



## TEMA 1. ESTRUCTURA DE LA MATERIA

### MAGNITUDES ATÓMICAS

- ✓ Los átomos están compuestos por tres partículas fundamentales: protones, neutrones y electrones.
- ✓ El número de estas partículas sirve para caracterizar los átomos.



Número atómico (Z):  $Z = p^+ = e^-$  (estado fundamental)

Número másico (A):  $A = n^0 + p^+$

Ejemplo:  ${}_{15}^{31}\text{P}$      $Z = 15$      $p^+ = Z = 15$  protones

$A = 31$      $e^- = Z = 15$  electrones

$n^0 = A - Z = 31 - 15 = 16$  neutrones

### Iones

- ✓ Un átomo puede ganar o perder electrones, quedando cargado eléctricamente y convirtiéndose en un ión:
  - Si gana electrones: **ANIONES**     $\text{O}^{2-}$
  - Si pierde electrones: **CATIONES**     $\text{Ca}^{2+}$

¡! Dos especies son **isoelectrónicas** si tienen igual cantidad de electrones

### Isótopos

- ✓ Son átomos con el mismo número atómico y distinto número másico (distinto número de neutrones).



## SEGUNDO DE BACHILLERATO – QUÍMICA

- **Masa atómica de un elemento:** es la media de las masas isotópicas, ponderada según la abundancia en la naturaleza de los isótopos del elemento.

$$M = \sum_{i=1}^n \frac{\%abundancia}{100} \cdot m_i$$

## MECÁNICA CUÁNTICA

### Principio de incertidumbre de Heisenberg:

- Es imposible conocer simultáneamente y con exactitud la velocidad (v) y la posición (x) de una partícula en movimiento:

$$\Delta x \cdot m \cdot \Delta v \geq \frac{h}{4\pi}$$

- De aquí el concepto de orbital.



**ORBITAL:** región del espacio alrededor del núcleo donde existe la máxima probabilidad de encontrar un e<sup>-</sup> con una energía determinada. Esta probabilidad viene dada por la ecuación de Schrödinger ( $\psi^2$ ).

- ✓ **Los orbitales se expresan con los número cuánticos (n, l, m).**
- ✓ **Un electrón queda definido por cuatro números cuánticos: (n, l, m, s).**

## Orbitales y números cuánticos



➤ **Número cuántico principal, n.** Nos da idea del nivel en el que se encuentra el electrón, del tamaño y la energía del orbital, siendo el  $n = 1$  el nivel de menor energía.

➤ **Número cuántico secundario (azimutal), l.** Nos da idea de la energía y de la forma del orbital.

$$l = 0, 1, 2 \dots (n - 1)$$

$l = 0 \rightarrow$  orbital s

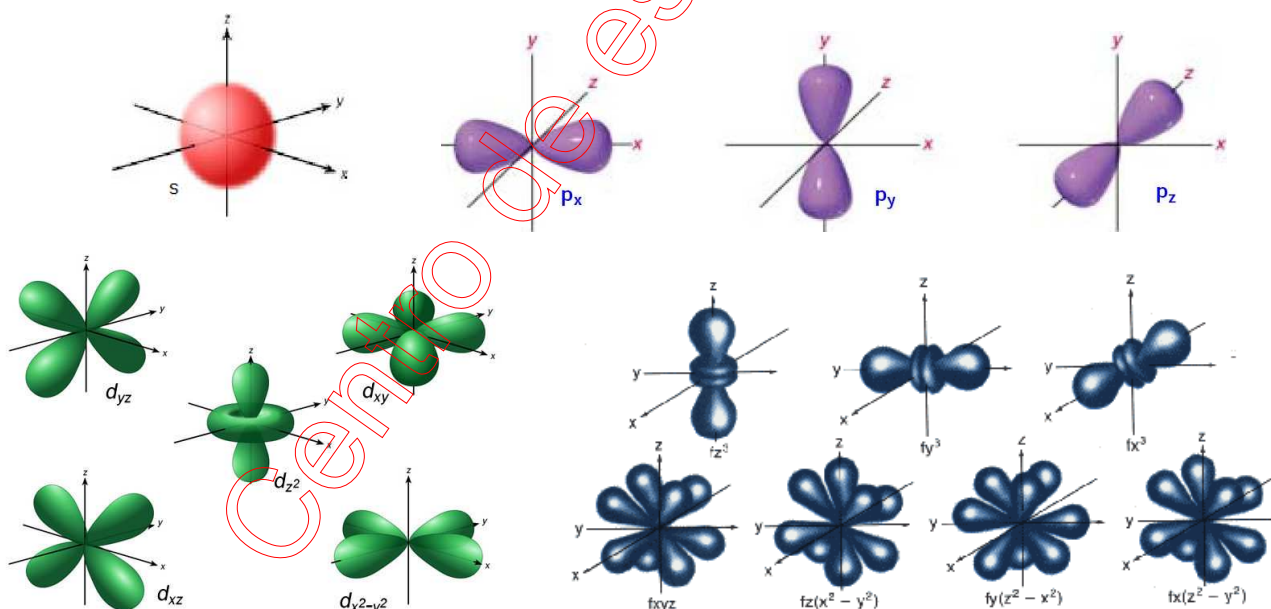
$l = 1 \rightarrow$  orbital p

$l = 2 \rightarrow$  orbital d

$l = 3 \rightarrow$  orbital f

➤ **Número cuántico magnético, m.** Nos da idea de la orientación espacial del orbital en el espacio.

