

EL ÁTOMO: TEORÍA Y EXPERIMENTOS (SÍNTESIS DEL TEMA)

Juan Francisco González Hernández

Resumen

Se resumen los contenidos y conceptos del tema de los modelos atómicos, estructura subatómica de la materia y sus principales consecuencias.

Índice

1. HISTORIA DE LOS MODELOS ATÓMICOS	3
1.1. Filosofía y átomos	3
1.2. Descubrimiento del electrón	3
1.3. Modelo atómico de Thomson	4
1.4. Descubrimiento del protón	5
2. MODELO ATÓMICO NUCLEAR	6
2.1. Experimento de Rutherford	6
2.2. Descubrimiento del neutrón	8
2.3. Otras partículas subatómicas	8
3. ELEMENTOS E ISÓTOPOS	9
3.1. Elementos químicos	9
3.2. Isótopos	10
3.3. Masa atómica y masa isotópica. Abundancia relativa.	10

4. ESPECTROS ATÓMICOS	10
4.1. Limitaciones del modelo de Rutherford	11
4.2. Radiación electromagnética	11
4.3. Espectros atómicos	12
4.4. Necesidad de un nuevo modelo atómico	13
5. GÉNESIS DE LA TEORÍA CUÁNTICA	13
5.1. Conflicto con la Física Clásica	13
5.2. Hipótesis cuántica de Planck	14
6. EL EFECTO FOTOELÉCTRICO	14
7. MODELO ATÓMICO DE BÖHR	15
7.1. Bases del modelo de Böhr	16
7.2. Postulados del modelo de Böhr	16
7.3. Consecuencias del modelo de Böhr	17
7.4. Limitaciones del modelo de Böhr	18
8. MODELO CUÁNTICO DEL ÁTOMO	18
8.1. Hipótesis de De Broglie	18
8.2. Principio de indeterminación de Heisenberg	19
8.3. Modelo mecanocuántico del átomo	19
8.4. Configuración electrónica	20
9. SISTEMA PERIÓDICO Y FÍSICA CUÁNTICA	21
10. PROPIEDADES PERIÓDICAS	23
10.1. Radio atómico	23
10.2. Radio iónico	24
10.3. Radio covalente	24
10.4. Energía de ionización	25
10.5. Electronegatividad	25
10.6. Afinidad electrónica	25
10.7. Volumen atómico	26
A. EJERCICIOS RESUELTOS	26
A.1. Modelo de Böhr: cálculos típicos	26
A.2. Configuraciones electrónicas	27
B. FORMULARIO	30

1. HISTORIA DE LOS MODELOS ATÓMICOS

1.1. Filosofía y átomos

La noción de átomo se debe a Leucipo y Demócrito, que, al igual que otros filósofos de hace siglos, debatían sobre la cuestión de la divisibilidad última de la materia, entre otras ideas.

La idea de la Teoría Atómica fue recuperada por Dalton, quien la usó para explicar, entre otras cosas, las leyes ponderales de la Química, tal y como hemos visto en el tema anterior. Sin embargo, lo que se creía indivisible por concepto, se demostró que no lo era. Y avances en los estudios de los elementos y compuestos químicos, unidos a otros descubrimientos que inicialmente pasaron inadvertidos, llevó a la necesidad de considerar el mismo concepto de átomo, inicialmente sin estructura, como algo compuesto, conservándose el nombre por motivos históricos. En particular, el descubrimiento del electrón, del protón, del neutrón, del positrón y, más tarde, de otras partículas subatómicas como el neutrino, el muón, los mesones y todo un conjunto cada vez mayor de partículas provocó la elaboración de un marco más general, y matemáticamente mucho más sofisticado, para describir la estructura atómica y subatómica.

1.2. Descubrimiento del electrón

La existencia de una partícula eléctrica con carga negativa ya había sido propuesta por Michael Faraday en 1833, y fue denominada electrón por Stoney en 1874, pero su existencia no fue probada experimentalmente hasta el año 1897 por el físico J.J.Thomson.

La manera en que fue descubierto el electrón fue muy ingeniosa. Se sabía que los gases eran aislantes casi perfectos de la electricidad, pero, a finales del siglo XIX se observó que, colocando un gas a baja presión en un tubo de vidrio y, aplicando una diferencia de potencial elevada mediando dos electrodos en los extremos, los gases se volvían conductores y aparecían chispas e indicios de quedarse eléctricamente cargados. El resultado final era que se iluminaba la pared del tubo opuesta al cátodo.

Los rayos **catódicos** eran unas emisiones de partículas, procedentes del cátodo, que incidían en el ánodo iluminándolo. La realización de experimentos

con los rayos catódicos revelaron sus características:

1. Los rayos catódicos *se propagan en línea recta*.
2. Los rayos catódicos *se desvían al aplicar un campo eléctrico o magnético*. Esto implica que los rayos catódicos deben estar compuestos de partículas cargadas eléctricamente y, además, con carga negativa al desviarse hacia la zona positiva del campo eléctrico.
3. Los rayos catódicos *están formados por partículas y, por tanto, poseen un momento lineal*. La demostración de esto se hacía colocando unas aspas en forma de molino en el ánodo de forma que, al impactar los rayos catódicos contra éstas, las hacían girar.
4. La **relación entre la carga y la masa de las partículas** que forman los rayos catódicos *era constante e independiente del gas* contenido en la descarga.

Estos experimentos con rayos catódicos, llevaron a Thomson a probar la existencia de los electrones, que eran precisamente las partículas cargadas de las que estaban constituidos estos rayos.

