

TEMA 12 del libro. ESTRUCTURA ATÓMICA.

1 Naturaleza eléctrica de la materia. PRIMEROS MODELOS ATÓMICOS.

La primera modificación a la teoría atómica de Dalton se hizo para explicar la ley de los volúmenes de la combinación de las sustancias gaseosas.

A principios del siglo XIX se descubrió la electricidad y con ella, a mediados de ese siglo, se inició el estudio del comportamiento de la materia frente a la electricidad. Se descubrió:

- * algunas disoluciones conducían la electricidad,
- * se producía la electrólisis;
- * en las descargas de tubos de gases aparecían partículas cargadas.

Todo ello eran indicios de que el átomo era algo más que indivisible. Los científicos se pusieron a diseñar experimentos que les mostrasen de qué podían estar constituidos los átomos.

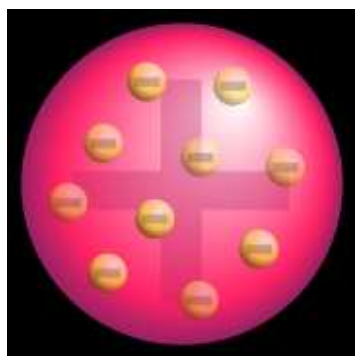
En 1875 el inglés William Crookes, observó que si en un tubo que contenía gas a bajísima presión, casi el vacío, aplicaba una d.d.p muy grande el gas conducía corriente; observó que del cátodo (electrodo negativo) salían unas radiaciones denominadas rayos catódicos que llegaban al electrodo positivo.

(Este es el fundamento de la TV en la que hay una pantalla fluorescente donde inciden los rayos. El electrodo negativo se llama cátodo y el positivo se llama ánodo).

Libro. Página 241, 242.



Thomson descubrió en 1898 la naturaleza de estos rayos. Eran partículas de masa despreciable y carga negativa a las que llamó electrones. Así se ponía de manifiesto la naturaleza eléctrica de la materia.



Surge así el primer **modelo atómico** elaborado por **Thomson** en 1898. Para él, el átomo era de forma esférica; la masa estaba distribuida por todo el átomo de forma homogénea y tenía carga positiva (todavía no se habían descubierto los protones); encajados en esa esfera estaban fijos los electrones como si fuera un pastel de pasas.

La materia es neutra por lo tanto es necesaria la existencia de partículas de carga positiva.

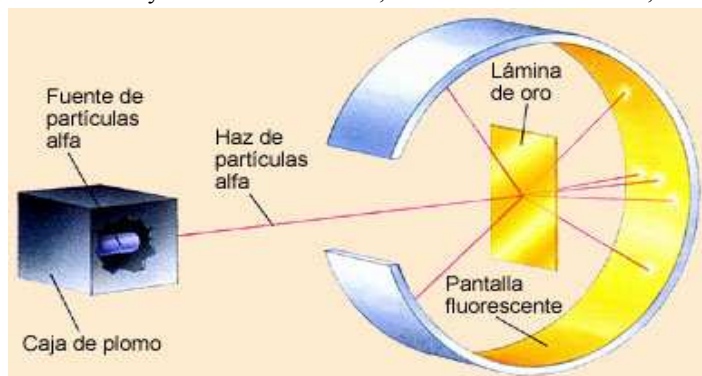
Los científicos otra vez diseñan experimentos para verificarlo. Son los rayos canales, rayos positivos que salen del ánodo y van hacia el cátodo. A diferencia de los rayos catódicos en los cuales todas las partículas tenían la misma masa, estas radiaciones con carga positiva tenían masa diferente, dependiendo del gas del tubo.

La partícula positiva con menor masa se producía cuando el gas residual del tubo era el H; a esas partículas las llamaron protones.

Se comprobó que la carga era la misma que la de los electrones pero positiva.

2 Modelo atómico de Rutherford.

Como ya sabemos las teorías, en este caso los modelos, no solo han de explicar los fenómenos conocidos sino explicar futuros comportamientos.



