

ESTRUCTURA DEL ÁTOMO

1.- LOS ÁTOMOS. PARTICULAS SUBATOMICAS

- Haz una tabla en la que se puedan observar las propiedades características (carga y masa) de cada una de las partículas subatómicas.

PARTÍCULA SUBATÓMICA	CARGA	MASA
ELECTRÓN	NEGATIVA (-1)	1/2000 UMA
PROTÓN	POSITIVA (+1)	1 UMA
NEUTRÓN	NEUTRA	1 UMA

2.- MODELO ATÓMICO DE RUTHERFORD: EL NÚCLEO DE LOS ÁTOMOS

- Define Número Atómico e indica la importancia que tiene este valor para un determinado átomo.

Número atómico es el número de protones que poseen los átomos de un determinado elemento químico en el núcleo.

Su importancia radica en que es el valor que caracteriza a cada elemento químico, su “huella dactilar”. Todos los átomos que poseen el mismo número de protones pertenecen al mismo elemento químico y sólo a ese, aunque el número de neutrones puede ser variable.

- Define Masa Atómica y explica cómo se calcula su valor y por qué se calcula de esa forma.

Llamamos MASA ATÓMICA (A) a la cantidad de materia que posee un átomo.

Se calcula sumando los protones y los neutrones del átomo.

Se calcula de esta forma debido a que la masa de los protones y de los neutrones es la misma e igual a 1 u, y la masa de los electrones es insignificante en comparación con la de aquéllos (1/2000 u), se puede decir que la masa del átomo coincide en umas con la suma de protones más neutrones.

- ¿Todos los átomos de un mismo elemento son iguales? Explícalo.

No. Puede haber átomos del mismo elemento que tengan alguna diferencia entre ellos. En el mismo elemento químico pueden existir átomos con diferente número de neutrones (el número de protones no puede variar para un determinado elemento químico). A aquellos átomos que poseen el mismo número de protones, o sea que pertenecen al mismo elemento químico, pero tienen el número de neutrones diferente entre ellos se les llama átomos ISÓTOPOS.

- Rellena la siguiente tabla y explica cómo lo haces:

	nº ató.	Masa ató.	Prot.	Neut.	Elect.
Au	79	197	79	118	79
Ni	28	59	28	31	28
Se	34	79	34	45	34
W	74	184	74	110	74

El número atómico y el número de protones tiene siempre que ser el mismo. La masa atómica tiene que ser siempre la suma de protones y neutrones. Luego el número de neutrones coincide con la resta entre la masa atómica y el número de protones.

Cuando los átomos se encuentran en estado neutro coincide el número de protones con el de electrones.

3.- MASAS ATÓMICAS MEDIAS

- Calcula la masa atómica del plomo si de él se conocen cuatro isótopos de masas atómicas 204, 206, 207 y 208u y sus porcentajes son, respectivamente, 1,5; 28,3; 20,1 y 50,1. Escribe el símbolo de cada isótopo.

$$\text{masa atómica media} = \frac{(204 \cdot 1,5) + (206 \cdot 28,3) + (207 \cdot 20,1) + (208 \cdot 50,1)}{100} = 207,17$$

Sus símbolos son: ${}^{204}_{82}\text{Pb}$ ${}^{206}_{82}\text{Pb}$ ${}^{207}_{82}\text{Pb}$ ${}^{208}_{82}\text{Pb}$

4.- MODELO ATÓMICO DE BOHR

- ¿Qué descubrió Bohr que era tan importante respecto al movimiento de los electrones en el átomo?

Descubrió que cada átomo “permitía” moverse a los electrones en la corteza sólo con unos pocos valores de energía posibles, no con cualquier valor. Y que cada valor de energía permitido no admite más que un número máximo de electrones determinado.

- Calcula el cuanto de una luz de frecuencia $4 \times 10^{14} \text{s}^{-1}$.

Aplicamos la ecuación que permite hallar el cuanto de energía:

$$\Delta E_0 = h\nu = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{Js} \cdot 4 \times 10^{14} \text{s}^{-1} = 2,65 \cdot 10^{-19} \text{J}$$

- Señala si las siguientes la proposiciones son verdaderas o falsas:
a) Los fotones de luz visible (500 nm) poseen menor energía que los de radiación infrarroja (10.000 nm).
b) Cuando un electrón pasa de la primera a la tercera órbita emite energía.

a) Falso. La energía correspondiente a un fotón se calcula mediante la ecuación:

$$\left. \begin{array}{l} E = h \cdot \nu \\ \lambda = \frac{c}{\nu} \end{array} \right\} E = \frac{h \cdot c}{\lambda}$$

Luego la energía es inversamente proporcional a la longitud de onda, por tanto el fotón de luz visible (500nm) tiene mayor energía que el fotón de luz infrarroja (10.000 nm).

b) Falso. Cuando un electrón salta de una órbita con menor valor de n a otra con mayor valor de n absorbe energía que se corresponde a una línea en el espectro de absorción.