1.3. Modelo atómico de Thomson

Thomson sabía que los átomos eran, en su forma más estable, eléctricamente neutros. Sin embargo, ciertas observaciones le llevaron a cuestionar el modelo atómico de Dalton y a proponer su propio modelo de estructura atómica. Este modelo se conoce también como el modelo “del pastel con pasas”. Se creó para explicar las siguientes observaciones:

1. Algunos cuerpos adquieren carga eléctrica por frotamiento.
2. Determinados compuestos se descomponen mediante el paso de la corriente eléctrica a través de ellos (proceso denominado *electrólisis*).
3. Los experimentos realizados con rayos catódicos invalidaban en última instancia la indivisibilidad del átomo propugnada por el modelo de Dalton.
4. La existencia de sustancias denominadas radioactivas, que emitían partículas cargadas, transmutándose en otras perdiendo masa de forma “inexplicable”.

Thomson, al pensar sobre estos resultados, determinó que el modelo de Dalton no era válido y que el átomo constaba de dos “ingredientes”. De esta forma, propuso un nuevo modelo basado en las siguientes hipótesis:

1. **Un átomo consiste de una masa o fluido de carga positiva**, *en donde se encuentran incrustados los electrones*, a modo de pasas en un pastel o pudin.
2. **El átomo no es indivisible**, y está formado por partículas subatómicas de carga negativa, los electrones, que se mueven por la masa fluida positiva.
3. **Hay tanta carga positiva en una átomo, como carga negativa poseen los electrones**. Así, los átomos son, en principio, eléctricamente neutros.

1.4. Descubrimiento del protón

Paralelamente, durante el estudio más detallado de los rayos catódicos, el físico alemán Goldstein observó que al usar un cátodo finamente perforado o agujereado, en la pared posterior se observaba también la aparición de cierta luminosidad. En 1886, Goldstein propuso llamar a esta radiación, proveniente del ánodo (a diferencia de los rayos catódicos usuales), **rayos canales**, aunque el propio J.J.Thomson propuso llamarlos también **rayos positivos** o rayos **anódicos**. Los rayos canales presentaban unas propiedades similares a los rayos catódicos pero diferían en otras:

1. Se propagan en línea recta.
2. Son desviados por campos eléctricos y magnéticos, al estar formados también por partículas cargadas, pero, en este caso, con carga positiva.
3. Hacen girar las aspas de un molino colocado oportunamente al final del cátodo.
4. A diferencia de los rayos catódicos, la relación entre la carga y masa de las partículas que forman los rayos canales sí que depende del gas que se halla en el interior del tubo. En particular, si el gas en el tubo de descarga era hidrógeno, la relación carga-masa de las partículas cargadas adquiriría su máximo valor, y, al compararlo que la relación carga-masa del electrón era, aproximadamente, unas 2000 veces mayor que ésta (más precisamente, unas 1836 veces).

La conclusión que se extrajo de los experimentos con rayos canales, es que estaban formados por partículas de carga positiva. Esta nueva partícula no fue descubierta hasta el año 1914, y se denominó **protón**.

Los valores de las cargas eléctrica y masa del protón son los siguientes:

- Carga del protón: $q_p = +1,6 \cdot 10^{-19}C$
- Masa del protón: $m_p = 1,673 \cdot 10^{-27}kg$

mientras que para el electrón estas magnitudes valen

- Carga del electrón: $q_p = -1,6 \cdot 10^{-19}C$
- Masa del electrón: $m_p = 9,1 \cdot 10^{-31}kg$

2. MODELO ATÓMICO NUCLEAR

El modelo atómico de Thomson, aunque sencillo explicaba gran cantidad de experimentos con rayos catódicos y canales. Sin embargo, se rechazó por la evidencia de un nuevo experimento que revolucionaría el conocimiento que se tenía de la estructura interna de la materia.

2.1. Experimento de Rutherford

Rutherford, alumno de Dalton, propuso un nuevo modelo atómico para tratar de explicar un experimento que hizo realizar a unos estudiantes y becarios suyos, Geiger y Müller. Rutherford tenía mucha experiencia de trabajo con partículas alfa, y pensó que podría usarla para sondear el interior del átomo. El experimento consistía en estudiar la desviación de las partículas alfa que emitía una fuente radioactiva cuando se hacía colisionar dichas partículas alfa contra una lámina de oro finísima, y estudiar dicha desviación mediante la colocación de una pantalla o detector alrededor de la lámina, compuesto por sulfuro de cinc. Para sorpresa de los estudiantes, y del propio Rutherford, se observaba lo siguiente:

- Muchas partículas alfa pasaban sin desviarse a través de la lámina de oro. Eso se esperaba.
- Algunas partículas alfa se desviaban en una dirección oblicua, formando un ángulo menor de noventa grados, superior a diez grados, con respecto a la dirección original. Eso también se esperaba, aunque quizás no en el orden de magnitud apropiado. En un porcentaje del 0,01 % se desviaban

- Unas pocas partículas alfa rebotaban en la lámina de oro, formando un ángulo mayor de 90° pero menor de 180° , en un porcentaje inferior al anterior. Esto era algo desconcertante por la frecuencia con la que ocurría, pero también era comprensible aunque más difícilmente con el modelo atómico de Dalton.
- De vez en cuando, algunas partículas alfa chocaban contra la lámina de oro y ¡rebotaban hacia atrás! formando 180° con respecto a la dirección de la partícula inicial. Este choque tan perfectamente elástico **no se esperaba** y refutaba el modelo de Thomson.

