

**SI ENCUENTRAS ALGÚN ERROR COMUNÍCALO, POR FAVOR, AL CORREO DE LA PÁGINA WEB.**



## ESTRUCTURA DE LA MATERIA.

LOS MODELOS ATÓMICOS. CONFIGURACIÓN DEL NÚCLEO Y CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA. ORBITALES ATÓMICOS Y NÚMEROS CUÁNTICOS.

### 1. LOS MODELOS ATÓMICOS.

**Modelo de Thomson.** El átomo está formado por una enorme esfera maciza, cargada positivamente, con electrones incrustados en un número suficiente como para neutralizar la carga positiva de la esfera.

**Modelo de Rutherford.** La mayor parte de la masa y toda la carga positiva del átomo está concentrada en una región muy pequeña del átomo a la que denominamos núcleo. La carga negativa es portada por los electrones y estos están distribuidos alrededor del núcleo y girando en órbitas circulares en las que se cumple que la fuerza eléctrica del núcleo sobre los electrones, es la fuerza centrípeta responsable del movimiento circular.

**Modelo de Bohr. Postulados de Bohr:**

1º En un átomo los electrones giran alrededor del núcleo en ciertas órbitas circulares estacionarias con una energía fija y definida es decir sin emitir ni absorber energía.

$$F_e = F_c \rightarrow K \frac{e^2}{r^2} = \frac{m_e \cdot v^2}{r}$$

2º Solo son posibles las órbitas en las que el momento angular del electrón, L, es un múltiplo entero de  $\frac{h}{2\pi}$ .

$$L = \frac{n \cdot h}{2 \cdot \pi} = m_e \cdot v \cdot r$$

3º El átomo emite energía cuando un electrón cambia de una órbita de mayor energía a otra de menor energía tener ellas emiten forma de onda electromagnética cuya frecuencia cumple la condición cuántica de Planck.

$$\Delta E = E_f - E_i = h \cdot f$$

### 2. EL ESPECTRO ELECTROMAGNÉTICO.

Se denomina **espectro electromagnético** al conjunto de frecuencias, o longitudes de onda, de las radiaciones electromagnéticas.

La luz visible es una región muy pequeña del espectro electromagnético, se extiende entre los 400 y los 700 nm.

### 3. CONFIGURACIÓN DEL NÚCLEO Y CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA.

#### Número atómico. Z.

Es el número de protones que contiene el núcleo. Es característico de cada elemento químico.

#### Número másico. A.

Es la suma del número de protones + el número de neutrones, N.  $A = Z + N$ .

#### Orbital.

Región del espacio donde existe una alta probabilidad de encontrar el electrón

#### Principio de incertidumbre de Heisenberg.

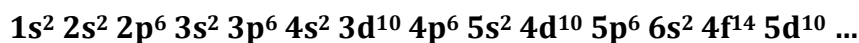
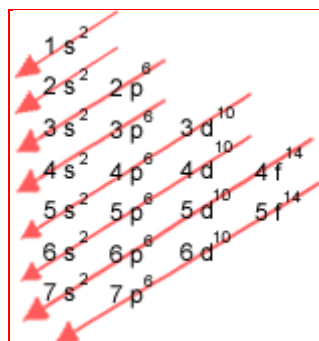
Para una partícula subatómica es imposible determinar simultáneamente y con total exactitud su posición y velocidad.

#### Configuración electrónica.

Distribución de los electrones que tiene un átomo en sus respectivos orbitales.

#### Principio de construcción progresiva (Aufbau).

Diagrama de ocupación de los orbitales en función de sus energías.



#### Electrones de valencia.

Son los electrones de la última capa. Los átomos tienden a tener 8 e<sup>-</sup> en la última capa ns<sup>2</sup> np<sup>6</sup>.

