

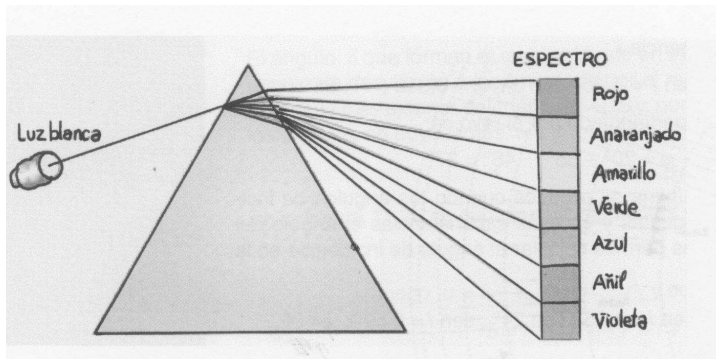
En esta unidad vamos a interpretar la estructura electrónica de los átomos, es decir, el modo en que están situados los electrones dentro de los mismos.

Veremos también como los átomos de los diferentes elementos se combinan para formar compuestos y en estas combinaciones resulta fundamental la participación de los electrones de la capa exterior del átomo (**electrones de valencia**), que mediante un proceso de **ganancia, pérdida o compartición de electrones** consiguen estabilizarse y formar moléculas

1-ESPECTROS ATÓMICOS

1.1- ESPECTRO ELECTROMAGNÉTICO

Habrás observado muchas veces que, cuando un haz de luz visible atraviesa un prisma transparente, se descompone en luces de diferentes colores. Esto es lo que sucede en la formación del arco iris; las gotas de lluvia actúan como prismas y descomponen a la luz visible en los siete colores que la forman.

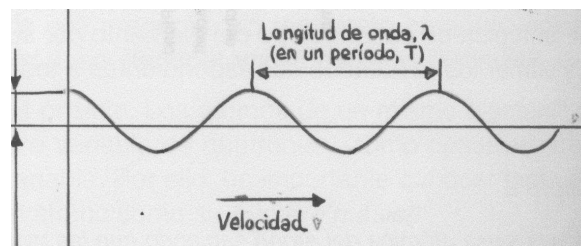


Este fenómeno se debe a que las distintas radiaciones o colores que componen cualquier luz compleja (como la luz visible) no se propagan con la misma velocidad al atravesar los distintos medios transparentes (vidrio, agua...) y como consecuencia, se desvían con distintos

índices de refracción, lo que origina la separación de las diferentes luces simples que componen la luz compleja.

Al conjunto de los siete colores que componen la luz visible se le denomina **Espectro continuo de luz**.

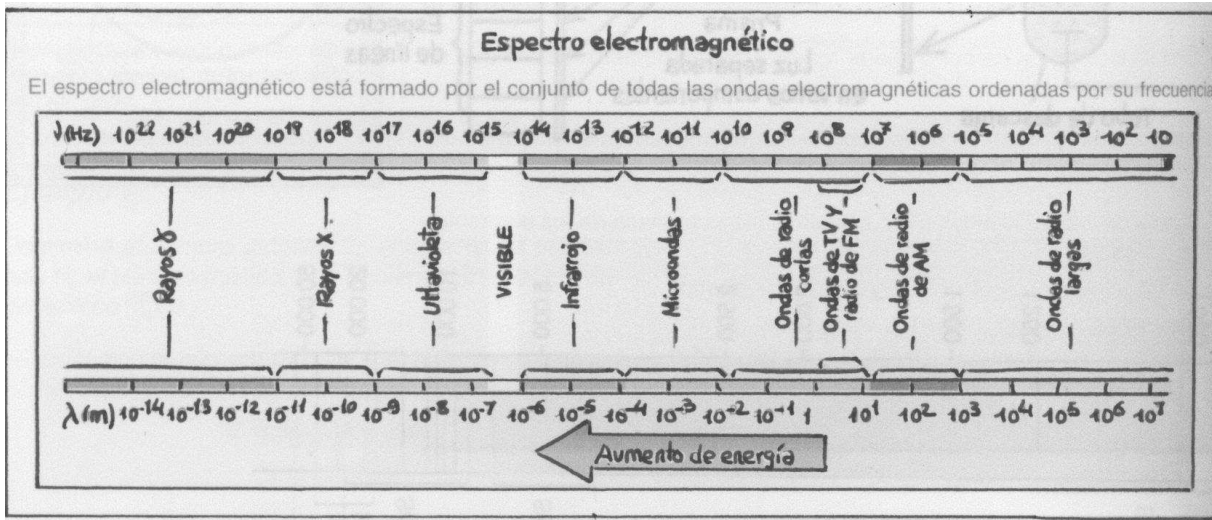
Hoy sabemos que el espectro de la luz visible está formado por una infinidad de colores (que nuestros ojos aprecian agrupados en siete), cada uno de los cuales es una **radiación electromagnética** que puede describirse en términos ondulatorios y, por tanto, puede ser caracterizado por una **longitud de onda** (λ) y una **frecuencia** (ν) determinadas. El producto de la