¿Cómo explicó Rutherford este experimento? Sencillo: propuso un nuevo modelo atómico. La explicación de estas evidencias y resultados experimentales es que los modelos de Dalton y Thomson son erróneos. El átomo tiene una estructura muy rica en su interior. El modelo que propone Rutherford consta de las siguientes hipótesis o postulados:

1. **El átomo tiene una estructura interna** “*planetaria*” o “*nuclear*”. Está formado, por tanto, por dos zonas diferenciadas: el **núcleo** y la **corteza**.
2. **El núcleo posee toda la carga positiva del átomo y contiene casi toda la masa del mismo.** Su tamaño (aproximadamente de $1\text{ fm} = 10^{-15}\text{ m} = 10^{-5}\text{ \AA}$) es muy pequeño comparado al del átomo. Posteriormente se descubrió que el núcleo lo formaban dos tipos de partículas: los protones (de carga positiva) y los neutrones (sin carga eléctrica).
3. **La corteza está formada por electrones, de carga negativa, y poca masa** (prácticamente despreciable frente a la masa del núcleo), que orbitan en torno al núcleo y ocupan casi todo el volumen.
4. **El espacio comprendido entre corteza y núcleo es, sobre todo, espacio “vacío”**, al igual que el espacio interatómico.

La única propiedad cuantitativa de este modelo es que propone, por primera vez, una razón por la que orbitan los electrones alrededor del núcleo. Rutherford postula que la fuerza eléctrica es la que hace girar a los electrones alrededor del núcleo.

$$F_e = F_c \iff K \frac{Q_1 Q_2}{r^2} = m \frac{v^2}{r}$$

Sin embargo, este modelo presentaba dificultades en relación a la teoría electromagnética de la luz, y no explicaba los espectros atómicos. Hacía falta

algo más para explicar la fenomenología atómica, y tuvieron que pasar unos años hasta que se obtuvieron modelos más precisos, aunque también mucho más sorprendentes.

2.2. Descubrimiento del neutrón

Pocos años después de su experimento, y una vez conocidas las cargas eléctricas y masas del protón y del electrón, Rutherford observó que la suma de la masa de los protones y electrones que formaban los átomos era inferior a la masa real del átomo (¡menudo problema!), cuya masa real era aproximadamente, pero no exactamente, el doble. Eso le llevó a pensar que debería existir otra partícula, pero sin carga eléctrica, con una masa muy similar a la del protón pero no igual, situada en los núcleos y que había pasado inadvertida en los experimentos anteriores con rayos catódicos, canales y en su propio experimento de dispersión de partículas alfa.

Esta partícula, que se denominó **neutrón**, fue identificada por Chadwick en el año 1932. Sus propiedades de masa y de carga son las siguientes:

- Carga del neutrón: $q_n = +0C$
- Masa del neutrón: $m_n = 1,675 \cdot 10^{-27} kg$

Como vemos, el neutrón es un poco más pesado que el protón.

2.3. Otras partículas subatómicas

Lo más desconcertante de los experimentos posteriores con partículas subatómicas, es que fueron apareciendo otras partículas, especialmente en el régimen de escalas del tamaño del núcleo atómico. Su clasificación actual es complicada, y dita de estar totalmente comprendida.

En grandes rasgos, hay dos tipos de partículas: las partículas de materia (**fermiones**, denominados *leptones* y *quarks*) y las partículas portadoras de fuerza (**bosones**, o *partículas intermediarias* “*gauge*”). El grupo de los leptones se agrupa en tres generaciones: el **electrón** (*y su neutrino* asociado), **el muón** (*y su neutrino* asociado) y **el tauón** (*y su neutrino* asociado). Un neutrino no es más que una partícula neutra muchísimo más pequeña que el neutrón, necesaria para entender el fenómeno de las desintegraciones beta de los núcleos.

El electrón, el muón y el tauón son partículas eléctricas cargadas, con una masa creciente (el muón y el tauón pueden ser imaginados como electrones “gordos”).

Por otra parte, los quarks también se agrupan en 3 generaciones y 6 tipos de “sabores” (o flavours), que aparecen en parejas. Así, tenemos el quark up (arriba) y el down(abajo) , el charm (encanto)y strange (extraño), el bottom (o beauty) y el top (o truth).

Las partículas interactúan entre sí mediante partículas de fuerza, **bo-sones**, que dependen de la interacción. Para las interacciones electromagnéticas tenemos el *fotón* (sin masa), mientras que para las interacciones nucleares débiles se necesitan partículas \mathbf{W}^+ , \mathbf{W}^- , \mathbf{Z} , que son fotones con masa y carga eléctrica (salvo el \mathbf{Z} , que tiene masa pero carga nula). Para las interacciones nucleares fuertes, que ligan a los quarks en forma de hadrones en parejas (llamado *mesones*) o en tríos (llamado *bariones*), tenemos un total de 8 *gluones* (sin masa). Para la gravedad se especula que existe un bosón llamado **gravitón** que será muy difícil de detectar. Además, hay una partícula cuya existencia predicen los actuales modelos de Física de Altas energías, llamada el bosón de Higgs, de masa desconocida, pero que es vital intentar encontrar. De su existencia y hallazgo dependen los actuales modelos de Física Subatómica.

3. ELEMENTOS E ISÓTOPOS

Como los átomos están hechos de núcleo y corteza, y éstos, a su vez de protones, neutrones y electrones, podemos definir nuevos conceptos que ayuden a entender los fenómenos y procesos químicos.