Electrones de valencia	1	2	3	4	5	6	7	8
Valencia más probable	+1	+2	+3	?	-3	-2	-1	0
Ión más probable	X <sup>+1</sup>	X <sup>+2</sup>	X <sup>+3</sup>	?	X <sup>-3</sup>	X <sup>-2</sup>	X <sup>-1</sup>	NO
Metal o no metal	M	M	M	?	NM	NM	NM	GAS NOBLE

**1. Escribe las configuraciones electrónicas de**

- a.  $_{11}\text{Na}$ .
- b.  $_{38}\text{Sr}$ .
- c.  $_{35}\text{Br}^-$ .
- d.  $_{20}\text{Ca}^{2+}$ .

VER VIDEO [https://youtu.be/m29\\_yLqY3Ko](https://youtu.be/m29_yLqY3Ko)

- a.  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
- b.  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2$
- c.  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$
- d.  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

**2. Dado el siguiente átomo  $_{17}^{35}\text{Cl}$ , calcular:**

- a.- Nº de protones.
- b.- Nº de neutrones.
- c.- Nº de electrones y configuración electrónica.
- d.-
  - i. Electrones de valencia.
  - ii. Valencia más probable
  - iii. Ión más probable
  - iv. Clasifícalo.
- e.- Sitúalo en la tabla periódica.

VER VÍDEO <https://youtu.be/kcCiqh6v0WQ>

- a.  $Z = n^\circ \text{ atómico} = n^\circ \text{ de protones} = 17$
- b.
- $A = n^\circ \text{ másico} = n^\circ \text{ de protones} + n^\circ \text{ de neutrones} = 35 \rightarrow \text{Neut.} = 35 - 17 = 18$  neutrones.
- c. Si el átomo es neutro:  $N^\circ \text{ protones} = n^\circ \text{ electrones} = 17$   
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
- d.
  - i.) Son los electrones de la última capa. En total 7 e<sup>-</sup>. Para tener 8 ganará un electrón.
  - ii.) - 1
  - iii.)  $\text{Cl}^-$
  - iv.) Es un no metal, pues tiende a ganar electrones.
- e. Se encuentra en el periodo 3 y en el grupo p<sup>5</sup>

**3. Un átomo posee por número másico 35 y contiene en su núcleo 18 neutrones. Hallar la configuración del núcleo y la configuración electrónica.**

VER VIDEO <https://youtu.be/NDVHjkllyvdo>

El número de protones será  $35 - 18 = 17$ .  
 La configuración electrónica es:  $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^5$ .

**4. Sea el átomo  $_{37}^{87}\text{X}$ . Calcular:**

- a.- Configuración del núcleo y configuración electrónica.

- b.- Ión más probable y valencia más probable.  
c.- Clasifícalo.

VER VIDEO <https://youtu.be/nfk3QBn2Ddc>

a.- Número de protones es 37. Número de neutrones  $87 - 37 = 50$ . Por tanto, tiene 37 e.  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$ .

- b.- Tiene 1 electrón de valencia y tiende a perderlo:  $\left\{ \begin{array}{l} \text{Valencia más probable: } -1 \\ \text{Ión más probable: } X^{-1} \end{array} \right.$   
c.- Se trata de un metal pues pierde electrones.

5. Un átomo posee por número másico 83 y contiene 47 neutrones. Calcular:

- a.- Configuración del núcleo y configuración electrónica.  
b.- Ión más probable y valencia más probable.  
c.- Clasifícalo.

VER VIDEO <https://youtu.be/Q4eATrF5f1k>

a.-  $N^{\circ} p^+ = 83 - 47 = 36 = n^{\circ} e^-$ .  $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6$ .

- b.- Tiene 8 electrones de valencia, ni gana ni pierde electrones.:  $\left\{ \begin{array}{l} \text{Valencia más probable: } 0 \\ \text{Ión más probable: no tiene} \end{array} \right.$   
c.- Es un gas noble.