longitud de onda por la frecuencia de la radiación electromagnética es siempre una cantidad constante que coincide con la **velocidad de la luz en el vacío**: $c = \lambda \cdot \nu = 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}$.

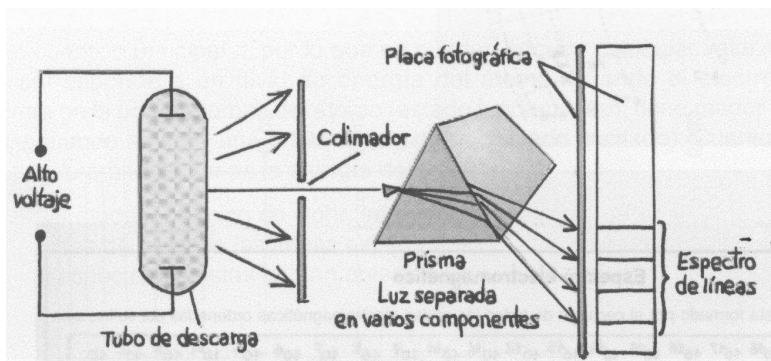
- ✓ Las longitudes de onda de las radiaciones que componen el espectro de la luz visible varían, más o menos, entre 400 nm (violeta) y 780 nm (rojo). A ambos lados, existen otras radiaciones que nuestros ojos no pueden ver, pero que ciertos instrumentos sí son capaces de detectar.

ESPECTRO ELECTROMAGNÉTICO



1.2- ESPECTROS ATÓMICOS (de absorción y emisión)

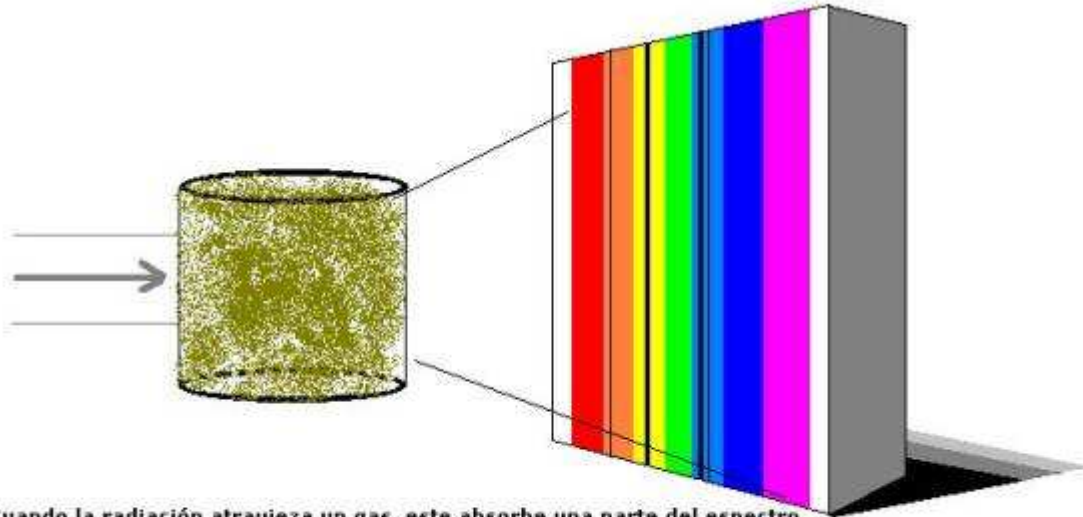
Si calentamos gases o aplicamos descargas eléctricas en el interior de los tubos de gases a baja presión podemos conseguir que sean capaces de emitir radiación electromagnética. Al descomponer la luz emitida mediante un prisma, se obtienen espectros caracterizados por contener, en el rango del visible, una serie de rayas o líneas coloreadas separadas por espacios oscuros. Se les llama **espectros de emisión**. Los sólidos y líquidos incandescentes emiten espectros **continuos**, mientras que los emitidos por los gases son **discontinuos**.



