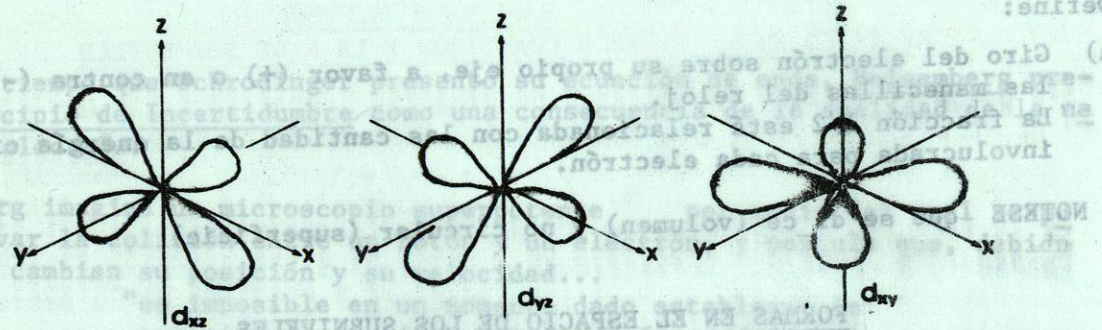
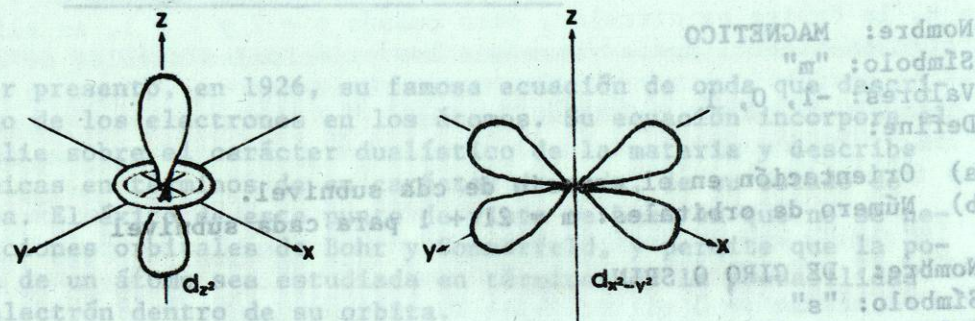
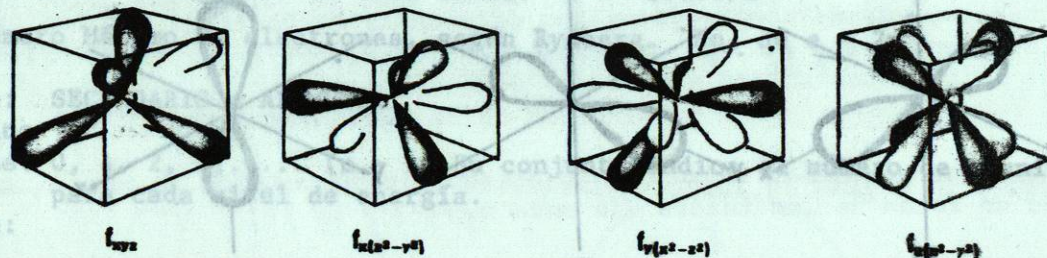
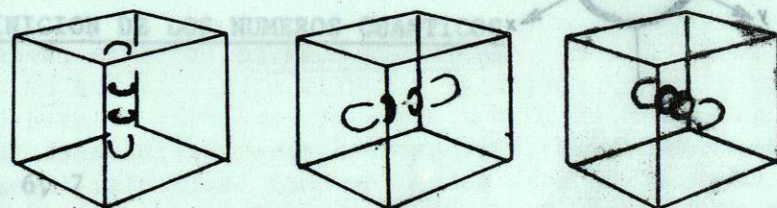


(d) Contenido energético de cada subnivel  
 (c) Momento angular del electrón



Los orbitales "d" tienen diferentes orientaciones en el espacio. Observa la forma singular del orbital  $d_{z^2}$ . El subnivel "d" está integrado por los 5 orbitales superpuestos.



Los orbitales "f" manifiestan la complejidad creciente de las formas de distribución electrónica de los orbitales superiores. Recordando que el subnivel "f" está integrado por los 7 orbitales superpuestos.