6.- Completar la siguiente tabla. ¿Hay isótopos entre los elementos de la tabla?

Elemento	Nº atómico	Nº másico	Nº protones	Nº neutrones	Nº electrones	Neutro o ión
A	9			10		Neutro
B	38	87			36	
C		72	32			$C^{+4}$
D				126	53	Neutro
E		18			9	Neutro
F	28			59	25	
G		75			36	$G^{-3}$

VER VIDEO <https://youtu.be/wtSJMR0p6g>

Elemento	Nº atómico	Nº másico	Nº protones	Nº neutrones	Nº electrones	Neutro o ión
A	9	19	9	10	9	Neutro
B	38	87	38	49	36	$B^{+2}$
C	32	72	32	40	28	$C^{+4}$
D	53	179	53	126	53	Neutro
E	9	18	9	9	9	Neutro
F	28	87	28	59	25	$F^{+3}$
G	33	75	33	42	36	$G^{-3}$

Los elementos A y E son isótopos, pues, tienen mismo nº de protones y distinto nº de neutrones.

7. Di razonando la respuesta si las siguientes afirmaciones son correctas.

- a. Si dos átomos tienen el mismo número atómico y distinto número másico se llaman isótopos.

CARLOS ALCOVER GARAU. LICENCIADO EN CIENCIAS QUÍMICAS (U.I.B.) Y DIPLOMADO EN TECNOLOGÍA DE ALIMENTOS (I.A.T.A.).

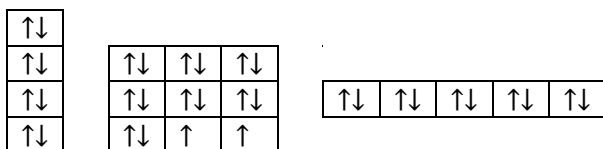
- b. Si un átomo tiene más electrones que protones es positivo  
 c. Si un átomo tiene 17 de número másico y 35 de número atómico es que tiene 17 protones y 35 neutrones  
 d. Si dos átomos neutros tienen el mismo número de electrones, pero distinto número de protones es que son isótopos  
 e. Si un átomo tiene más protones que neutrones está cargado positivamente.  
 f. Un átomo que tiene 18 electrones y es neutro es un gas noble.  
 g. Si un átomo tiene 80 de número másico y 35 protones tendrá 45 neutrones

- a. Verdadero. Esta es la definición de isótopos.  
 b. Falso. Los electrones son cargas negativas y los protones positivas, si tiene más electrones que protones será un ion negativo.  
 c. Falso. El número másico debe ser siempre superior al número atómico.  
 d. Falso. Si dos átomos neutros tienen el mismo número de electrones deberán tener también el mismo número de protones.  
 e. Falso. La carga del electrón la da el diferente número de protones y electrones, no de protones y neutrones.  
 f. Verdadero. Su configuración electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ , se trata de un gas noble.  
 g. Verdadero. El número másico es la suma de protones más neutrones.

**8. Las configuraciones electrónicas de dos elementos A y B son respectivamente,  $1s^2 2s^2 2p^3$  y  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$**

- a. Es cierto que el elemento B se trata de un metal del 2º periodo.  
 b. ¿Cuáles son los iones más probables de A y B?  
 c. ¿Los iones  $A^{2-}$  y  $B^{2+}$  son isoelectrónicos?  
 d. ¿Qué es más estable  $A^{2-}$  o  $B^{2+}$ ?  
 e. ¿Cuántos electrones desapareados tiene el átomo  ${}_{34}X$ ?  
 f. ¿A y B, son metales o no metales?

- a. Falso. Es un elemento del tercer periodo. Un alcalino-terreo.  
 b.  $A^{3-}$  y  $B^{2+}$   
 c.  $A^{2-}$  tiene 9 electrones y  $B^{2+}$  tiene 10 electrones. No son isoelectrónicos.  
 d.  $A^{2-}$  :  $1s^2 2s^2 2p^5$ ,  $B^{2+}$  :  $1s^2 2s^2 2p^6$ .  $B^{2+}$  tiene estructura electrónica de gas noble. Es más estable.  
 e. Tiene dos electrones desapareados. Se trata del selenio.