Experimento de Rutherford. - Rutherford en 1911 diseña un experimento con el objeto de comprobar el modelo atómico de Thomson y obtener información sobre la estructura de los átomos. El experimento consiste en bombardear con partículas alfa una lámina de oro finísima. (Las partículas alfa son núcleos de Helio por tanto muy pesados y de carga positiva y se mueven a velocidad muy grande, de unos 20.000 km/s)

Dibujo página 244.

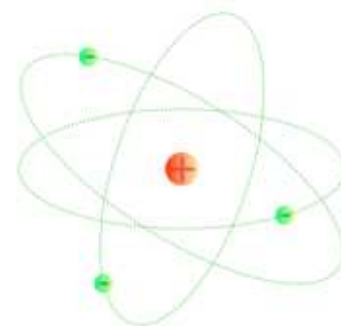
El modelo de Thomson predice que las partículas alfa deberían atravesar los átomos como si fuera queso; esperaban que alguna partícula tuviera una pequeña desviación debido a la interacción eléctrica con los electrones.

Sin embargo los resultados que obtuvieron fueron:

- * la mayoría de las partículas atravesaba la lámina sin desviarse;
- * una pequeña parte atravesaban con una pequeña modificación y
- * lo más extraño, que algunas partículas experimentaban grandes desviaciones e incluso rebotaban.

Ante esto hechos, **Rutherford** elaboró un **nuevo modelo atómico**. Supone que el átomo consta de dos partes:

- Debe haber una zona muy pequeña denominada núcleo que contenga casi toda la masa del átomo y toda la carga positiva. Las partículas alfa rebotan debido a las repulsiones electrostáticas.
- La corteza, la extensa zona donde los electrones giran alrededor del núcleo. Como esta zona ocupa la mayor parte del volumen atómico y la masa de los electrones es pequeña, la materia está prácticamente vacía. Los electrones, se encontrarían girando en órbitas alrededor del núcleo; a cualquier distancia del núcleo.



Recordar que para que exista movimiento circular uniforme debe existir una fuerza centrípeta que en este caso sería la atracción electrostática que explicaría porqué no caen los electrones en el núcleo.

Si solo existiese carga positiva en el núcleo sería inestable (por la repulsión entre cargas del mismo signo); deben existir otras partículas que sirvan de unión a los protones. Esas partículas sin carga son los neutrones. En 1932 Chadwick demostró experimentalmente la existencia de los neutrones.

Puedes entrar en la página:

http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/atomo/modelos.htm

3 Partículas subatómicas. Núcleo y corteza de los átomos.

El tamaño aproximado del núcleo es de 10^{-14} m y el del átomo (la corteza), donde se mueven los electrones 10^{-10} . Es como un hueso de aceituna en una catedral. Por eso Rutherford afirma que el átomo está hueco.

Recordar las características de las partículas subatómicas:

- * La masa de un protón y la masa de un neutrón son muy próximas a la una.
- * La masa del electrón es 1840 veces menor que la masa del protón.
- * Los protones y neutrones están unidos por las denominadas fuerzas nucleares (se ponen de manifiesto en las reacciones nucleares) que son las fuerzas más intensas que existen en la naturaleza (compensan a la repulsión electrostática).

Todo núcleo está caracterizado por:

Número atómico (Z) indica el nº de protones que hay en el núcleo. En un átomo neutro es igual al número de electrones.

Número másico (A) indica el número de protones más el número de neutrones que hay en el núcleo. $A=N+Z$. Se representa un átomo por ${}_Z^AX$.

Los átomos cargados se representan con el símbolo y a la derecha arriba la carga positiva o negativa que indica el número de electrones que ha perdido o ha ganado respectivamente.

Indica el nº de n, e, p de ${}_{17}^{35}\text{Cl}^-$ ${}_{12}^{25}\text{Mg}^{2+}$

Isótopos.

Dalton afirmaba en su teoría atómica que los átomos de un mismo elemento eran iguales en masa y en otras propiedades. Rectificando a Dalton hoy podemos decir que son iguales químicamente lo que significa que tienen los mismos electrones.