3.1. Elementos químicos

Para un determinado elemento químico, el número de protones que contiene cada uno de los átomos es constante y determinado (fijo). Este número se llama número atómico y se representa por la letra Z .

Aparte de los protones, los elementos pueden tener un número diferente de neutrones en su núcleo, lo que nos lleva a definir el denominado número másico: “la suma del número de protones y neutrones de un átomo se llama número másico y se representa por la letra A .” La fórmula matemática que

permite calcular el número másico, a partir del número atómico, Z , y del número de neutrones es muy simple y sencilla:

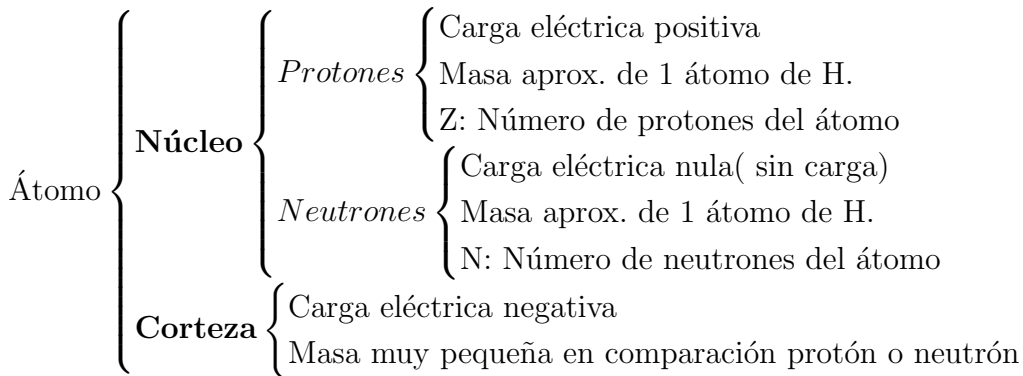
$$A = Z + N$$

3.2. Isótopos

Se denomina **isótopo** a todo átomo de un mismo elemento que se diferencia de otro solamente en su número de neutrones N , y en su número másico A , pero no en su número atómico, Z .

3.3. Masa atómica y masa isotópica. Abundancia relativa.

Para calcular la masa atómica de un elemento que posee diferentes isótopos, cada uno con una abundancia relativa dada en la Tierra, debemos primero conocer la masa isotópica de los diferentes átomos de un elemento. Sabiendo la abundancia relativa isotópica de cada uno de los isótopos, expresados como porcentajes, y que representa el número total de átomos de cada isótopo respecto del total del elemento en un medio natural como nuestro planeta.



4. ESPECTROS ATÓMICOS

El modelo de Rutherford, aunque explicaba el experimento de dispersión, adolecía de ciertas dificultades o limitaciones técnicas.

4.1. Limitaciones del modelo de Rutherford

- La hipótesis del movimiento en órbitas circulares alrededor del núcleo chocaba frontalmente con la teoría electromagnética de la luz que se conocía. La teoría electromagnética clásica de la luz señalaba que cualquier partícula cargada, en particular el electrón, debía emitir energía en forma de radiación electromagnética, lo que, por un lado no ocurría, y por otro planteaba dudas sobre la estabilidad de la materia que no se correspondía con las observaciones.
- Efectivamente, si los electrones perdían energía en su movimiento por la emisión de ondas electromagnéticas, los electrones deberían precipitarse al núcleo. Se podía calcular el tiempo que tardaría en tener ese colapso atómico y estaba en contra de las observaciones.
- El modelo de Rutherford no explicaba de ninguna manera la existencia de los denominados **espectros atómicos**.

4.2. Radiación electromagnética

Cuando una partícula cargada cambia su velocidad, emite radiación electromagnética, que consiste en un campo eléctrico y magnético que vibran u oscilan de manera perpendicular, y se transmiten en forma de ondas.

Las ondas electromagnéticas se caracterizan por una serie de parámetros físicos:

- **Amplitud, A.** Corresponde a la máxima separación de un punto de la onda respecto de su posición de equilibrio. Se mide en metros.
- **Frecuencia, f.** Es el número de vibraciones que realiza la onda por unidad de tiempo. Se mide en hercios, equivalente a s^{-1} .
- **Período, T.** Es el tiempo que tarda en realizar una vibración completa la onda.
- **Longitud de onda, λ .** Corresponde a la longitud que recorre la onda en un período. Su unidad es el m^{-1} .
- **Velocidad de onda, v.** Es la velocidad con la que se propaga la onda. Como todo el mundo sabe, la velocidad de la luz en el vacío es aproximadamente $3 \cdot 10^8 ms^{-1}$.

Estas magnitudes pueden, en algunos casos, relacionarse entre sí mediante las fórmulas siguientes:

$$f = \frac{1}{T}$$
$$v = \lambda f$$

El conjunto de todas las longitudes de onda, o, equivalentemente, de todas las frecuencias que puede alcanzar la luz se llama espectro electromagnético, una de cuyas partes es el espectro llamado visible, que es el que el ojo humano es capaz de percibir y registrar.

4.3. Espectros atómicos

Desde Newton, se conocía que haciendo pasar un haz de luz blanca a través de un prisma de vidrio, ésta se descompone en una serie de “colores”. A la descomposición de la luz en sus diferentes componentes se le llama espectro.