- f. A tiene 5 electrones en el último nivel. Se trata de un no metal pues tiende a ganar electrones (tres en este caso) para cumplir la regla del octeto. B tiene 2 electrones en el último nivel. Se trata de un no metal, pues tiende a perder electrones (2 en este caso) para cumplir la regla del octeto.

**9. Escribe la configuración electrónica en su estado fundamental de:**

6

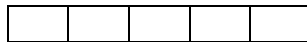
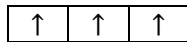
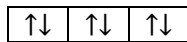
- a. El alcalino del cuarto periodo
- b. El halógeno del segundo periodo
- c. El alcalinotérreo del tercer periodo.

Indica de que elementos se trata cada uno.

- a. K:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
- b. F:  $1s^2 2s^2 2p^5$
- c. Mg:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

10. a. ¿Cuántos electrones desapareados tiene el fósforo ( $_{15}\text{P}$ )?  
 b. Escribe una configuración electrónica del fósforo en su estado fundamental y otra en un estado excitado.  
 c. Escribe la configuración electrónica del bromo en su estado fundamental y el de su ion más estable.  
 d. Escribe la configuración electrónica del  $_{29}\text{Cu}$ .

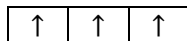
- a. El fósforo tiene tres electrones desapareados.



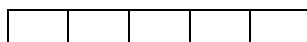
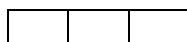
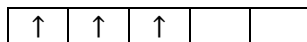
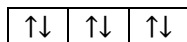
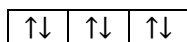
- b.  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$  y  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2 4s^1$
- c.  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$ ,  
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$ .
- d.  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9$ . En realidad, es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$

11. a. Escribe la configuración de un metal y un no metal que tengan tres electrones desapareados.  
 b. ¿Cuál es el gas noble de mayor masa que no tiene electrones en orbitales d?

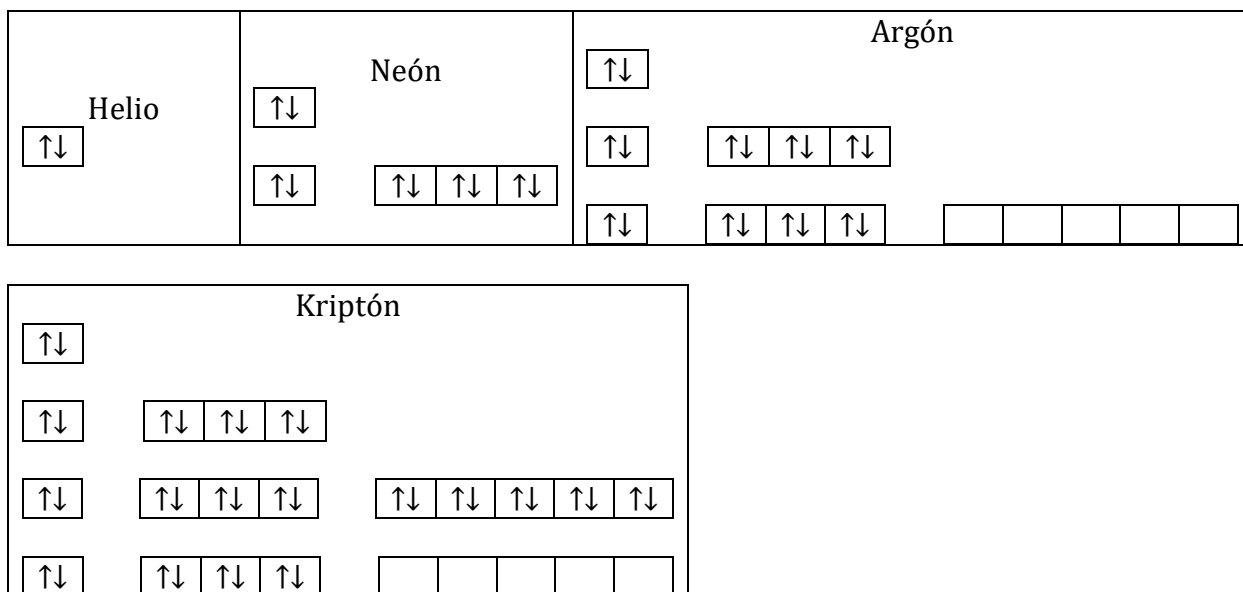
- a. El Nitrógeno.