Los que condicionan las **propiedades químicas** de los elementos son el **número de protones** aunque difieran en el número de neutrones.

Podemos definir isótopos como átomos con el mismo número de protones y distinto número de neutrones y por tanto distinto número másico; por tanto van a tener las mismas propiedades químicas pero diferentes propiedades físicas.

Un elemento químico puede poseer distintos isótopos. La proporción de cada isótopo de un elemento es constante en la naturaleza.

La masa atómica relativa de un elemento con varios isótopos es la masa ponderada de las masas atómicas de todos los isótopos.

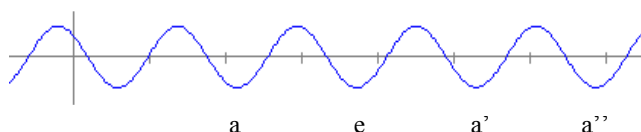
Hacemos ejercicio 2,3 Pág 245

4 Radiación electromagnética. Espectro electromagnético.

Una onda es una perturbación que se propaga. Si un sistema en equilibrio, deja de estarlo al actuar algún agente exterior se ha producido una perturbación. Una onda propaga energía sin propagar materia. Características de una onda:

FRECUENCIA, ν , de una onda es el número de ondas que pasan por un punto dado en la unidad de tiempo; o el nº de veces que oscila una partícula en la unidad de tiempo. La f se mide en Hz.

LONGITUD DE ONDA λ es la distancia que hay entre dos partículas consecutivas de una onda que están en el mismo estado de vibración. La distancia, ae ea' es λ ; la longitud de onda se mide en metros.



VELOCIDAD de propagación de la onda, o **velocidad de fase**: $v = \lambda \cdot f$.

La velocidad de propagación de una onda es el producto de la longitud de onda por la frecuencia.

La luz blanca es la que nos llega del Sol y la luz emitida por sólidos incandescentes a T muy alta.

Cada radiación tiene una frecuencia y longitud de onda. Las ondas electromagnéticas son radiaciones de la misma naturaleza que la luz visible; por tanto se propagan a la velocidad de la luz. $c = 3 \cdot 10^8$ m/s.

Las **ondas electromagnéticas** (ver dibujo del libro) son emitidas por sólido y líquidos a cualquier temperatura. Al conjunto de las ondas electromagnéticas se denomina **espectro**. Lo forman las siguientes radiaciones:

Onda de radio y TV, microondas, rayos infrarrojos, luz visible, rayos ultravioleta, rayos X, Rayos gamma.

→
Mayor energía y mayor frecuencia.

El espectro visible está formado por radiaciones que van desde el color rojo hasta el violeta; la luz de un color se diferencia de la luz de otro color en que cada una de esas radiaciones tienen distinta frecuencia (y por tanto distinta λ).

ESPECTRO VISIBLE. Formado por luz de color: **Rojo Naranja Amarillo Verde Azul Añil Violeta**

→
Mayor energía y mayor frecuencia.

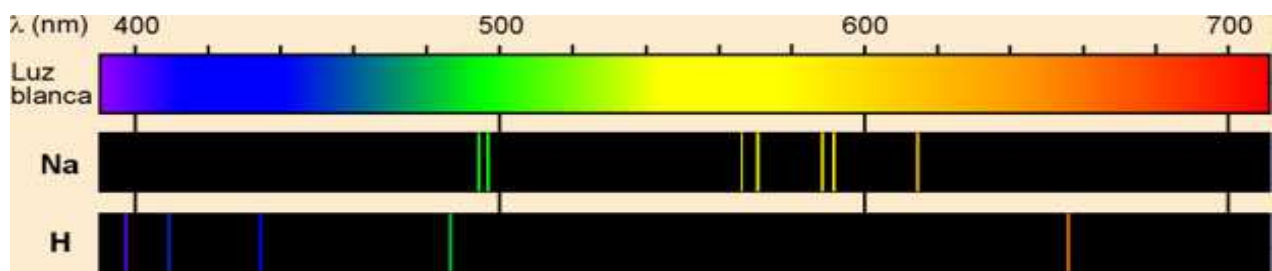
Ejercicios: 4,5,6 Pág. 247. Ejercicios 12 y 14. Página 260. nº 19, 21, 24 Pág. 260.