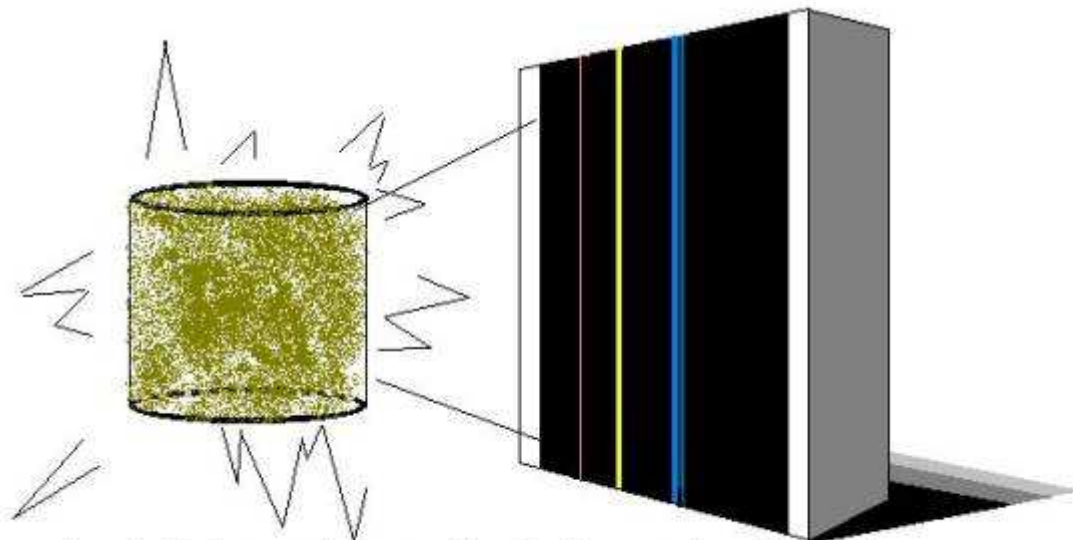
Si lo que hacemos es, en cambio, pasar radiación electromagnética a través del gas, éste capta parte de la luz. Al analizar la radiación no captada sobre el diagrama se obtiene su **espectro de absorción**

- ✓ Cada átomo sólo absorbe o emite radiación de determinadas frecuencias, que en los diagramas aparece como una serie de líneas cuyo valor puede ser medido (en los espectros discontinuos)

- ✓ Todo elemento químico excitado de la forma indicada emite o absorbe siempre las mismas rayas cuyas frecuencias son características de él y que, por tanto, sirven para identificarlo. Por lo tanto, se tratará de una técnica de análisis básica en la identificación atómica. El espectro es como la *huella dactilar del elemento*



Cuando la radiación atraviesa un gas, este absorbe una parte del espectro. El resultado es su espectro característico de absorción, donde faltan las bandas absorbidas, apareciendo en su lugar líneas negras.



La excitación de un gas le hace emitir radiación, pero solo emite en ciertas longitudes de onda. Es su espectro de emisión, característico de cada sustancia

Espectro de emisión y de absorción de un mismo elemento

Absorción:



Emisión:



2-HIPÓTESIS DE PLANCK (NACIMIENTO DE LA FÍSICA CUÁNTICA)

El hecho de que al iluminar la materia con radiación electromagnética, los átomos que la componen absorban ciertas longitudes de onda o frecuencias y al excitar esos átomos emitan también longitudes de onda características, era un fenómeno al que los científicos de la época no conseguían dar explicación con los conocimientos que se tenían hasta ese momento. En 1900 **Max Planck** lanzó una hipótesis revolucionaria corroborada más tarde por **Albert Einstein**, que interpretaba los resultados obtenidos experimentalmente en los espectros de los distintos elementos.

La energía de la radiación electromagnética que los átomos absorben o emiten está formada por pequeños paquetes energéticos denominados cuantos o fotones. La energía de cada uno de los cuantos venía dada por la ecuación: $E = h \cdot \nu$ siendo ν la frecuencia de la radiación absorbida o emitida y h , una constante característica (constante de Planck) cuyo valor es $6,62 \times 10^{-34}$ J.s

¿Qué significa la Hipótesis de Planck?