El Vanadio.



b. El argón.



12. Las configuraciones siguientes corresponden al  ${}_{11}\text{Na}$

- a.  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
- b.  $1s^2 2s^2 2p^6 4d^1$
- c.  $1s^2 1p^6 2s^2 2p^1$
- d.  $1s^2 2s^3 2p^6$

Razona si son correctas y a que estado del átomo corresponden.

- a. Configuración en el estado fundamental.
- b. Configuración en un estado excitado.
- c. Incorrecta pues en el primer nivel no hay orbitales p.
- d. Incorrecta pues en un orbital s no caben 3 electrones.

## 4. LOS NÚMEROS CUÁNTICOS.

Cada electrón de un átomo viene descrito por 4 números cuánticos.

**Principal, n.** Indica el nivel de energía y toma los valores 1, 2, 3...

**Secundario o del momento angular,  $\ell$ .** Expresa los distintos subniveles energéticos que pueden existir para un nivel dado. Toma los valores 0(s), 1(p), 2(d), 3(f)...hasta n-1.

**Magnético, m.** Indica las posibles orientaciones que puede tomar un orbital dado. Toma valores  $-\ell \dots 0 \dots +\ell$

**De espín,  $m_s$ .** Sentido de giro del electrón.  $\frac{1}{2}$  o  $-\frac{1}{2}$

$$\left( \overbrace{1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, \dots}^{n:\text{principal}} ; \overbrace{0(s), 1(p), 2(d), 3(f), \dots (n-1)}^{l:\text{secundario}} ; \overbrace{-1 \dots 0 \dots +1}^{m:\text{magnético}} ; \overbrace{\pm \frac{1}{2}}^{s:\text{spin}} \right)$$

**Principio de exclusión de Pauli.**

En un mismo átomo no puede haber dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales.

**13. De las siguientes secuencias de números cuánticos di cuales son correctas y cuales no.**

¿Las correctas a que orbital pertenecen? (4, 3, 2, ½); (3, 3, 2, ½); (2, 0, 1, ½); (1, 0, 0, ½); (3, 2, 1, 1).

VER VÍDEO [https://youtu.be/4Xd7k9t1\\_Os](https://youtu.be/4Xd7k9t1_Os)

(4, 3, 2, ½) es correcta. Corresponde a un electrón situado en un orbital 4f.

(3, 3, 2, ½) es incorrecta. Debería ser  $\left( 3, \overset{2}{1}, 2, 1/2 \right)$

(2, 0, 1, ½) es incorrecta. Debería ser (2, 0, 0, ½)

(1, 0, 0, ½) es correcta. Corresponde a un electrón situado en un orbital 1s.