PRINCIPIO DE EXCLUSIÓN DE PAULI

En 1925, Wolfgang Pauli propuso su famoso principio, que establece que no puede haber dos electrones en el mismo átomo con el mismo conjunto de los cuatro números cuánticos. Es interesante hacer notar que nunca se ha podido obtener una deducción del principio de exclusión de Pauli a partir de consideraciones teóricas. La validez del principio es una consecuencia directa del carácter magnético de los electrones.

Dentro de cualquier átomo, dos electrones se aparearían cuando sus números cuánticos n, m y l sean idénticos y sus números cuánticos de espín sean, respectivamente,  $s_a = +1/2$  y  $s_b = -1/2$ .

Relación entre números cuánticos necesarios para el apareamiento de electrones.

Electrón a		Electrón b
$n_a$	=	$n_b$
$l_a$	=	$l_b$
$m_a$	=	$m_b$
$s_a$	;	$s_b = -1/2$

Debido a que las energías de los dos electrones que forman un par son idénticas y también a que sus campos magnéticos están equilibrados por su interacción mutua, ocupan un estado de energía especial llamado orbital. Un orbital es un estado de energía dentro de un átomo o molécula que puede contener como máximo dos electrones. Un orbital puede existir si está completo (dos electrones apareados), semicompleto (un electrón) o vacío (sin electrones).

Ahora ya podemos dejar perfectamente claro el hecho de que debido a la muy elevada densidad de carga eléctrica negativa que poseen los electrones, éstos se repelen entre sí, estén o no apareados. La operación de apareamiento sirve para reducir la energía de repulsión entre dos electrones en un par dado, pero de ninguna manera para eliminarla. El apareamiento tampoco es causa de que los electrones se atraigan unos a otros. Es el carácter eléctrico del núcleo atómico la causa de la atracción de los electrones, que forman un modelo concentrado de carga negativa que define el volumen efectivo de un átomo



**CONFIGURACIONES ELECTRONICAS**

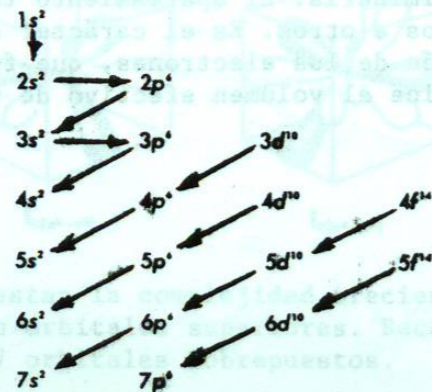
Las configuraciones electrónicas de los átomos pueden ser representadas en una forma concisa. Para ello, se identifica cada subnivel mediante la letra que lo designa (s, p, d, . . .); el nivel principal de energía en el que reside, por el número cuántico principal n(1, 2, 3, . . .); y la población electrónica con un exponente a continuación de la letra que indica el subnivel. Este método se utilizó en las configuraciones electrónicas de algunos átomos gaseosos.

Los electrones van llenando los diversos subniveles obedeciendo la regla de Hund, que, en forma simplificada, dice: Los electrones tienden a ocupar el máximo número de orbitales en un subnivel dado. Así, el átomo de nitrógeno contiene tres electrones en orbitales p separados, y el átomo de carbono con el electrón menos que el nitrógeno también tiene dos electrones en orbitales p separados. Una de las deficiencias de la representación gráfica está en que la forma más apropiada de representar el Cr es la configuración electrónica indicada en la Tabla, en lugar del arreglo que termina en . . . 3d<sup>4</sup>; 4s<sup>2</sup>. Igualmente, la configuración electrónica del Cu debe terminar en . . . 3d<sup>10</sup>; 4s<sup>1</sup>, en lugar de . . . 3d<sup>9</sup>, 4s<sup>2</sup>, como lo indica el diagrama. Tanto el Cr como el Cu obedecen la regla de Hund.