Si tomamos un tubo de una gas a baja presión, como hemos visto, se le podía electrificar y, además, hacer emitir luz que puede ser analizada. A la radiación emitida por un elemento químico en estado gaseoso se le puede hacer atravesar un prisma de forma análoga a la luz blanca o visible. El hecho sorprendente es que se obtiene no un arco iris continuo sino un conjunto de líneas de colores, correspondientes a unas determinadas frecuencias o longitudes de onda, separadas por franjas oscuras. A este conjunto se le llama **espectro de emisión** del elemento. Además, las líneas dependen de la naturaleza del elemento químico en cuestión, y permiten identificarlo de otros¹.

Las sustancias no sólo puede emitir, sino también absorber energía electromagnética. Si hacemos que una radiación electromagnética pase a través del tubo con gas a baja presión, y se registra dicha radiación, se observa un espectro coloreado de forma continua en el que aparecen unas rayas oscuras, correspondientes a las frecuencias que el elemento gaseoso ha absorbido. El conjunto de estas líneas se llama **espectro de absorción** y, para un elemento fijo, las rayas oscuras del espectro de absorción corresponden a las rayas brillantes que aparecían en el espectro de emisión.

¹Es una especie de huella dactilar para los elementos químicos.

4.4. Necesidad de un nuevo modelo atómico

La aparición de diferentes líneas en un espectro significa que dentro del átomo existen una serie de estados energéticos diferentes, y que no todo valor de la energía de una radiación electromagnética (que es un continuo) sirve para producir una determinada línea. Este hecho, y que el átomo de Rutherford era inestable clásicamente, dejaba patente a los científicos que hacía falta una nueva teoría para explicar de forma cuantitativa y precisa la estructura de interna del átomo, en particular y especialmente los espectros de energía de los mismos.

5. GÉNESIS DE LA TEORÍA CUÁNTICA

Un experimento sencillo consiste en calentar un trozo de metal, por ejemplo hierro. Cuando la temperatura del hierro es baja, aunque sentimos el calor, éste no emite luz. Sin embargo, al elevar la temperatura, el hierro comienza a emitir radiación visible, en tono rojizo, y al elevarl aún más pasa a tener un color amarillo. El estudio de la radiación electromagnética que emite un cuerpo al calentarse se llama “problema del cuerpo negro”. En particular, representando gráficamente la longitud de onda (o frecuencia) en función de la temperatura se obtienen unos diagramas representativos. En particular, destacan dos propiedades muy interesantes:

1. Casi toda la radiación corresponde al infrarrojo, y a medida que la temperatura aumenta, aparece radiación en regiones de menor longitud de onda, hasta alcanzar el visible.
2. Las curvas de la radiación presenta una forma de campana. Así, la radiación que emite presenta un valor máximo para una determinada longitud de onda, que depende del material que calentamos.

5.1. Conflicto con la Física Clásica

A finales del siglo XIX, debido a que la teoría clásica establecía que la energía se absorbía y emitía de forma continua, pero, en el dominio del átomo, se observaba que era así, sino que se emitía y absorbía radiación en forma discreta o discontinua, llevó a reconsiderar este planteamiento porque los osciladores clásicos no tenían dicha propiedad. Fue Planck el precursor de una idea que lo cambiaría todo, pero que era la única manera de explicar los espectros de energía del cuerpo negro.

5.2. Hipótesis cuántica de Planck

Max Planck, al estudiar el espectro de energía del cuerpo negro durante un tiempo, resolvió que la única forma de compatibilizar las gráficas de la energía frente a la longitud de onda era suponer que la energía se absorbe y emite de forma discreta y no continua como decía la teoría clásica. Fue lo que él denominó hipótesis de los cuanta, o hipótesis cuántica:

*“La energía absorbida o emitida por un oscilador es un múltiplo entero de un paquete, quanta, o corpúsculo de energía mínimo o elemental, que llamamos **cuanto de energía**.”*

Matemáticamente, esta hipótesis es muy sencilla

$$E = Nhf$$

en donde N es un número entero positivo no nulo (1,2,3,...), h es una constante de valor $6,63 \cdot 10^{-34} Js$, que se vino en llamar constante de Planck, y f es la frecuencia de la radiación.

La hipótesis de Planck representó un cambio de concepción y paradigma en la concepción de la energía entre Física Clásica y Física Cuántica, como acabó de denominarse a la Física fundamentada sobre dicha nueva hipótesis. Es decir, si la materia y sus osciladores podían emitir y absorber luz sólo de forma cuantizada o discreta, ¿por qué no le iba a ocurrir lo mismo a la propia luz y radiación electromagnética? Bien, de hecho, esto también acabó descubriéndose y explicándose relativamente rápido.

6. EL EFECTO FOTOELÉCTRICO

Cuando la luz incide sobre un metal, se observa una respuesta eléctrica. El metal emite electrones, que debido a su origen se llaman en ocasiones “fotociones”. Este fenómeno físico se conoce por el nombre de **efecto fotoeléctrico**.

Experimentalmente, se sabe que:

1. La emisión de los fotociones sólo se produce a partir de una determinada frecuencia, típica y característica para cada metal, llamada frecuencia **umbral**, y que se simboliza con la letra f_0 .
2. Los fotociones son emitidos con cierta velocidad por el metal, y poseen cierta energía cinética.

La Física Clásica consideraba la luz como una onda electromagnética, y, con dicha descripción ondulatoria, resultaba imposible explicar todas las características del efecto fotoeléctrico. Fue A. Einstein quien explicaría el fenómeno en 1905, por cuyo trabajo se le otorgaría el Premio Nobel de Física en el año 1921. La explicación es sumamente “sencilla”, aunque rompe moldes con los preconceptos clásicos sobre la luz, y está basada esencialmente en el principio de conservación de la energía y en la hipótesis corpuscular de Planck, aplicados a la luz.