(3, 2, 1, 1) es incorrecta. Debería ser (3, 2, 1, ½)

**14. ¿Cuántos electrones tiene número cuántico principal 3?**

VER VÍDEO [https://youtu.be/G\\_GEIbLUOaQ](https://youtu.be/G_GEIbLUOaQ)

18 electrones.

n	l	m	s	
3	0	0	$\pm \frac{1}{2}$	
		1	-1	$\pm \frac{1}{2}$
			0	$\pm \frac{1}{2}$
	2	1	$\pm \frac{1}{2}$	
		-2	$\pm \frac{1}{2}$	
		-1	$\pm \frac{1}{2}$	
		0	$\pm \frac{1}{2}$	
		1	$\pm \frac{1}{2}$	
	2	$\pm \frac{1}{2}$		

**15. Justifica la no existencia de orbitales 1p y 2d.**

VER VÍDEO <https://youtu.be/FrPDM3G9H-Q>



Los números cuánticos de un electrón situado en un orbital 1p serían:

$\left( 1, 1, 0, \pm \frac{1}{2} \right)$  y no son correctos.

Los números cuánticos de un electrón situado en un orbital 2d serían:

$\left( 2, 2, 0, \pm \frac{1}{2} \right)$  y no son correctos.

**16. ¿Cuál de los siguientes orbitales tiene más energía, 4d o 6s?**

VER VÍDEO <https://youtu.be/scqR-4fdQM8>

La regla  $n + l$  dice que es más energético el orbital que tenga mayor suma  $n + l$ . En caso de coincidir, el de mayor  $n$ .

Según la regla  $n + l$   $\begin{cases} 4d \text{ es } 4 + 2 = 6 \\ 6s \text{ es } 6 + 0 = 6 \end{cases} \rightarrow$  el 6s es más energético.

**17. Escribe la configuración electrónica del  $_{11}\text{Na}$ , del  $_{15}\text{P}$  y  $_{21}\text{Sc}$  escribe los números cuánticos de los electrones más externos.**

VER VÍDEO <https://youtu.be/p4sp9QsaGLE>

Na:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ ;  $(3, 0, 0, 1/2)$

P:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ ;  $\left( 3, 1, 0, \pm \frac{1}{2} \right)$  o  $\left( 3, 1, 1, \frac{1}{2} \right)$

Sc:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$ ;  $\left( 3, 2, 0, \pm \frac{1}{2} \right)$  o  $\left( 3, 2, -2, \frac{1}{2} \right)$

**18. Responder, de manera razonada, a las siguientes preguntas.**

a. Indica el número de electrones desapareados que presenta en su estado fundamental el átomo de selenio.  $Z = 34$ .

b. Un electrón que se aloja en un orbital 3d, ¿Puede tener el siguiente conjunto de números cuánticos  $(3, 2, 3, -1/2)$ .

c. ¿Cuál de los 2 elementos tiene mayor radio atómico del azufre o el selenio?

VER VÍDEO <https://youtu.be/an6OhaJQu2A>

a. Tiene dos electrones desapareados.

↑↓				
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	
↑↓	↑↓	↑	↑	

- b. El tercer nº cuántico debe ser - 2, - 1, 0, 1 o 2. No puede ser 3  
c. Ambos pertenecen al mismo grupo. En un grupo al aumentar el número atómico, apenas varía la carga nuclear efectiva. Aumenta la distancia de los electrones al núcleo, siendo menos atraídos por éste. El Se es mayor.

---

**19. a. Escribe la configuración electrónica en su estado fundamental de: el alcalino del cuarto periodo, el halógeno del segundo periodo y el alcalinotérreo del tercer periodo. Indica de que elementos se trata cada uno.**

**b. Compara razonadamente sus primeras energías de ionización.**

**c. Fórmula y nombra los compuestos iónicos binarios que pueden formar entre sí estos elementos y compara sus energías de red.**

**VER VÍDEO <https://youtu.be/QYXX85B0WZM>**

---

a. K:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ ; F:  $1s^2 2s^2 2p^5$  y Mg:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

b. E.I.(K) < E.I. (Mg) < E.I. (F)

c. KF fluoruro de potasio,  $MgF_2$  difluoruro de magnesio. E.R. ( $MgF_2$ ) > E.R.

(KF)