**EJEMPLOS:**

5B	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>1</sup>	$\begin{array}{ c c c } \hline \uparrow \\ \hline 1s & 2s & 2p \\ \hline \end{array}$
6C	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>2</sup>	$\begin{array}{ c c c } \hline \uparrow & \uparrow \\ \hline 1s & 2s & 2p \\ \hline \end{array}$
7N	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>3</sup>	$\begin{array}{ c c c } \hline \uparrow & \uparrow & \uparrow \\ \hline 1s & 2s & 2p \\ \hline \end{array}$
8O	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>	$\begin{array}{ c c c } \hline \uparrow & \uparrow & \uparrow \\ \hline 1s & 2s & 2p \\ \hline \end{array}$
9F	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>5</sup>	$\begin{array}{ c c c } \hline \uparrow & \uparrow & \uparrow \\ \hline 1s & 2s & 2p \\ \hline \end{array}$
10Ne	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>	$\begin{array}{ c c c } \hline \uparrow & \uparrow & \uparrow \\ \hline 1s & 2s & 2p \\ \hline \end{array}$

**TRIANGULO DE LLENADO DE LOS SUBNIVELES**



**VALORES DE LOS NUMEROS CUANTICOS**

En base a la figura X es posible desarrollar la configuración electrónica de cualquier elemento con elevado número atómico, el llenado electrónico quedaría:

$$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6, 5s^2, 4d^{10}, 5p^6, 6s^2, 4f^{14}, 5d^{10}, 6p^6, 7s^2, 5f^{14}, 6d^{10}, 7p^6.$$

**CONFIGURACION ELECTRONICA**

Z	Configuración Electrónica	Número Atómico (Z)
1	1s <sup>1</sup>	1
2	1s <sup>2</sup>	2
3	1s <sup>2</sup> 2s <sup>1</sup>	3
4	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup>	4
5	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>1</sup>	5
6	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>2</sup>	6
7	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>3</sup>	7
8	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>	8
9	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>5</sup>	9
10	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>	10
11	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>1</sup>	11
12	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup>	12
13	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup>	13
14	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup>	14
15	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup>	15
16	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>	16
17	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>	17
18	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup>	18
19	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> 4s <sup>1</sup>	19
20	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> 4s <sup>2</sup>	20
21	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> 4s <sup>2</sup> 3d <sup>1</sup>	21
22	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> 4s <sup>2</sup> 3d <sup>2</sup>	22
23	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> 4s <sup>2</sup> 3d <sup>3</sup>	23
24	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> 4s <sup>2</sup> 3d <sup>4</sup>	24
25	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> 4s <sup>2</sup> 3d <sup>5</sup>	25
26	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> 4s <sup>1</sup> 3d <sup>5</sup>	26
27	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> 4s <sup>2</sup> 3d <sup>5</sup>	27
28	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> 4s <sup>2</sup> 3d <sup>6</sup>	28
29	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> 4s <sup>2</sup> 3d <sup>7</sup>	29
30	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> 4s <sup>2</sup> 3d <sup>8</sup>	30
31	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> 4s <sup>2</sup> 3d <sup>9</sup>	31
32	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> 4s <sup>1</sup> 3d <sup>9</sup>	32
33	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> 4s <sup>2</sup> 3d <sup>9</sup>	33
34	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> 4s <sup>2</sup> 3d <sup>10</sup>	34
35	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> 4s <sup>2</sup> 3d <sup>10</sup> 4p <sup>1</sup>	35
36	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> 4s <sup>2</sup> 3d <sup>10</sup> 4p <sup>2</sup>	36
37	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> 4s <sup>2</sup> 3d <sup>10</sup> 4p <sup>3</sup>	37
38	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> 4s <sup>2</sup> 3d <sup>10</sup> 4p <sup>4</sup>	38
39	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> 4s <sup>2</sup> 3d <sup>10</sup> 4p <sup>5</sup>	39
40	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> 4s <sup>2</sup> 3d <sup>10</sup> 4p <sup>6</sup>	40

En esta tabla se tiene información de la distribución de los electrones en cada nivel, subnivel y orbital, además de que se deduce la capacidad electrónica de cada nivel. Tomando como base la tabla de números cuánticos se observa que dos electrones no llenan los cuatro números cuánticos iguales.