5.- ESPECTROS ATÓMICOS

- ¿Cuáles son las diferencias entre un espectro de emisión y un espectro de absorción?

El espectro de emisión lo emite la sustancia caliente al desprenderse del exceso de energía tras haber absorbido dicha energía por calentamiento o mediante una descarga eléctrica. Sin embargo los espectros de absorción se producen al intercalar vapor o gas de un elemento químico entre una fuente de radiación de luz blanca (con todas las longitudes de onda del espectro visible) y el prisma.

- Una de las líneas del espectro de emisión del galio no es visible a nuestros ojos, ya que se encuentra en la región ultravioleta del espectro electromagnético y tiene una longitud de onda, $\lambda = 370 \text{ nm}$. ¿Cuál es la energía de dicha radiación?

Para calcular la energía correspondiente a una radiación utilizamos la ecuación: $\Delta E = \frac{h \cdot c}{\lambda}$

$$\text{Por tanto: } \Delta E = \frac{h \cdot c}{\lambda} = \frac{(6,626 \cdot 10^{-34} \text{J} \cdot \text{s}) \cdot (2,998 \cdot 10^8 \text{m} \cdot \text{s}^{-1})}{370 \cdot 10^{-9} \text{m}} = 5,37 \cdot 10^{-19} \text{J}$$

6.- INTERPRETACIÓN DE BOHR DE LOS ESPECTROS ATÓMICOS

- **Explica cuántas líneas espectrales cabe esperar en el espectro de emisión del átomo de hidrógeno considerando todas las transiciones posibles de los cuatro primeros niveles energéticos de dicho átomo.**

El número de líneas espectrales coincide con el número de saltos electrónicos que se pueden realizar:

- Desde el nivel $n = 4$ es posible realizar tres saltos hasta los niveles $n = 3, 2$ y 1 .
- Desde el nivel $n = 3$ es posible realizar dos saltos hasta los niveles $n = 2$ y 1 .
- Desde el nivel $n = 2$ solo es posible realizar un salto hasta el nivel $n = 1$.

El número total de saltos y de líneas espectrales posibles es seis.

- **Calcula en nm la longitud de onda de la luz emitida cuando un electrón de un átomo de hidrógeno excitado cae desde el nivel cuántico $n = 5$ hasta el nivel $n = 2$.**

Utilizamos la ecuación de Rydberg:

$$\nu = \frac{R_h}{h} \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$$

$$\nu = \frac{c}{\lambda}$$

$$\frac{1}{\lambda} = \frac{R_h}{c \cdot h} \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right) = \frac{2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J}}{(3 \cdot 10^8 \text{ m/s}) \cdot (6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s})} \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{5^2} \right) = 2,303 \cdot 10^6 \text{ m}^{-1}$$

$$\lambda = \frac{1}{2,303 \cdot 10^6 \text{ m}^{-1}} = 4,342 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 434,2 \text{ nm}$$

- **Determina la longitud de onda de la segunda línea de la serie de Paschen del espectro del hidrógeno.**

La serie de Paschen agrupa a los saltos electrónicos hasta el nivel 3. La primera línea corresponde al salto de $n = 4$ a $n = 3$ y la segunda de $n = 5$ a $n = 3$.

Por tanto, utilizando la ecuación de Rydberg:

$$\nu = \frac{R_h}{h} \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$$

$$\nu = \frac{c}{\lambda}$$

$$\frac{1}{\lambda} = \frac{R_h}{c \cdot h} \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right) = \frac{2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J}}{(3 \cdot 10^8 \text{ m/s}) \cdot (6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s})} \left(\frac{1}{3^2} - \frac{1}{5^2} \right) = 7,799 \cdot 10^6 \text{ m}^{-1}$$

$$\lambda = \frac{1}{7,799 \cdot 10^6 \text{ m}^{-1}} = 1,282 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 128,2 \text{ nm}$$

7.- MODELO MECANOCUÁNTICO DEL ÁTOMO. ORBITALES ATÓMICOS

- **¿Cuál es la diferencia entre órbita y orbital?**

La órbita es una línea continua imaginaria trazada por el electrón al moverse según establecía el modelo atómico de Bohr; el orbital es la zona de máxima probabilidad de encontrar a un electrón debido a la energía que posee y que definida por las diferentes posiciones que va teniendo el electrón dentro del átomo (con el núcleo en el centro) sin que se sepa cuál es la trayectoria ni el tipo de movimiento entre una posición y la siguiente según establece el modelo mecánico-cuántico.