Las radiaciones electromagnéticas están formadas por pequeñas cantidades de energía o “cuantos de energía” llamados fotones. La energía de un fotón es: $E = h \cdot f$ ($h = \text{cte de Planck}$).

5 ESPECTROS ATÓMICOS.

La interacción entre ondas electromagnéticas y los átomos ha permitido estudiar la estructura de estos.

Espectros atómicos de emisión.- Si un elemento químico en estado gaseoso lo excitamos (calentándolo o mediante una corriente eléctrica) emite radiaciones electromagnéticas, es decir de la misma naturaleza que la luz visible. Si esa radiación se hace pasar por un prisma óptico (espectroscopio), en lugar de aparecer todas las radiaciones, como en el arco



iris, aparecen sólo franjas luminosas de colores y el resto aparece oscuro.

Cada elemento presenta siempre las mismas franjas coloreadas; además cada elemento presenta unos colores distintos a los demás elementos.

Espectros atómicos de absorción.- Cuando se hace pasar luz blanca por una sustancia gaseosa formada por un solo elemento, si a la luz que sale después de atravesar ese gas la descomponemos mediante un prisma óptico, se observa que aparece el espectro luminoso de luz blanca (como el arco iris) pero con franjas oscuras. Además las franjas oscuras (donde no hay luz) aparecen en el mismo lugar donde estaban las franjas luminosas en el espectro de emisión de ese elemento.

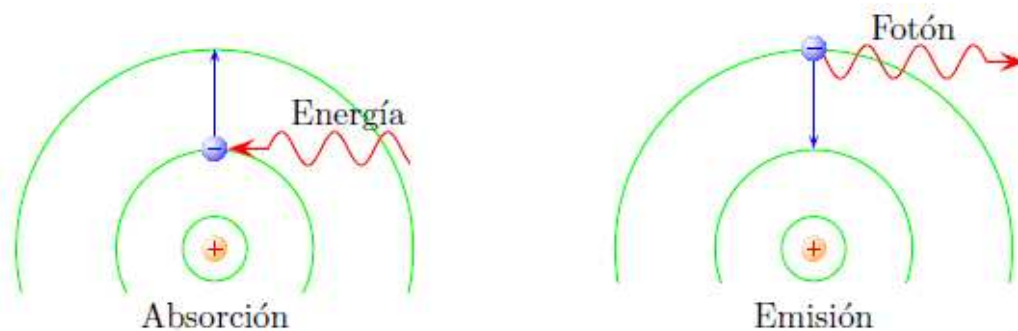
6 Interpretación del espectro atómico del hidrógeno. ÁTOMO DE BOHR.

Niels Bohr, en 1913 presentó el primer modelo atómico que explicaba los espectros. Postulados:

1. El electrón gira en una órbita circular, alrededor del núcleo, sin emitir ni absorber energía. En esa órbita, la fuerza con la que el núcleo atrae al e^- = a la fuerza centrípeta que hace girar al e^- .

2. Solo están permitidas determinadas órbitas, es decir el electrón sólo puede estar en órbitas de un radio de giro determinado. En cada órbita el electrón tiene una determinada energía; lo que caracteriza a cada órbita es la energía que tiene el electrón; cuanto más alejado está del núcleo el electrón, más energía tiene ese electrón.

3. Cuando un electrón pasa de un nivel de energía a otro de menor energía, (pasa de una órbita a otra más próxima al núcleo), emite energía en forma de radiación; emite un fotón de luz.



El modelo de Bohr sólo explicaba satisfactoriamente el espectro de hidrógeno. Posteriormente se descubrió que en un campo magnético, (con un imán) cada línea del espectro se desdoblaba en dos muy próximas. Con ello surgieron nuevos modelos atómicos como el de Sommerfeld.