VALORES DE LOS NUMEROS CUANTICOS

Z	Elemento	1	2	3	4	5	6	7
		s	s p	s p d	s p d f	s p d f	s p d	s
52	Te	2	2 6	2 6 10	2 6 10	2 4		
53	I	2	2 6	2 6 10	2 6 10	2 5		
54	Xe	2	2 6	2 6 10	2 6 10	2 6		
55	Cs	2	2 6	2 6 10	2 6 10	2 6	1	
56	Ba	2	2 6	2 6 10	2 6 10	2 6	2	
57	La	2	2 6	2 6 10	2 6 10	2 6 1	2	
58	Ce	2	2 6	2 6 10	2 6 10 1	2 6 1	2	
59	Pr	2	2 6	2 6 10	2 6 10 3	2 6	2	
60	Nd	2	2 6	2 6 10	2 6 10 4	2 6	2	
61	Pm	2	2 6	2 6 10	2 6 10 5	2 6	2	
62	Sm	2	2 6	2 6 10	2 6 10 6	2 6	2	
63	Eu	2	2 6	2 6 10	2 6 10 7	2 6	2	
64	Gd	2	2 6	2 6 10	2 6 10 7	2 6 1	2	
65	Tb	2	2 6	2 6 10	2 6 10 9	2 6	2	
66	Dy	2	2 6	2 6 10	2 6 10 10	2 6	2	
67	Ho	2	2 6	2 6 10	2 6 10 11	2 6	2	
68	Er	2	2 6	2 6 10	2 6 10 12	2 6	2	
69	Tm	2	2 6	2 6 10	2 6 10 13	2 6	2	
70	Yb	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6	2	
71	Lu	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 1	2	
72	Hf	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 2	2	
73	Ta	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 3	2	
74	W	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 4	2	
75	Re	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 5	2	
76	Os	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 6	2	
77	Ir	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 7	2	
78	Pt	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 9	1	
79	Au	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10	1	
80	Hg	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10	2	
81	Tl	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10	2 1	
82	Pb	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10	2 2	
83	Bi	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10	2 3	
84	Po	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10	2 4	
85	At	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10	2 5	
86	Rn	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10	2 6	
87	Fr	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10	2 6	1
88	Ra	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10	2 6	2
89	Ac	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10	2 6	1
90	Th	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10	2 6	2
91	Pa	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10	2 6	1
92	U	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10 3	2 6	1
93	Np	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10 4	2 6	1
94	Pu	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 19 6	2 6	2
95	Am	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10 7	2 6	2
96	Cm	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 19 7	2 6	1
97	Bk	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10 8	2 6	1
98	Cf	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10 9	2 6	1
99	Es	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10 10	2 6	1
100	Fm	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10 11	2 6	1
101	Md	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10 12	2 6	1
102	No	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10 13	2 6	1
103	Lr	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10 14	2 6	1
104		2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10 14	2 6	2
105		2	2 6	2 6 10	2 6 10 14	2 6 10 14	2 6	3

n	l	m	s	TIPO DE ORBITAL	No. DE ORBITALES	No. TOTAL DE ELEC/SUBNIVEL	No. TOTAL ELEC/NIVEL (2n <sup>2</sup> )
1	0	0	+1/2, -1/2	1s	2(0) + 1=1	2	2(1) <sup>2</sup> = 2
2	0	0	+1/2, -1/2	2s	2(0) + 1=1	2	2(2) <sup>2</sup> = 8
2	1	1	+1/2, -1/2				
2	1	0	+1/2, -1/2	2p	2(1) + 1=3	6	
2	1	-1	+1/2, -1/2				
3	0	0	+1/2, -1/2	3s	2(0) + 1=1	2	2(3) <sup>2</sup> = 18
3	1	1	+1/2, -1/2				
3	1	0	+1/2, -1/2	3p	2(1) + 1=3	6	
3	1	-1	+1/2, -1/2				
3	2	2	+1/2, -1/2				
3	2	1	+1/2, -1/2				
3	2	0	+1/2, -1/2	3d	2(2) + 1=5	10	
3	2	-1	+1/2, -1/2				
3	2	-2	+1/2, -1/2				
4	0	0	+1/2, -1/2	4s	2(0) + 1=1	2	2(4) <sup>2</sup> = 32
4	1	1	+1/2, -1/2				
4	1	0	+1/2, -1/2	4p	2(1) + 1=3	6	
4	1	-1	+1/2, -1/2				
4	2	2	+1/2, -1/2				
4	2	0	+1/2, -1/2	4d	2(2) + 1=5	10	
4	2	-1	+1/2, -1/2				
4	2	-2	+1/2, -1/2				
4	3	3	+1/2, -1/2				
4	3	2	+1/2, -1/2				
4	3	1	+1/2, -1/2				
4	3	0	+1/2, -1/2	4f	2(3) + 1=7	14	
4	3	-1	+1/2, -1/2				
4	3	-2	+1/2, -1/2				
4	3	-3	+1/2, -1/2				