- **¿A qué llamamos en un átomo subnivel de Energía? Nombra por orden energético los subniveles energéticos que existan. ¿Para qué utilizamos el concepto de nivel de energía?**

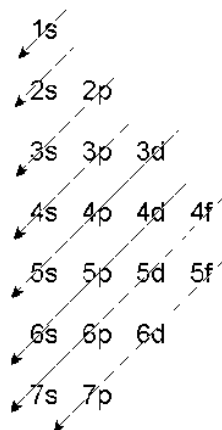
SUBNIVELES DE ENERGÍA son los valores de energía permitidos para los electrones dentro de un átomo. A estos subniveles se les nombra por un NÚMERO y una LETRA.

El orden de energía de los subniveles existentes es el establecido por la regla de las diagonales o diagrama de Moeller:

Si seguimos las flechas diagonales de arriba a abajo encontramos el orden de energía de los orbitales de menor a mayor:

1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d, 7p.

Con el concepto de nivel de energía nos referimos al volumen o tamaño del orbital por donde se mueve el electrón. Es el número que acompaña a cada letra y coincide con el número cuántico principal que estableció Bohr para sus órbitas.



- **¿Pueden existir orbitales con la misma energía? ¿En qué se diferencian? Pon algún ejemplo.**

Sí pueden existir orbitales que se caractericen que los electrones que por ellos se mueven tienen la misma energía. Como tienen la misma energía tienen que ser iguales en tamaño y forma, luego la única diferencia que hay entre ellos es su disposición espacial.

Un ejemplo lo podemos encontrar en los orbitales “p” que existen en cada nivel (2p, 3p, 4p...). En este caso habrá tres orbitales exactamente iguales en forma y volumen pero orientados de manera diferente en el espacio; se dispone cada orbital a lo largo de cada uno de los tres ejes cartesianos de coordenadas, por lo que a estos orbitales se les denomina como p_x , p_y y p_z . Lo mismo ocurre en los subniveles d (5 orbitales d en cada nivel, con distinta disposición espacial) y en los subniveles f (7 orbitales f en cada nivel, también con diferente disposición en el espacio).

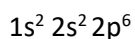
- **¿El modelo de Bohr y el principio de incertidumbre son incompatibles?**

El modelo atómico de Bohr habla de certezas, ya que permite conocer de forma exacta que el electrón del átomo de hidrógeno gira a una determinada distancia del núcleo, con una determinada velocidad y con una determinada energía. Sin embargo el principio de incertidumbre propuesto por Heisenberg dice que es imposible conocer de forma exacta y simultánea el momento (velocidad) y posición de un electrón aislado. Por tanto ambas propuestas son incompatibles.

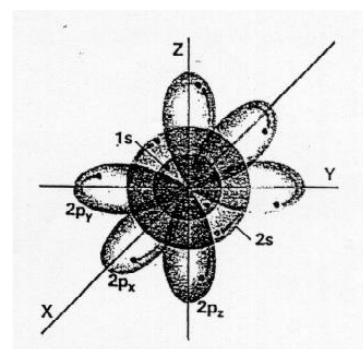
8.- CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA DEL ÁTOMO

- **El Neón es el elemento químico cuyo número atómico es 10. Escribe la configuración electrónica del Neón y explica claramente como son los orbitales en los que se mueven los electrones del átomo de Neón.**

Teniendo en cuenta que la configuración electrónica del neón es:



- ⇒ sus dos electrones menos energéticos se encontrarán en un orbital 1s, que es una esfera con el centro en el núcleo y es de pequeño tamaño.
- ⇒ Los dos electrones siguientes en energía se encuentran en un orbital 2s, que al igual que el anterior es una esfera centrada en el núcleo pero de mayor tamaño como se observa en la figura.
- ⇒ Los seis electrones más energéticos se encuentran en el subnivel 2p, por lo que están repartidos en tres orbitales exactamente iguales, con forma de reloj de arena, orientados en la dirección de los tres ejes cartesianos y que ocupan un volumen similar al 2s



- **¿A qué llamamos electrón desapareado?**

Decimos que un electrón está DESAPAREADO cuando se encuentra él solo en un orbital.