7 Modelo ondulatorio.

En 1924 el francés Louis de Broglie predijo que las partículas materiales como los electrones se comportan al moverse como las ondas. Nació con esto la Mecánica Cuántica.

En 1927 enunció Heisenberg el Principio de indeterminación: "es imposible conocer simultáneamente la posición y la velocidad de un electrón en el átomo". Por tanto sólo se puede hablar de la probabilidad de encontrarlo en cierta región del espacio cercana al núcleo. Por ejemplo, para el electrón en el átomo de hidrógeno la zona donde existe un 98 % de probabilidad de encontrar el electrón es dentro de una zona esférica centrada en el núcleo de un radio determinado.

A la zona del espacio donde hay mayor probabilidad de encontrar el electrón con una energía determinada se llama **orbital atómico**.

8 Números cuánticos.- el nivel de energía de los electrones en el átomo está determinado por 4 números llamados números cuánticos.

Son 4 los números cuánticos: principal, secundario, magnético y de espín.

NÚMEROS CUÁNTICOS.			
NÚMERO CUÁNTICO	Se representa	Valores posibles.	Indica
Principal (Bohr)	n	1, 2, 3, 4, ..., n Nivel de energía. (nº entero ≥ 1) K, L, M, N ... Mayor energía \rightarrow	la energía y el tamaño del orbital. Cuanto mayor es n, mayor es la energía y el tamaño del orbital.
Secundario o azimutal. (Sommerfeld).	l	0, 1, 2, 3, .., n-1 Valor de l s, p, d, f, tipo de orbital. 2 6 10 14 Nº máximo de electrones. Mayor energía \rightarrow	los subniveles de energía. La forma o el tipo de orbital depende del valor de l . Para el subnivel $l=0$, diremos que el orbital es de tipo s que tiene forma esférica. Para el subnivel $l=1$, diremos que el orbital es tipo p.
Magnético (Zeeman).	m	$-l, \dots, 0, \dots, +l$	la orientación espacial para un mismo tipo de orbitales. Nº de orbitales de un subnivel $= (2l + 1)$. Los orbitales de un subnivel tienen la misma energía.
Spín	s	$+1/2, -1/2$	Indica la orientación del pequeño campo magnético originado por el electrón.

Si $l=1$, m tiene los valores $-1, 0, 1$. Hay tres orbitales p perpendiculares entre sí; se les asigna el símbolo p_x, p_y, p_z . La energía de un electrón es la misma en cualquiera de los tres orbitales. Se ha establecido un criterio para asignar los valores del número cuántico m a los diferentes orbitales equivalentes. Así, para los 3 orbitales p: p_x, p_y, p_z
 Si $m=-1$ orbital p_x ; $m=0$ orbital p_y ; $m=1$ orbital p_z .

En cada orbital puede haber, como máximo 2 electrones (con spin $+1/2$ y $-1/2$)

El estado cuántico de un electrón viene determinado por los 4 números cuánticos: (n, l, m, s) .
 Ejemplo: $(2, 1, -1, 1/2)$ 2º nivel de energía ($n=2$), está en el orbital p, en el p_x y el spín es $1/2$.

Números cuánticos de los electrones de un átomo situados en los 3 primeros niveles de energía.

Nivel de energía.	Subniveles de energía.	Orbitales.	Spin	Nº máximo electrones en el orbital	Nº orbitales	Nº máximo electrones en ese nivel.
n	l	Tipo de orbital	m	s		
1	0	s	0	$\pm 1/2$	2	1
2	0	s	0	$\pm 1/2$	2	1
	1	p	-1 (p_x)	$\pm 1/2$	2	3
			0 (p_y)	$\pm 1/2$	2	
1 (p_z)	$\pm 1/2$	2				
3	0	s	0	$\pm 1/2$	2	18
	1	p	-1 (p_x)	$\pm 1/2$	2	
			0 (p_y)	$\pm 1/2$	2	
			1 (p_z)	$\pm 1/2$	2	
	2	d	-2	$\pm 1/2$	2	
-1			$\pm 1/2$	2		
0	$\pm 1/2$	2				
1	$\pm 1/2$	2				
2	$\pm 1/2$	2				

Principio de exclusión de Pauli: en un átomo cualquiera no puede haber dos electrones con los 4 números cuánticos iguales.