En esta tabla se tiene información de la distribución de los electrones en cada nivel, subnivel y orbital, además de que se deduce la capacidad electrónica de cada nivel. Tomando como base la tabla de números cuánticos se observa que dos electrones no tienen los cuatro números cuánticos iguales.



EL ATOMO

Todos estos procesos se han presentado con objeto de familiarización con la naturaleza del átomo. De acuerdo con la secuencia que hemos presentado, el átomo puede definirse como un conjunto de cargas que tiene un núcleo denso (cargado positivamente) rodeado por una cantidad equivalente de electrones (cargados negativamente) que describen una esfera cuyo diámetro es  $10^4$  veces el del núcleo.

1. NUMERO ATOMICO
2. MASA ATOMICA
3. ISOTOPOS
4. ISOBAROS
5. PESO ATOMICO PROMEDIO

1. NUMERO ATOMICO: Se simboliza por la letra "Z" y es igual al número de electrones de un átomo neutro o al número de protones de su núcleo.

Ejemplo:

Sodio (Na) Núm. de protones = 11  
 Núm. de electrones = 11  
 Por lo tanto  $Z = 11$

2. MASA ATOMICA: Se simboliza por A y es igual a la suma del número de protones y neutrones.

Ejemplo:

Sodio (Na) Núm. de protones = 11  
 Núm. de neutrones = 12  
 Por lo tanto  $A = 23$

3. ISOTOPOS:

Son átomos de un mismo elemento con igual número de protones y electrones, pero diferente número de neutrones.

Ejemplo:

Elemento	A = Masa Atómica	Z = No. Atómico	A-Z = No. Neutrones
Hidrógeno (Protio) $H_1^1$	1	1	$1 - 1 = 0$
Hidrógeno (Deuterio) $H_1^2$	2	1	$2 - 1 = 1$
Hidrógeno (tritio) $H_1^3$	3	1	$3 - 1 = 2$

4. ISOBAROS:

Son átomos de diferentes elementos con igual masa atómica, es decir, tienen diferente número de protones y neutrones.

Ejemplo:

Elemento	A = Masa Atómica	Z = No. Atómico	A - Z = Neutrones
(48) $^{50}_{22}Ti$	50	22	$50 - 22 = 28$
(51) $^{50}_{23}V$	50	23	$50 - 23 = 27$
(52) $^{50}_{24}Cr$	50	24	$50 - 24 = 26$

NOTA: Las masas atómicas entre paréntesis corresponden a la masa atómica promedio y es el reportado en la Tabla Periódica Actual.

5. PESO ATOMICO PROMEDIO

¿A qué se debe que la masa de algunos elementos sea fraccionaria?. Las masas atómicas reportadas en la Tabla Periódica se basan en el "Atomo Promedio", de un elemento. La mayoría de los elementos tienen muchas formas isotópicas naturales y si se conocen las cantidades relativas de estos para cada elemento, es posible calcular la Masa o Peso atómico Promedio.

Por ejemplo: Se determinó la existencia de dos isótopos del Neón.

20	Ne	Peso atómico = 20	Abundancia = 90 %
22	Ne	Peso Atómico = 22	Abundancia = 10 %

Peso Atómico Promedio =  $(20 \times 0.9) + (22 \times 0.1) = 20.2$  u.m.a.

Para el caso del Magnesio

Peso Atómico Abundancia

24	Mg	24	78.7 %
25	Mg	25	10.13 %
26	Mg	26	11.17 %

Peso Atómico Promedio =  $(24 \times 0.787) + (25 \times 0.1013) + (26 \times 0.1117) = 24.32$  u.m.a.



