

# CENS HEROES DE MALVINAS A. LOS BERROS-TERCER AÑO-QUIMICA

Escuela: CENS Héroes de Malvinas-Anexo Los Berros

Docente: Lic. Iris Díaz

Ciclo: III

Turno: Noche

Área Curricular: Química

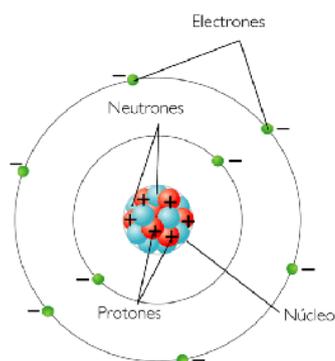
Título de la propuesta: **Átomos y moléculas. Tipos de enlace**

## Contenido seleccionado

### 1. Estructura electrónica de los átomos

Las reacciones químicas consisten en la recombinación de electrones entre átomos para romper unos enlaces y formar otros nuevos.

El comportamiento de los electrones en átomos y moléculas no puede ser descrito mediante la mecánica clásica.



*Según la mecánica clásica, los electrones en órbita están sometidos a aceleración y en esa situación una partícula cargada emitiría radiación, perdiendo energía y colapsando a los núcleos.*

La solución surge en el siglo XX con la mecánica cuántica u ondulatoria que reconoce que los electrones tienen propiedades de onda y corpúsculo (dualidad onda-corpúsculo).

No podemos hablar de trayectoria de los electrones. Todo lo que podemos conocer del electrón queda recogido en la función de onda: función obtenida de la solución de la ecuación de Schrödinger (el equivalente cuántico de las ecuaciones de movimiento newtonianas).

El cuadrado de la función de onda nos informa de la probabilidad de encontrar al electrón en una determinada región del espacio (dentro del átomo o molécula que esté bajo estudio).

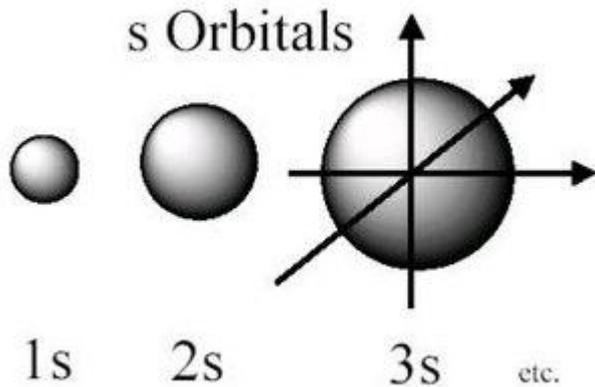
La configuración electrónica de un átomo es la distribución de sus electrones alrededor del núcleo. La configuración electrónica se construye a partir de los **orbitales atómicos**, funciones matemáticas que describen el comportamiento de los electrones (la función de onda

## CENS HEROES DE MALVINAS A. LOS BERROS-TERCER AÑO-QUIMICA

del electrón en el átomo). **Nos informa de en qué regiones es más probable encontrar al electrón.** Los orbitales atómicos se clasifican por su tamaño y orientación:

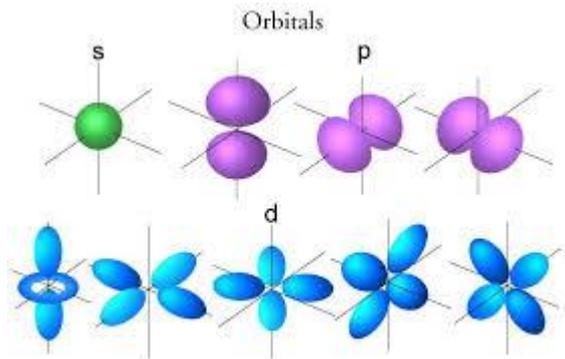
El número o capa (1) se refiere al 'tamaño' del orbital

La letra o subcapa indica la geometría (forma de esfera)



Van en aumento el tamaño del radio de la esfera de acuerdo al nivel de energía

Existen diferentes geometrías para los orbitales (s, p, d,...)