Einstein propone considerar a la luz como un conjunto de partículas o cuantos, que llamamos hoy fotones, y que portan una energía dada exactamente por la ecuación de Planck, $E = hf$. Ahora, aplicando el principio de conservación de la energía, la energía del fotón se empleará en arrancar los electrones de la superficie del metal, por un lado, y en proporcionar al electrón una determinada energía cinética. Matemáticamente:

$$\begin{aligned} (\text{Energía del fotón incidente}) &= (\text{Energía para arrancar al electrón}) + \\ &+ (\text{Energía cinética del electrón}) \end{aligned}$$

o bien, simbólicamente

$$hf = \Phi + \frac{1}{2}m_e v^2$$

y en donde hf es la energía de los fotones incidentes sobre el metal, $\Phi = hf_0$ es el trabajo o energía de extracción (del electrón) del metal y m_e es la masa del electrón en la expresión de la energía cinética. En el trabajo de extracción distinguimos también la frecuencia umbral, f_0 . Si la frecuencia de la luz es menor que la umbral, no se produce efecto fotoeléctrico, pese a que la intensidad de luz sea muy grande. La clave no es la intensidad o cantidad de luz, sino en la energía que poseen los fotones que integran la radiación.

Este fenómeno demuestra que la luz puede comportarse como partícula, no sólo como onda como creían los físicos clásicos. Esta situación, en la que un objeto o entidad física tiene un carácter dual, en la que según el experimento concreto se comporta bien como partícula o bien como onda (pero no de ambas formas), se denomina **dualidad onda-partícula**.

7. MODELO ATÓMICO DE BÖHR

Niels Böhr, un físico danés, intentó explicar los espectros atómicos usando la hipótesis de Planck. Estableció así un nuevo marco para los modelos

atómicos, de los cuales él fue pionero en usar la teoría cuántica.

7.1. Bases del modelo de Böhr

Es un modelo que explica el átomo de hidrógeno al completo en su fenomenología, al tiempo que es consistente o equivalente a la explicación de este átomo por la Física Cuántica, por lo cual es doblemente interesante. Sobre todo, porque es el primer modelo cuantitativo, no sólo cualitativo, que ofrece poder predictivo y explicativo, aunque sea sólo para el átomo más simple: el hidrógeno.

Las bases experimentales que llevaron a la proposición de este modelo fueron las siguientes:

1. El espectro atómico del átomo de hidrógeno. Al contrario de lo que esperaba la teoría clásica, presentaba un número discreto de líneas de colores (espectro de emisión) y un número discreto de líneas oscuras (espectro de absorción). Bien estudiado por los espectroscopistas del siglo XIX, la fórmula de Balmer permaneció inexplicada hasta que Böhr enunció y cuantificó su modelo. La fórmula de Balmer para el átomo de hidrógeno es:

$$E(n, m) = R \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2} \right)$$

en donde n y m son números enteros positivos no nulos, con $n < m$.

7.2. Postulados del modelo de Böhr

Las hipótesis o postulados del modelo de Böhr son:

1. Los **electrones giran en órbitas circulares estables y fijas alrededor de un núcleo**, de forma que *mientras lo hacen no emiten o absorben energía*. Dichas órbitas son estacionarias (a pesar de lo que diría en principio la teoría clásica del electromagnetismo).
2. **Las únicas órbitas permitidas son aquellas en las que la magnitud llamada momento angular es un múltiplo de la constante de Planck dividido por dos veces el número pi**. $L = mvr = \frac{nh}{2\pi} = n\hbar$, y dicha ecuación se conoce como *condición cuántica*. El número entero n toma los valores enteros positivos y no nulos (1,2,3,...), y se llama **número cuántico principal**.

3. **Cuando se emite o absorbe energía**, la energía del fotón emitido o absorbido verifica la relación o hipótesis de Planck, $\Delta E = hf$. En esta expresión, ΔE es la diferencia de energía entre las órbitas, f es la frecuencia de la radiación (la luz), y h es la constante de Planck.

7.3. Consecuencias del modelo de Böhrr

Las consecuencias del modelo de Böhrr se pueden resumir en dos ecuaciones matemáticas que pueden deducirse de las hipótesis del modelo:

1. Los radios de las órbitas posibles para los electrones no pueden ser cualesquiera, sino que están cuantizados. La expresión que determina los radios, en nanómetros, es

$$r_n = 5,26 \cdot 10^{-2} n^2 \text{ nm} = 0,526 n^2 \text{ \AA}$$

y donde $n = 1, 2, 3, \dots$ es el número cuántico principal.

2. La energía que posee un electrón en una órbita sigue la relación siguiente

$$E_n = -\frac{13,6 \text{ eV}}{n^2} = -\frac{2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J}}{n^2}$$

De hecho, si en la segunda consecuencia tomamos dos niveles diferentes, obtenemos la fórmula de Balmer que los espectroscopistas habían encontrado en el siglo XIX. Los saltos de los electrones suelen dibujarse mediante un conjunto de flechas que acaban en un mismo nivel energético. Este conjunto de flechas que acaban en el mismo nivel se corresponde a un conjunto de líneas espectrales y se denomina **serie espectral**. De esta forma se pueden distinguir, por ejemplo, cuatro series llamadas hoy día principales (por motivos que no mencionaremos aquí...):

- **Serie de Lyman**. Corresponde a los saltos electrónicos que terminan en la órbita más interna, $n = 1$. Las líneas aparecen en el ultravioleta (UV).
- **Serie de Balmer**. Corresponde a saltos o transiciones electrónicas que llevan electrones exteriores hasta el nivel $n = 2$. Estas líneas se encuentran en la parte visible del espectro (y fueron históricamente las primeras en estudiarse, por Balmer).
- **Serie de Paschen**. Son transiciones que terminan en el nivel $n = 3$. Las líneas correspondientes se hallan en la región infrarroja del espectro (IR).