- **Escribe la configuración electrónica de los elementos cuyos números atómicos son 18, 45 y 78. (Busca cuáles son en una tabla periódica)**

Ar (Z = 18): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

Rh (Z = 45): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^7$

Pt (Z = 78): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^8$

- **2.17. Dadas las configuraciones electrónicas:**

a) $1s^2 2s^3 2p^6$; b) $1s^2 2s^2 2p^4 3d^1$; c) $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2$; d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$.

Indica y explica si es posible su existencia o no.

a) $1s^2 2s^3 2p^6$: es una configuración electrónica falsa. En el orbital 2s no pueden existir tres electrones, sólo caben dos.

b) $1s^2 2s^2 2p^4 3d^1$: es una configuración electrónica perteneciente a un sistema atómico en un estado excitado, pues en el estado fundamental el electrón situado en el orbital 3d estaría en el orbital 2p y su configuración electrónica sería: $1s^2 2s^2 2p^5$.

c) $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2$: es una configuración electrónica falsa pues se viola la regla de Hund, ya que existen 3 orbitales 2p y la configuración electrónica correcta es: $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$.

d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$: es una configuración electrónica correcta perteneciente a un sistema atómico en su estado fundamental.

- **Determina el número de electrones desapareados del cobalto (Z = 27) y del cobre (Z = 29) en el estado fundamental.**

La estructura electrónica abreviada del Co (Z = 27) en el estado fundamental es $[Ar] 4s^2 3d^7$.

De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund: “en los orbitales de idéntica energía (degenerados), los electrones se encuentran lo más separados posible, desapareados y con los espines paralelos”, la distribución de los electrones en los orbitales 4s y 3d es:

4s	3d				
↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑	↑

Como se observa, el cobalto presenta 3 electrones desapareados.

9.- NÚMEROS CUÁNTICOS

- **¿De qué manera restringe el valor de l a los valores de m?**

“m” toma los valores enteros comprendidos entre -l y +l pasando por el 0.

- **¿Qué números cuánticos representan al electrón de notación $4d^5$?**

El número cuántico principal n representa el nivel energético del orbital, que en este caso es el 4, por tanto $n = 4$.

El número cuántico secundario o azimutal (l) representa la forma del orbital y, como tenemos un orbital d, entonces $l = 2$.

El número cuántico magnético (m) representa la orientación del orbital en el espacio, y como $l = 2$, entonces $m = -2, -1, 0, +1, +2$.

Disponemos, además, de cinco electrones que hay que colocar en esas cinco orientaciones:

-2	-1	0	+1	+2
↑	↑	↑	↑	↑

Como el último electrón ha entrado en +2, entonces $m = +2$, y el número cuántico del espín podemos elegir $s = -1/2$.

Por tanto: 4, 2, +2, $-1/2$

- Indica si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones: Un electrón se caracteriza por los siguientes números cuánticos $n = 3$ y $l = 1$, como consecuencia se puede afirmar que:
 - a) Se encuentra en un orbital 3 d.
 - b) Se encuentra en un orbital 3 p.
 - c) En un mismo átomo pueden existir 4 orbitales con esos mismos valores de n y l .
 - d) Se encuentra en un orbital 3 s.
 - e) En un mismo átomo pueden existir 6 electrones con esos mismos valores de n y l .

Tenemos que considerar los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

$n = 1, 2, 3, \dots$; $l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1)$; $m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l$; $m_s = \pm 1/2$

Además, los diferentes valores del número cuántico secundario se corresponden con el tipo de orbital atómico: $l = 0 \rightarrow$ orbital s; $l = 1 \rightarrow$ orbital p; $l = 2 \rightarrow$ orbital d; $l = 3 \rightarrow$ orbital f.

a) Falso. Para un orbital 3d ($n = 3$ y $l = 2$).

b) Verdadero. Para un orbital 3p ($n = 3$ y $l = 1$).

c) Falso. Es imposible ya que los orbitales del mismo nivel se diferencian en el valor del número cuántico l .

d) Falso Para un orbital 3s ($n = 3$ y $l = 0$).

e) Verdadero. En nivel cuántico $n = 3$ existen tres orbitales 3p que tienen el mismo valor del número cuántico $l = 1$, y en cada uno de ellos caben dos electrones con diferente número cuántico de espín.

- ¿Cuál de las siguientes designaciones de orbitales no es posible?: 6s, 2d, 8p, 4f, 1p y 3f.

La 6s quiere decir que sus números cuánticos principal (n) y secundario (l) tienen los valores $n = 6$ y $l = 0$, y dicha designación sí es posible.

La 2d implica que $n = 2$ y $l = 2$ y ello no es posible pues el valor máximo que puede tomar l es $(n - 1)$.