$$m = -l, \dots, 0, \dots, l$$



➤ **Número cuántico de espín, s.** Indica el sentido de giro del electrón sobre sí mismo.

$$s = \pm \frac{1}{2}$$



SEGUNDO DE BACHILLERATO – QUÍMICA

n	l	m	s			
1	0	0	$\pm \frac{1}{2}$	Orbital 1s	2 e-	
2	1	0	$\pm \frac{1}{2}$	Orbital 2s	2 e-	
		-1	$\pm \frac{1}{2}$	Orbitales 2p	6 e-	
		0	$\pm \frac{1}{2}$			
		1	$\pm \frac{1}{2}$			
3	1	0	$\pm \frac{1}{2}$	Orbital 3s	2 e-	
		-1	$\pm \frac{1}{2}$	Orbitales 3p	6 e-	
		0	$\pm \frac{1}{2}$			
			1	$\pm \frac{1}{2}$		
	2	-2	-2	$\pm \frac{1}{2}$	Orbital 3d	10 e-
			-1	$\pm \frac{1}{2}$		
			0	$\pm \frac{1}{2}$		
1			$\pm \frac{1}{2}$			
		2	$\pm \frac{1}{2}$		... etc	
n	l	m	s			
3	2	-2	$\pm \frac{1}{2}$			
		-1	$\pm \frac{1}{2}$			
		0	$\pm \frac{1}{2}$			
		1	$\pm \frac{1}{2}$			
		2	$\pm \frac{1}{2}$			

**ENERGÍA DE LOS ORBITALES: Regla n + l**

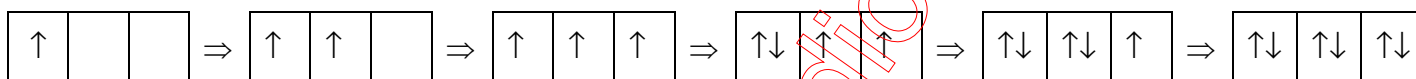
- La energía de un orbital depende de los números cuánticos n y l; dentro de un mismo nivel, los orbitales s, p... poseen energía diferente, es decir, aparecen subniveles de energía.
- Dentro de un mismo subnivel, hay orbitales con igual energía (orbitales p:  $p_x$ ,  $p_y$ ,  $p_z$ ). Son orbitales degenerados.



SEGUNDO DE BACHILLERATO – QUÍMICA

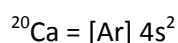
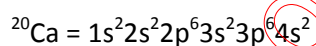
**PRINCIPIO DE EXCLUSIÓN DE PAULI:** dos e- de un mismo átomo no pueden tener los cuatro números cuánticos iguales.

**REGLA DE LA MÁXIMA MULTIPLICIDAD DE HUND:** los e- que entran en orbitales degenerados, lo hacen ocupando el mayor número posible de ellos, de forma que los e- se coloquen lo más desapareados posible:

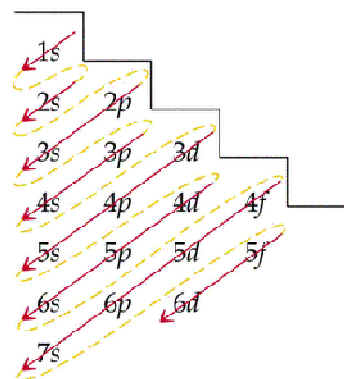
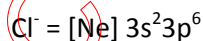
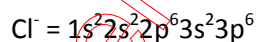


**PROCESO AUFBAU:** orden de llenado de los orbitales.

Ejemplos: Ca (Z = 20): 20 e-



Cl<sup>-</sup> (Z = 17): 17 + 1 = 18 e-



**ESTADO EXCITADO:** configuraciones en las que se ha producido transiciones de e-, frecuentemente dentro de un mismo nivel.

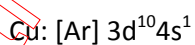
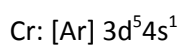
	1s	2s	2px	2py	2pz	
Li	$1s^2 2s^1$	↑↓	↑			
Be	$1s^2 2s^2$	↑↓	↑↓			
B	$1s^2 2s^2 2p^1$	↑↓	↑↓	↑		
C	$1s^2 2s^2 2p^2$	↑↓	↑↓	↑	↑	
N	$1s^2 2s^2 2p^3$	↑↓	↑↓	↑	↑	↑
O	$1s^2 2s^2 2p^4$	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑
F	$1s^2 2s^2 2p^5$	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑
Ne	$1s^2 2s^2 2p^6$	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

## CONFIGURACIONES ELECTRÓNICAS:



<u>CONFIGURACIÓN</u>	<u>GRUPO</u>
<b>Elementos representativos</b>	
$ns^1$	<b>1</b>
$ns^2$	<b>2</b>
$ns^2p^k$	<b>10 + (2+k)</b>
<b>Elementos de transición</b>	
$ns^p(n-1)d^k$	<b>p + k</b>

**ANOMALÍAS DE LA CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA:** basadas en que los orbitales degenerados semilenos o llenos tienen mayor estabilidad.



Centro de estudios MFP