- **Serie de Brackett.** Son saltos o transiciones que acaban en el nivel $n = 4$. Las líneas también se hallan, como las anteriores, en el infrarrojo (IR).

7.4. Limitaciones del modelo de Böhr

A pesar de las bondades del modelo cuántico desarrollado por Böhr, éste resultaba aún demasiado intuitivo y muy limitado, porque incluso se demostró que no explicaba la naturaleza completa del átomo de hidrógeno. Así, tenía, entre otros problemas, los siguientes:

1. No explicaba el desdoblamiento que se observaba en diversas líneas, cuando se aumentaba la resolución del espectroscopio.
2. No explicaba el desdoblamiento de las líneas espectrales del átomo de hidrógeno cuando se aplicaba un campo magnético de cierta intensidad. Es lo que se denomina efecto Zeeman. De hecho, según fuera la intensidad del campo magnético, las líneas se desdoblan de cierta forma.
3. No explicaba la multiplicidad de líneas observada en átomos polielectrónicos. Es decir, no explicaba el espectro de los otros elementos, por ejemplo, el helio.

Estos hechos llevaron al desarrollo de una teoría, llamada Mecánica Cuántica, que permitiera explicar los fenómenos que no tenían cabida ni en los modelos clásicos ni en el modelo de Böhr.

8. MODELO CUÁNTICO DEL ÁTOMO

El modelo mecanocuántico del átomo, aún en vigor en nuestros días, se rige por una serie de principios, propiedades y postulados que enumeramos a continuación.

8.1. Hipótesis de De Broglie

Esta hipótesis señala que:

Todas las partículas subatómicas, como los electrones o protones, por ejemplo, pueden ser considerados también como *ondas de materia*, es decir, desde el punto de vista ondulatorio.

La expresión matemática que liga la longitud de onda asociada a una partícula, con su momento lineal es

$$\lambda = \frac{h}{p} = \frac{h}{mv}$$

8.2. Principio de indeterminación de Heisenberg

Este principio choca frontalmente como la certidumbre que se pensaba estaba afincada en la Física Clásica, para quedarse. Este principio señala lo siguiente:

Es **imposible** conocer *de forma simultánea*, **con precisión**, la *posición y momento* (velocidad) de una partícula cuántica, como el electrón, por ejemplo.

Matemáticamente tiene varias expresiones particulares, tales como :

$$\Delta x \Delta p \geq \frac{\hbar}{2}$$

$$\Delta E \Delta t \geq \frac{\hbar}{2}$$

y una expresión general para dos *observables* u operadores mecanocuánticos arbitrarios conjugados (con dimensión de *acción*):

$$\Delta A \Delta B \geq \frac{\hbar}{2}$$

8.3. Modelo mecanocuántico del átomo

De la combinación del principio de Heisenberg con la hipótesis de De Broglie se deduce que carece de sentido en la Teoría Cuántica considerar que los electrones tienen unas órbitas fijas definidas. Esto conduce a introducir la noción de *orbital*. Un **orbital** es la región del espacio donde es más probable encontrar al electrón cuando éste posee cierta energía.

Para poder describir correctamente el comportamiento de los electrones en los orbitales, los mismos se caracterizan por un determinado conjunto de números, llamados número cuánticos:

- **Número cuántico principal, n.** Define la energía o nivel del orbital. Puede tomar cualquier valor entero positivo y no nulo $n = 1, 2, 3, \dots$

- **Número cuántico secundario u orbital, l .** Define los subniveles dentro de cada nivel de energía y determina la forma geométrica del orbital. Puede tomar cualquier valor desde cero hasta $n - 1$. Normalmente, se usa la notación espectroscópica (s, p, d, f, g, h,...) para los números 0, 1, 2, 3, 4, 5,...
- **Número cuántico terciario o magnético, m_l .** Determina la orientación espacial del orbital y el reparto de electrones por cada subnivel del orbital. Toma los valores enteros comprendidos entre $-l$ y $+l$, inclusivos. Este número, además, permite explicar el desdoblamiento de las líneas en presencia de un campo magnético. Hay un total de $2l + 1$ electrones por cada subnivel.
- **Número cuántico de espín, m_s .** Introducido para explicar ciertos experimentos, fue una total sorpresa. Toma en el caso del electrón los valores $\frac{1}{2}$ y $-\frac{1}{2}$. Representa un tipo de estructura interna adicional que posee el electrón, similar a un momento angular.

Además, los números cuánticos anteriores juegan un papel decisivo en la estructura electrónica de un átomo. De hecho, los electrones cumplen el denominado **principio de exclusión de Pauli**, que señala que, para un átomo (y también, análogamente, para núcleos o partículas de tipo fermiónico), no pueden existir dos electrones que posean los cuatro números cuánticos iguales.