9 Configuraciones electrónicas. El ordenamiento de los electrones de un átomo en los diferentes niveles y orbitales se conoce como configuración electrónica. Si los electrones tienen la mínima energía se dice que el átomo está en estado fundamental.

Orden de llenado: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 \dots$
 En un orbital tiene como máximo dos electrones apareados.

Diagrama de Möller.

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

A la hora de llenar orbitales de la misma energía (como los 3 orbitales **p**, los 5 orbitales **d** o los 7 **f**) los electrones se disponen de manera que estén desapareados al máximo, es decir mantienen sus espines paralelos. **Regla de Hund.**

$3p^4$ Indica: $n=3; l=1; m=-1; s=-1/2$ El último electrón está en el tercer nivel de energía, subnivel $l=1$ (en un orbital p). Los números cuánticos serán para ese electrón: $(3,1,-1,-1/2)$

Esos electrones se colocarían en los 3 orbitales p: los 3 primeros tendrían espines paralelos y el 4º electrón tendría el spin opuesto.

p_x	p_y	p_z
$m=-1$	$m=0$	$m=1$
$\uparrow\downarrow$	\uparrow	\uparrow

Si el último electrón es $6d^4$ Indica: $n=6; l=2; m=+1; s=-1/2$
 Los números cuánticos son $(6,2,-1,1/2)$

Como hay 5 orbitales d, los 5 primeros electrones se colocan cada uno en un orbital y tienen espines paralelos $s=+1/2$.

$m=-2$	$m=-1$	$m=0$	$m=+1$	$m=+2$
\uparrow	\uparrow	\uparrow	\uparrow	

Ejercicios página 253 nº 10, 11, 12

EJERCICIOS Y CUESTIONES. Tema 12 del libro. ESTRUCTURA ATÓMICA. Hoja 1

IMPORTANTE: REPASAR LA TEORÍA RELACIONADA CON LOS EJERCICIOS ANTES DE REALIZARLOS.