La 8p implica que $n = 8$ y $l = 1$ y dicha situación sí es posible, aunque no se ha descubierto un elemento químico que en su estado fundamental responda a una configuración con orbitales del tipo 8p.

La 4f implica que $n = 4$ y $l = 3$ y esta situación sí es posible.

La 1p implica que $n = 1$ y $l = 1$ y no es posible por lo mismo que vimos para la 2d.

La 3f, al igual que en el caso anterior, no es posible pues implica que $n = 3$ y $l = 3$ y el valor máximo que puede tomar l es $(n - 1)$.

- Dada la siguiente serie de números cuánticos para el estado de un electrón:

Serie	n	l	m	s
I	-1	0	0	+ 1/2
II	2	1	0	+ 1/2
III	1	0	0	- 1/2
IV	4	3	-3	+ 1/2
V	3	1	2	- 1/2
VI	2	2	-1	+ 1/2
VII	3	2	-2	+ 1/2

Establece cuáles serán posibles y por qué. Indica en qué tipo de orbital estarían situados los electrones de las series posibles.

Son posibles las series II; III; IV y VII.

Para que una serie de números cuánticos sea posible es necesario que el número cuántico principal (n) sea un número positivo; que el número cuántico secundario (l) tenga un valor entero que vaya desde el 0 hasta $(n-1)$; que el número cuántico magnético (m) sea un número entero cuyo valor esté entre $-l$ y $+l$ y que el número cuántico de spin valga $+1/2$ ó $-1/2$.

Las series indicadas cumplen estos requisitos; no así las series:

I: n tiene valor negativo;

V: el valor de m es mayor que el de l.

VI: el valor de l es igual que n.

10.- IONES

▪ ¿Qué son y cómo se forman los iones?

Llamamos iones a aquellos átomos que tienen carga eléctrica negativa o positiva.

Esta carga eléctrica la adquieren al ganar o perder electrones, nunca por ganar o perder protones.

▪ Rellena la siguiente tabla y explica cómo lo haces:

Símbolo del ion	nº atómico (Z)	Masa atómica (A)	Protones (p ⁺)	Neutrones (n ⁰)	Electrones (e ⁻)
Ni ³⁺	28	59	28	30	25
Se ²⁻	34	79	34	45	36
W ⁺⁺⁺	74	184	74	110	71

El número atómico y el número de protones tiene siempre que ser el mismo.

La masa atómica tiene que ser siempre la suma de protones y neutrones. Luego el número de neutrones coincide con la resta entre la masa atómica y el número de protones.

En este caso todos los átomos se encuentran como iones. Esto es debido a la pérdida o ganancia de electrones. Si la carga es positiva, el número de electrones perdidos es igual al número de cargas positivas que tiene el catión; si es negativa, el número de electrones ganados es igual al número de cargas negativas que tiene el anión.

▪ Escribe las configuraciones electrónicas en el estado fundamental de cada uno de los iones siguientes: a) P³⁺; b) Se²⁺; c) Br⁻; d) Sb²⁻.

P: Z = 15: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3 \Rightarrow P^{3+}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

Se: Z = 34: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4 \Rightarrow Se^{2+}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$

Br: Z = 35: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5 \Rightarrow Br^-: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$

Sb: Z = 51: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^3 \Rightarrow Sb^{2-}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^5$

▪ Los números atómicos del Cr y Co son respectivamente 24 y 27. Determina la configuración electrónica de los cationes Cr(III) y Co(III)

La estructura electrónica abreviada del Cr (Z = 24) es [Ar] $3d^5 4s^1$ (recordamos que es una anomalía en la primera serie de transición), por lo que su distribución esquemática es:

4s	3d				
↑	↑	↑	↑	↑	↑

El Cr³⁺ pierde tres electrones, los más alejados del núcleo, los que tienen mayor valor de n y que en este caso es el que se encuentra en el subnivel 4s, y otros dos del subnivel 3d, por lo que su configuración electrónica queda [Ar] $3d^3$:

4s	3d				
	↑	↑	↑		

La estructura electrónica abreviada del Co ($Z = 27$) es $[\text{Ar}] 3d^7 4s^2$ por lo que su distribución esquemática es:

4s	3d				
↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑	↑

El Co^{3+} también pierde tres electrones, los más alejados del núcleo, los que tienen mayor valor de n y que en este caso son los dos que se encuentran en el subnivel $4s$, y otro de los apareados del subnivel $3d$, por lo que su configuración electrónica queda $[\text{Ar}] 3d^6$:

4s	3d				
	↑↓	↑	↑	↑	↑