- ✓ La energía de la radiación electromagnética que los átomos absorben o emiten está formada por pequeños paquetes energéticos denominados **cuantos o fotones**
- ✓ Los fotones de energía radiante son tan pequeños que la luz nos parece continua, de forma parecida a lo que sucede con la materia, pero ambas son discontinuas
- ✓ Los átomos no emiten ni absorben cualquier energía, sino solo aquellas que son múltiplos enteros de un valor mínimo E_0 , es decir $2E_0$, $3E_0$.

3-MODELO ATÓMICO DE BOHR

Los espectros atómicos obtenidos experimentalmente sugerían la existencia de ciertos **estados energéticos** en los átomos, de manera que los electrones tendrían diferentes energías según el nivel en que se encontrasen. Estos hechos no pasaron inadvertidos para **Niels Bohr**, que en 1913 propuso un **nuevo modelo atómico** que tenía en cuenta la existencia de dichos niveles energéticos y la hipótesis de Planck enunciada en el 1900. Su modelo puede resumirse en tres postulados:

1. Los electrones giran alrededor del núcleo sólo en ciertas órbitas circulares estables donde al moverse no pierden energía (**órbitas estacionarias**)
2. Las únicas órbitas permitidas son aquellas cuya energía adopta unos valores determinados (y no cualquier valor). A estas órbitas les llamó **niveles de energía** y las representó con la letra

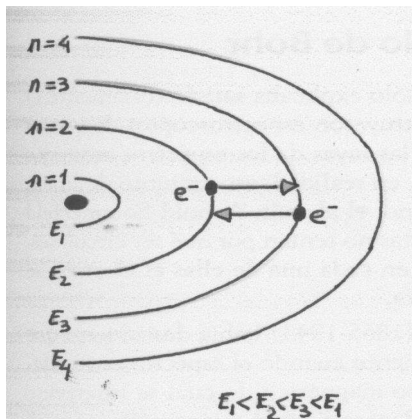
n , de manera que el más bajo es $n=1$, el segundo $n=2$ y así sucesivamente. Cuanto más alejado esté el nivel del núcleo, mayor será su energía

3. Los electrones pueden pasar de un nivel energético a otro mediante la absorción o emisión de un fotón de energía igual a la diferencia energética existente entre ambos niveles.

$$E_{\text{Foton}} = E_{\text{nivel de partida}} - E_{\text{nivel de llegada}} = h \cdot \nu$$

❖ **Vamos a aplicar el modelo de Bohr al átomo de hidrógeno:**

Según la energía disponible, el único electrón del átomo de hidrógeno puede estar en cualquiera de los niveles disponibles. Si imaginamos que se encuentra en el nivel 2, allí estará en una órbita circular sin

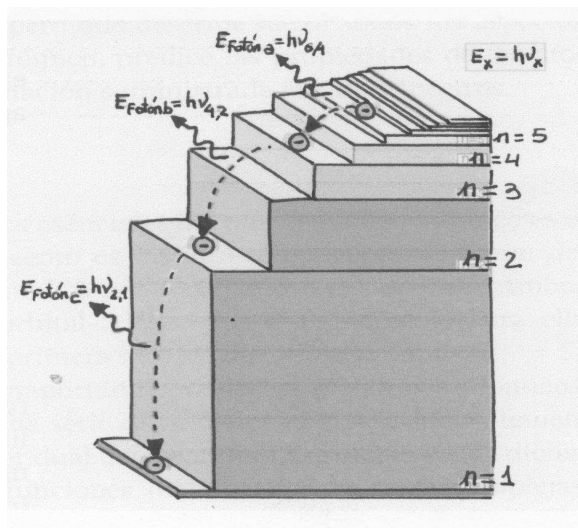
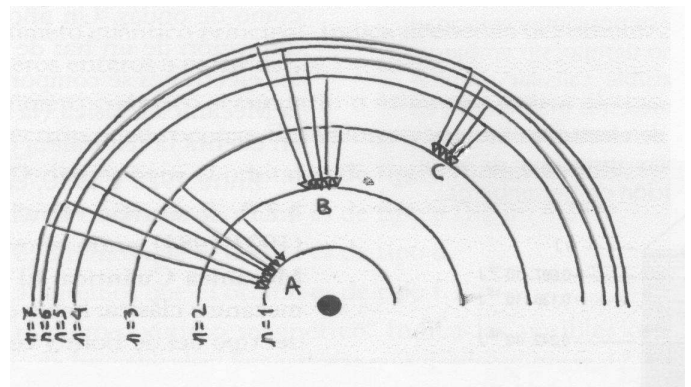


emitir energía. Si se le suministra un incremento de energía $\Delta E = E_3 - E_2$, promocionará al nivel 3 (si se le suministra un valor inferior no absorberá nada). Su situación en el nivel 3 es inestable, por ello el electrón tenderá a volver de nuevo al nivel 2 emitiendo el exceso de energía que ha recibido, y si el nivel 1 está disponible, caerá a este nivel porque es la situación más estable. Al hacer esto emitirá dos cuantos: el correspondiente al tránsito $n_3 \rightarrow n_2$ (de valor $E_3 - E_2$) y otro

$n_2 \rightarrow n_1$ (de valor $E_2 - E_1$).