1. Con el experimento de Rutherford, puedes decir que:
 - Los electrones se mueven en un espacio pequeño del átomo.
 - La zona del átomo con carga positiva es extremadamente pequeña.
 - El diámetro de un protón es aproximadamente igual al del núcleo.
 - La densidad del átomo es homogénea.
2. Calcula la frecuencia y longitud de onda de un fotón azul $4,4 \cdot 10^{-19}$ J de energía. Dato: $h=6,63 \cdot 10^{-34}$ J.s; Solución: $6,6 \cdot 10^{14}$ Hz; $4,5 \cdot 10^{-7}$ m
3. Cómo explica el modelo de Bohr la existencia de los espectros atómicos.
4. Calcula la frecuencia y la longitud de onda de un fotón de energía $5'5 \cdot 10^{-17}$ J. Solución: $8.3 \cdot 10^{16}$ Hz.
5. Escribe la configuración electrónica del estado fundamental de los átomos e iones siguientes: S^{2-} , Ca^{2+} , F y Al.
6. El Li tiene dos isótopos de masas atómicas 6,015 y 7,016. La masa atómica promedio del Li es 6,940. Calcula el % de cada isótopo.
7. Se sabe que al absorber una radiación electromagnética determinada el electrón del átomo de hidrógeno puede pasar del nivel energético $E_1 = -13.6$ eV al nivel $E_3 = -1'5$ eV; ¿cuál será la frecuencia y el tipo de luz que utilizaremos para efectuar transición entre esos niveles? .Solución: $2'9 \cdot 10^{15}$ Hz, ultravioleta.
8. ¿Qué entendemos por orbital y cuál es el significado de los números cuánticos?.
9. Los isótopos de plata son ${}_{47}^{107}Ag$ y ${}_{47}^{109}Ag$. La masa atómica del primero es 106,905 u y su riqueza en la plata natural es 51,94 %. ¿Cuál es la masa del otro isótopo si la masa atómica de la plata es 107,870 u?.
10. Da los cuatro números cuánticos que caracterizan al último electrón que forma parte de los átomos cuyos números atómicos son, respectivamente: 3, 7 y 14.
11. Un átomo emite fotones de luz amarilla de longitud de onda 570 nm. Calcula la diferencia energética entre los niveles atómicos que produjeron dicha radiación.
12. Un electrón está caracterizado por los números cuánticos (3,1,0,1/2). Indica el significado de cada n° y la situación de ese electrón en el átomo.
13. ¿Cuántos orbitales p puede haber? ¿poseen la misma energía?. ¿En qué se diferencian?.
14. Explica si los orbitales indican posiciones fijas, niveles de energía o ambas cosas.
15. Dos electrones tienen el número de spin $s = -1/2$ y $s = -1/2$. ¿Estarán en el mismo orbital?. ¿Pueden estar en el mismo nivel energético?.
16. ¿Cuántas rayas espectrales puede producir un átomo cuyo electrón pasa del nivel $n=3$ al estado fundamental? Solución: 3
17. ¿Cuántos electrones diferentes puede haber con $n=4$ y $l=3$?
18. Escribe, empleando la notación de orbitales, la configuración del primer elemento que posea 5 orbitales con un solo electrón en cada uno de esos 5 orbitales. ¿Cuántos electrones tiene ese átomo?. Solución: 25 e; es el Mn.
19. ¿Qué experiencia dio lugar al modelo atómico de Thomson?.
20. El cobre aparece en la naturaleza constituido por dos isótopos de masa atómicas 62,930 y 64,928 respectivamente. El primero se encuentra en la naturaleza en la proporción del 69,1 %. Calcula la masa atómica media del cobre.
21. Un electrón viene determinado por los números cuánticos (2,1,-1,1/2). Explica el significado de esos números.
22. Si los números cuánticos de un e^- son (3,1,-1,1/2) explica la diferencia con el electrón (2,1,-1,1/2).
23. El último e^- de un átomo es $5s^1$. Explica qué indica y cuales son los números cuánticos de ese electrón.
24. El último e^- de un átomo en estado fundamental es $3p^4$. Explica qué indica, cuales son los números cuánticos de ese electrón. ¿Cuántos electrones desapareados que tiene ese átomo?.
25. Al absorber radiación electromagnética de tipo ultravioleta de longitud de onda $1,03 \cdot 10^{-7}$ m, el electrón del átomo de hidrógeno pasa del nivel energético 13,6 eV a un nivel superior. Calcula la energía de este nivel. Soluc: 25,7 eV. (1 eV es una unidad de energía igual a $1,602 \cdot 10^{-19}$ J).
26. ¿Porqué los espectros de los átomos de los elementos gaseosos son discontinuos?.
27. Si sumáramos el espectro de emisión con el espectro de absorción de un elemento gaseoso ¿qué obtendríamos?.
28. ¿Quién comprobó la naturaleza y propiedades de los rayos catódicos?. ¿Qué son los rayos catódicos? ¿Has visto algún tubo de rayos catódicos?.
29. La diferencia de energía entre dos niveles de energía de un átomo es de $9'5 \cdot 10^{-3}$ eV; calcula la frecuencia de la radiación absorbida o emitida cuando un electrón sufre dicha transición. Solución: $2'3 \cdot 10^{12}$ Hz.

EJERCICIOS Y CUESTIONES. Tema 12 del libro.

Hoja 2

IMPORTANTE: REPASAR TODA LA TEORÍA RELACIONADA CON LOS EJERCICIOS ANTES DE REALIZARLOS.

1. **Explica razonadamente** si son verdaderas o no las siguientes afirmaciones.