Capa 1 ----- 1s

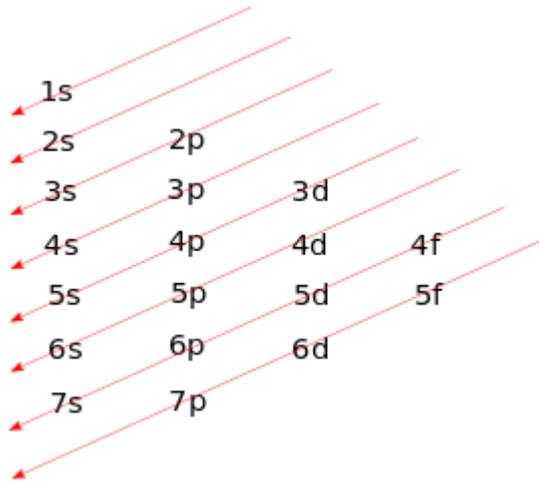
Capa 2 ----- 2s, 2p (3 orbitales)

Capa 3 ----- 3s, 3p (3 orbitales), 3d (5 orbitales)

La capa "n" contiene n subcapas con un total de  $n^2$  orbitales

## CENS HEROES DE MALVINAS A. LOS BERROS-TERCER AÑO-QUIMICA

- Los electrones de un átomo ocupan los orbitales de forma que minimicen la energía del átomo. Orden de llenado: 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, .... A través de la regla de las diagonales.



- En cada orbital pueden situarse un máximo de 2 electrones (por el principio de exclusión de Pauli)
- Si hay orbitales de idéntica energía disponibles (ej: los 3 orbitales 2p) los electrones los ocupan de forma desapareada.

Z	Elemento	Configuración Electrónica	Diagrama de orbitales				
			1s	2s	2p <sub>x</sub>	2p <sub>y</sub>	2p <sub>z</sub>
3	Li	$1s^2 2s^1$	↑↓	↑			
4	Be	$1s^2 2s^2$	↑↓	↑↓			
5	B	$1s^2 2s^2 2p^1$	↑↓	↑↓	↑		
6	C	$1s^2 2s^2 2p^2$	↑↓	↑↓	↑	↑	
7	N	$1s^2 2s^2 2p^3$	↑↓	↑↓	↑	↑	↑
8	O	$1s^2 2s^2 2p^4$	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑
9	F	$1s^2 2s^2 2p^5$	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑
10	Ne	$1s^2 2s^2 2p^6$	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Figura1

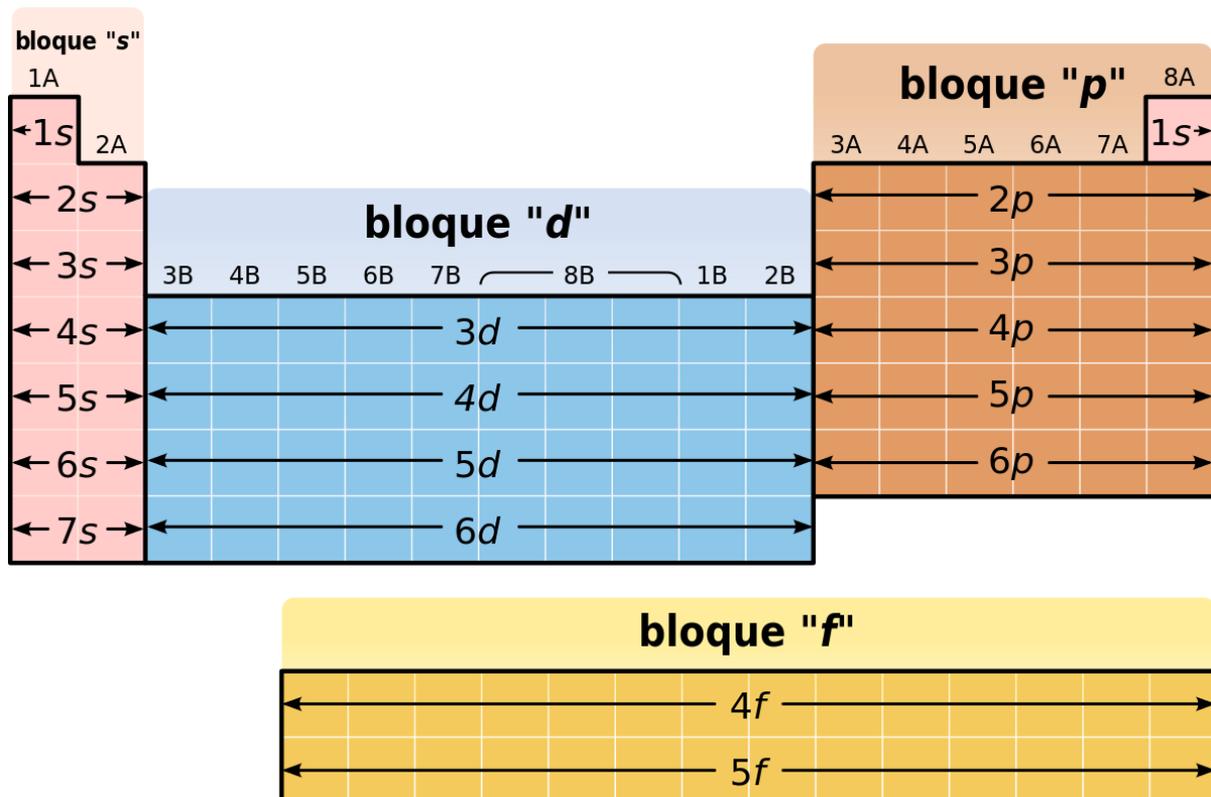
Octeto completo configuración muy estable