EXPLICACIÓN DE LOS ESPECTROS ATÓMICOS

Al calentar un elemento gaseoso o cuando se le aplica una descarga eléctrica, los electrones absorben energía y promocionan a niveles superiores (estado excitado), posteriormente los electrones volverán a niveles de energías inferiores emitiendo así radiación (fotones) de unas frecuencias determinadas y características



de cada elemento. Como en una muestra de un elemento hay billones de átomos, en el espectro estarán representadas todas las posibles transiciones entre niveles y aparecerán todas las rayas posibles.

En la figura de la izquierda se representan los distintos niveles energéticos posibles en forma de escalera energética. A cada peldaño de la escalera se

le asigna un número, que coincide con el valor de n , y un valor energético determinado.

4-DISTRIBUCIONES ELECTRÓNICAS EN LOS ÁTOMOS

Con el avance de las técnicas espectroscópicas se descubre que surgen más líneas de las esperadas.

Teniendo esto en cuenta, se confirmaba la existencia de **subniveles energéticos** que integran cada uno de los niveles inicialmente postulados

Distribuciones electrónicas

- Los electrones del átomo se distribuyen en órbitas o capas alrededor del núcleo.
- Las distintas órbitas se identifican por un número entero, n , llamado **número cuántico principal**. Así para la primera capa (la más próxima al núcleo $n = 1$; para la segunda $n = 2$; para la tercera $n = 3$...
- El número de capas u órbitas que posee un elemento viene dado por el número del periodo en que esta situado en la tabla periódica
- Para distribuir los electrones en las capas se deben tener en cuenta unas reglas obtenidas de la experimentación:
 1. Las capas se van llenando por orden: primero se llena la de $n = 1$, a continuación $n = 2$, después $n = 3$...
 2. No se puede empezar a llenar una capa superior si aún no está llena la inferior.
 3. El número máximo de electrones que se puede alojar en cada capa es:

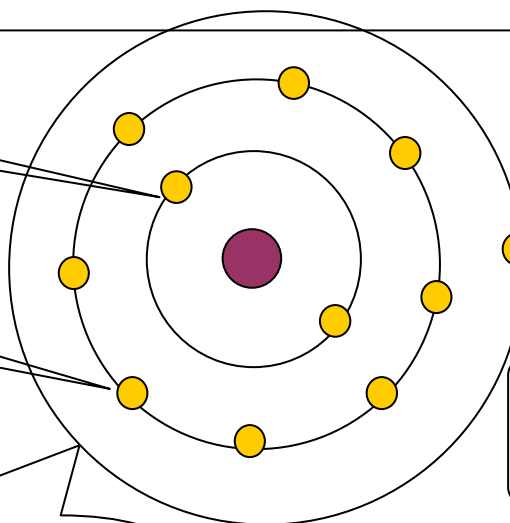
n	nº máx electrones
1	2
2	8
3	18
4	32

Primera capa ($n = 1$).
Nº máximo de electrones= 2

Segunda capa ($n = 2$).
Nº máximo de electrones= 8

La última capa, o capa más externa, recibe el nombre de "**capa de valencia**" y los electrones situados en ella "**electrones de valencia**".
En este átomo la capa de valencia es la tercera y tiene un solo electrón de valencia

Tercera capa $n = 3$.
Solamente tiene un electrón, aún podría alojar otros 17.



Configuración electrónica

- Los electrones se distribuyen en las capas ocupando los distintos niveles que en ellas existen

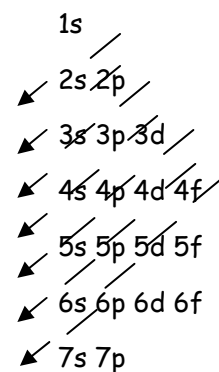
CAPA	NIVELES
1	s
2	s, p
3	s, p, d
4	s, p, d, f
5	s, p, d, f
6	s, p, d, f
7	s, p, d, f

- Cada nivel puede alojar un número máximo de electrones

NIVELES	Nº Max
s	2
p	6
d	10
f	14

- Los niveles se van llenando por orden y hasta que un nivel no está totalmente lleno no se pasa a llenar el siguiente

- El orden de llenado de los niveles se obtiene a partir del diagrama de Möeller.