- ❖ Z indica el número de electrones de un átomo
- ❖ Los rayos gamma poseen mayor longitud de onda que las ondas de radio.
- ❖ La frecuencia y la longitud de onda son magnitudes inversamente proporcionales.
- ❖ Cuánto mayor longitud de onda mayor energía de la onda.
- ❖ Rutherford explica la existencia de espectros.
- ❖ El espectro de emisión de un átomo está formado por muchas radiaciones del espectro.
- ❖ Cuando un átomo absorbe un fotón el electrón baja un nivel cuántico.
- ❖ El número cuántico l indica el subnivel de energía.
- ❖ Los orbitales p tienen un $l=2$
- ❖ Dentro de un subnivel hay desde 0 hasta $l-1$ orbitales.
- ❖ Los sistemas son más estables cuanto menor energía tengan.
- ❖ El número de electrones que caben en un orbital p son 6.

Soluciones; F;F;V;F;F;F;F;V;F;F;V;F

2. Explica las características más importantes del protón, del electrón y del neutrón.
3. Indica las diferencias entre los distintos tipos de espectros.
4. Indica si es verdadero o falso:
 - a) El cátodo es el electrodo positivo.
 - b) Los rayos catódicos tienen la misma masa que los rayos canales o anódicos.
 - c) El modelo atómico de Rutherford se asemeja al modelo planetario.
 - d) Los átomos pueden emitir o absorber cualquier cantidad de energía.
 - e) Los sistemas tienden a situaciones en que contengan la máxima cantidad de energía.
 - f) Los rayos X tienen mayor longitud de onda que las microondas.
 - g) Todos los fotones tienen la misma cantidad de energía.
5. Si el núcleo del átomo fuese tan grande como un guisante de 5 mm de diámetro ¿cuál sería el tamaño del átomo?.
6. ¿puede tener un electrón los siguientes números cuánticos (3,1,-2,1/2)?.
7. ¿Y los números: (4, -2, 1, -1/2)?.
8. El último e^- de un átomo es $4p^4$. Explica qué indica y cuales son los números cuánticos de ese electrón.

Ejercicios de repaso.

9. Expresa en g/litro la concentración de una disolución de ácido sulfúrico 2 M
10. A 20 °C la presión de un gas encerrado en un recipiente de volumen constante es de 850 mm de Hg. ¿Cuál será el valor de la presión si bajamos la temperatura a 0 °C? Solución: 791'98 mm de Hg.
11. Calcula la concentración molar del agua.
- 12.Cuál es la molaridad de la disolución obtenida al disolver 2'5 g de H_2SO_4 en agua y enrasar hasta 0'125 dm³.
13. Tenemos una disolución 5 M de ácido nítrico. Calcula la cantidad de esa disolución que se debe tomar para preparar 250 cm³ de otra disolución más diluida cuya concentración sea 0'5 M. ¿Cuántos moles de ácido nítrico necesitas para ello?.
14. En una botella de ácido sulfúrico (en disolución) de riqueza 96 % en masa y densidad 1,84 g/ml . Calcula la concentración molar de la disolución. Explica cómo prepararías 250 ml de una disolución de dicho ácido de concentración 0,5 M.
15. Explica la ley de los volúmenes de combinación.
16. Cuando se mezclan, en las mismas condiciones de P y T 75 ml de cloro gas reaccionan completamente con 25 ml de yodo gas obteniéndose 50 ml de un gas desconocido. ¿Cuál es la formula molecular?
17. Utiliza la teoría cinética para explicar la ley de Boyle.
18. Nombra los siguientes compuestos: NH_3 ; CH_4 ; HIO_4 ; $AuNO_2$; H_2SeO_4 ; H_2CO_3 ; $Co(NO_3)_3$;
19. Formula estos compuestos. Ácido sulfuroso; fosfato de plata. Acido disulfurico; nitrato de plomo (IV) Acido fosfórico; trioxocarbonato (ÍV) de hidrógeno; Hipoclorito de amonio,