## UNIDAD III

ESTRUCTURA ATOMICA  
LABORATORIO # 1

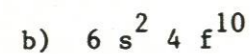
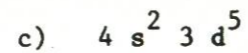
## I. Relaciona las siguientes preguntas.

- Descubridor del Núcleo. ( ) 1. Thompson
- Descubridor del Electrón ( ) 2. Dalton
- Descubridor de la Radioactividad ( ) 3. Rutherford
- Descubridor del Protón ( ) 4. Leucipo-Demócrito
- Descubridor del Neutrón ( ) 5. James Chadwick
- Descubridor del Polonio ( ) 6. Empédocles
- Propuso la primera teoría atómica. ( ) 7. Bequerel
- Propuso que el átomo está constituido, de partículas positivas y negativas y están homogéneamente distribuidas ( ) 8. Curie
- Propuso que la materia esta formada por cuatro sustancias; tierra, fuego, agua y aire. ( ) 9. Wilhelm Wein
- Propuso que los átomos son partículas indivisibles e indestructibles, que no pueden dividirse por ningún proceso. ( ) 10. Spin
- Número cuántico que determina el giro del electrón. ( ) 11. Protón
- Número cuántico que determina el número de electrones de cada nivel de energía. ( ) 12. Neutrón
- Número cuántico que determina el número de electrones de cada nivel de energía. ( ) 13. Modelo atómico de Thompson
- Número cuántico que determina el número de orbitales de cada subnivel y la forma en el espacio. ( ) 14. Electrón
- Modelo que propone que el átomo está constituido de un centro masivo, donde se encuentran los protones y neutrones y los electrones giran alrededor. ( ) 15. Alfa

- Modelo que propone que los electrones están localizados en niveles de energía u órbitas denominadas con las letras de K a Q ( ) 16. Número Atómico
- Partícula fundamental del átomo con carga positiva y cuyo valor de la masa es de  $1.673 \times 10^{-24}$  g. ( ) 17. Beta
- Partículas fundamentales con carga negativa y el valor de su masa es de  $9.1 \times 10^{-28}$  gr. ( ) 18. Gama
- Partícula radioactiva con carga positiva. ( ) 19. Masa Atómica
- Partícula radioactiva con carga negativa. ( ) 20. Isótopos
- Partícula fundamental con carga neutra y el valor de su masa es de  $1.674 \times 10^{-24}$  gr. ( ) 21. Principal
- Partícula radioactiva con carga neutra. ( ) 22. Magnético
- Es igual a la suma de protones y neutrones que están presentes en el núcleo. ( ) 23. Secundario
- Es el número de protones que existen en el núcleo o el número de carga positiva que existe en el núcleo. ( ) 24. Modelo Atómico de Bohr
- Son átomos con diferente número de masa pero igual carga eléctrica. ( ) 25. Modelo atómico de Rutherford
- II. Elabora la configuración electronica de los siguientes elementos, utilizando la Regla Diagonal y dar los valores de los números cuánticos para cada elemento.
- Aluminio: Número atómico = 13
  - Cinc: Número atómico = 30
  - Cromo: Número atómico = 24
  - Cloro: Número atómico = 35
  - Bario: Número atómico = 56



III. Representa graficamente la aplicación de la Regla de Hund para los elementos cuya configuración electrónica termina en:



IV. Contesta brevemente lo siguiente.

1. ¿En que difieren entre sí los isótopos de un elemento? ¿En qué se asemejan?

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

2. Compara la teoría Atómica de Dalton con el modelo atómico de Rutherford y señala su diferencia.

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

3. Compara la teoría atómica de Rutherford con el modelo de Bohr y señala sus diferencias.

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

4. Compara la teoría atómica de Rutherford con el modelo de la mecánica (actual) y señala sus diferencias.

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

5. ¿Cuál es la diferencia entre el número atómico y el número de masa de un átomo?

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

6. ¿Qué es un cuántum de energía?

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---



7. ¿Qué es el núcleo atómico? ¿Cómo se llegó a éste concepto?

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

8. Escribe los postulados de las siguientes teorías atómicas.

- |                        |                      |
|------------------------|----------------------|
| a) Leucipo - Demócrito | d) Rutherford        |
| b) Dalton              | e) Bohr              |
| c) Thompson            | f) Mecánica cuántica |

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

BIBLIOTECA UNIVERSITARIA