- Considera el número de electrones que debes distribuir. Recuerda que el nº de electrones de átomo neutro viene dado por el número atómico Z

- Ve colocando los electrones por orden. Cuando un nivel se complete, pasa al siguiente

- Cuando hayas colocado todos los electrones habrás terminado

Ejemplos

Li	Z = 3	$1s^2 2s^1$
N	Z = 7	$1s^2 2s^2 2p^3$
Mg	Z = 12	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
Si	Z = 14	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$
S	Z = 16	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
Ar	Z = 18	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
Ti	Z = 22	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2 = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2 4s^2$
Ga	Z = 31	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1 = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^1$
Br	Z = 35	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5 = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$

EJERCICIOS

1. A la vista de lo aprendido, ¿qué aspectos de la teoría atómica de Dalton han perdido su validez científica?
2. En la tabla aparecen una serie de datos; ¿podrías completar las celdas vacías?

Símbolo	A	N	Nº protones	Nº electrones	${}^A_Z X$
Al	27		13		
Al	27			10	
K	39	20		18	
Zn		34	30		
Zn		34		28	

3. El cobre aparece de la naturaleza constituido por dos isótopos de masas 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.
4. Indica cuáles de las siguientes configuraciones no corresponden a un átomo en su estado fundamental:
 - a) $1s^2 2s^2 2p^5$
 - b) $1s^2 2s^2 2p^1 3s^1$
 - c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2 3d^3$
 - d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
5. 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
6. Se dice que se producen tres rayas espectrales cuando un electrón pasa de un determinado nivel al estado fundamental ¿Podrías decir cual es el nivel de partida?
7. Escribe la configuración electrónica del estado fundamental de las siguientes especies: S^{2-} , Ca^{+2} , F^- , y Al.
8. La ecuación $E_i = -\frac{13,6}{n_i^2} eV$ permite calcular la energía de los distintos niveles del átomo de hidrogeno. Dibuja un diagrama de niveles energéticos que incluya los cinco primeros.
9. Se observa que en el espectro del átomo de hidrogeno hay una línea que se corresponde a una absorción energética de $4,6 \times 10^{-19}$ J. Se pide:
 - a. Longitud de onda de la radiación absorbida correspondiente a la transición asociada a esta línea
 - b. Si el nivel superior de dicha transición es $n=5$ ¿Cuál es el número cuántico del nivel inferior?
10. Se observa que al absorber radiación electromagnética de ultravioleta y de longitud de onda $1,03 \times 10^{-7}$ m, el electrón del átomo de hidrogeno pasa del nivel energético $E_i = -13,6$ eV a un nivel superior. Indica cuál será este y calcula su energía. Considera la ecuación $E_i = -\frac{13,6}{n_i^2} eV$
11. De las siguientes configuraciones electrónicas di cuáles corresponden a estados fundamentales o excitados y a qué elementos químicos: a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 4s^1$ y $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

12. La energía necesaria para arrancar un electrón a un átomo de Cesio es 3,9 eV. Si esa energía es suministrada por un fotón, determina la frecuencia y la longitud de onda de la radiación correspondiente.

13. Justifica la existencia de los siguientes iones : Na^+ , Mg^{+2} , Cl^- , O^{2-} , P^{3-} , Hg^{+2} , Zn^{+2} , K^+
¿Qué tienen en común la configuración electrónica de los gases nobles?

14. Calcula la carga que transporta un mol de electrones.

15. Los rayos X tienen una longitud de onda que oscila entre 10^{-3} nm y 10nm. Calcula la energía correspondiente e intenta explicar por qué se llaman penetrantes a los primeros y blandos a los segundos.

16. Completa la tabla siguiente:

Elemento	Ca (Z=20)	O (Z=8)	Br (Z=35)	Al (Z=13)
Configuración electrónica				
Situación en la Tabla periódica				
Metal/no metal				
E.I (Elevado o pequeña)				

17. Deduce el número atómico, el periodo y el grupo de un elemento cuya configuración electrónica de la última capa es $5s^2 5p^2$. Haz lo mismo para un elemento de configuración $4s^2 3d^3$.