del **3º** nivel los **dos** electrones en el orbital **s**.
- En el orbital tipo **p** del **3º** nivel los **cinco** electrones se encuentran de dos en dos en los orbitales **p_x** y **p_y**, pero en el orbital **p_z** solo existe un electrón, o sea:



Cloro los electrones en el último subnivel de energía están **DESAPAREADOS**.

....TALLER DE APLICACIÓN...

1. Establece que cada orbital acepta como máximo 2 electrones que deben tener espines contrarios.
2. $1s^1$ en el siguiente ejemplo **S** representa el nivel V o F.
3. Teniendo en cuenta los principios de distribución realiza la configuración electrónica de los siguientes elementos químicos. **CARBONO, CALCIO. ARGON**

Identificar. 1 realizar la configuración electrónica.

Realizar el llenado de orbitales.3

Decir si los electrones están apareados o desapareados.

Ubicar el nivel, subnivel, orbital y la cantidad de electrones presentes.