# CENS HEROES DE MALVINAS A. LOS BERROS-TERCER AÑO-QUIMICA

La configuración electrónica determina la afinidad de cada átomo por captar o ceder electrones, dependiendo de la cuál sea la forma más sencilla de alcanzar el octeto completo.

Ejercicio: ¿Cómo es la configuración electrónica del flúor si gana un electrón? ¿Y la del sodio si pierde uno?

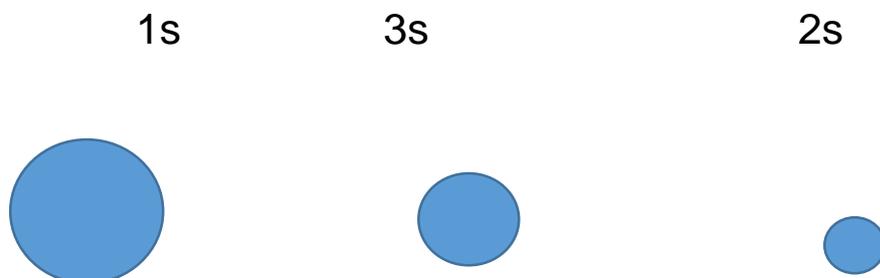
Grupo	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	I A	II A	III B	IV B	V B	VI B	VII B	VIII B	VIII B	VIII B	I B	II B	III A	IV A	V A	VI A	VII A	VIII A
Periodo																		
1	1 H																	2 He
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
6	55 Cs	56 Ba	*	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
7	87 Fr	88 Ra	*	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Uut	114 Fl	115 Uup	116 Lv	117 Uus	118 Uuo
* Lantánidos			57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu	
* Actínidos			89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr	
			Alcalinos		Alcalinotérreos		Lantánidos		Actínidos		Metales de transición							
			Metales del bloque p		Metaloides		No metales		Halógenos		Gases nobles y Transactínidos							



**Desarrollo de actividades**

1°- Defina orbital atómico.

2° - Indique con una flecha cuál de estos orbitales corresponde con cada uno de estos niveles de energía.



3°- Cuantos electrones caben en cada capa según la formulita (dos por n al cuadrado)  $2 \cdot n^2$

4° - Realizar con la regla de las diagonales la configuración electrónica de los siguientes elementos: Potasio, azufre y silicio.

5°- Realizar la configuración electrónica de los siguientes elementos ídem a la figura1.

Magnesio, aluminio y calcio.

**#QUEDATE EN CASA- CUIDATE**

Director: Prof. Juan Manuel Núñez