8.4. Configuración electrónica

Se llama configuración electrónica de un átomo a la colocación de los electrones en los diferentes niveles y subniveles de energía. La colocación de los electrones en los diferentes niveles y subniveles de energía sigue una serie de reglas, en cierta forma semiempíricas o semiteóricas, deducidas de la Mecánica Cuántica. A parte del mencionado anteriormente principio de exclusión de Pauli, las reglas son cinco:

1. Los electrones se distribuyen en un átomo por niveles de energía, es decir, según el número cuántico principal n , además, tienden a ocupar el estado de mínima energía posible, llamado fundamental. Las configuraciones que no son de mínima energía, y que existen, se llaman configuraciones o estados excitados del átomo o ión particular.
2. Los niveles de energía tienen una capacidad limitada para albergar electrones. El número posible de electrones por nivel es $2n^2$.

3. Dentro de un nivel de energía, los subniveles se determinan con el número cuántico secundario u orbital. Como vimos antes, pueden ser s, p, d, f, g, h,...
4. En cada subnivel de energía caben $2(2l + 1)$ electrones. Así, en los s caben 2, en los p caben 6, en los d caben 10, en los f caben 14, en los g caben 18, y así sucesivamente.
5. Los electrones deben colocarse de acuerdo al *principio de máxima multiplicidad de Hund*, que señala que de entre todas las posibilidades posibles, los electrones se colocarán de forma que adquieran el valor máximo posible del momento angular, incluido el espín.
6. El orden de colocación de los electrones en los diferentes orbitales, sigue, en la mayoría de los casos (aunque hay unas pocas excepciones) la *regla de Möller*. Los electrones se van colocando en orden de menor a mayor energía, siguiendo el orden siguiente: 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d, 7p, 8s, 5g,...

Se usa normalmente el siguiente diagrama auxiliar, que da el orden (salvo excepciones) siguiendo unas líneas imaginarias oblicuas hacia la izquierda:

1s
 2s 2p
 3s 3p 3d
 4s 4p 4d 4f
 5s 5p 5d 5f 5g
 6s 6p 6d 6f 6g 6h
 7s 7p 7d 7f 7g 7h 7i
 8s 8p 8d 8f 8g 8h 8i 8j

9. SISTEMA PERIÓDICO Y FÍSICA CUÁNTICA

A partir de las configuraciones electrónicas de los átomos, es posible ordenarlos y establecer su distribución por columnas (o grupos) y por filas (o períodos), de forma que aparecen elementos con propiedades parecidas se hallan cercanos.

El Sistema Periódico se divide actualmente en siete filas o períodos (el octavo período está aún sin descubrir pero lo contienen algunas tablas modernas). Todos los elementos de un mismo grupo poseen el mismo número

de niveles electrónicos, y el mismo número de electrones en la última capa (salvo algunas excepciones en los elementos de transición y en los elementos de transición interna). Por períodos el Sistema Periódico está formado por:

- Primer período. Está formado por dos elementos: hidrógeno y helio.
- Segundo período. Está formado por ocho elementos, desde el litio hasta el neón. Ahí se llenan los orbitales 2s y 2p.
- Tercer período. Está formado por 8 elementos, desde el sodio hasta el argón. Ahí se llenan los orbitales 3s y 3p.
- Cuarto período. Está formado por 18 elementos, desde el potasio hasta el criptón. Ahí se llena el subnivel u orbital 3d.
- Quinto período. Está formado por 18 elementos, desde el rubidio hasta el xenón. Ahí se llena el subnivel 4d.
- Sexto período. Está formado por 32 elementos, desde el cesio hasta el radón. Ahí se llena el subnivel 5d y el 4f.
- Séptimo período. Está formado por 32 elementos, desde el francio hasta el elemento 118 (aún por bautizar, pues sólo se han encontrado 4 átomos en el laboratorio, a fecha, 2009). Falta por descubrir el elemento 117.

Además, por columnas, está formado por 18 grupos, llamados también familias, a su vez agrupados en 4 bloques diferenciados.

1. Bloque s. Compuesto por los grupos 1 y 2. Se llaman respectivamente alcalinos y alcalino-térreos. Sus electrones de valencia están en una capa s.
2. Bloque p. Compuesto por los grupos desde el 13 al 18. Se llaman respectivamente térreos, carbonóideos, nitrogenoideos, anfígenos o calcógenos, halógenos y gases nobles. Sus electrones de valencia están en una capa p.
3. Bloque d. Compuesto por los grupos desde el 3 hasta el 12. Se llaman también elementos de transición. Sus electrones de valencia están en la capa s y p. También en la capa d tienen electrones que pueden usar en enlaces.

4. Bloque f. Compuesto por los lantánidos y actínidos. Se colocan separados de la tabla convencional y se llaman elementos de transición interna. Usan como electrones de valencia electrones de las capas s, p, d ó f.

Todos los elementos del grupo 18, los denominados gases nobles, tienen completamente llenos los orbitales s y p de su correspondiente nivel de energía. Dicha configuración electrónica, llamada también octeto u octeto electrónico, es una configuración muy estable y favorable energéticamente. Eso explica la poca reactividad química de estos gases, que sólo exhiben en circunstancias muy concretas el criptón, el xenón y el radón. Aún así, el número de compuestos de estos elementos comparados con los restantes de la Tabla Periódica es muy escaso.

10. PROPIEDADES PERIÓDICAS

Los electrones de la última capa de cada átomo, los más externos, se llaman electrones de valencia, y son los responsables de la mayoría de sus propiedades químicas. Cuando un átomo pierde o gana electrones de su última capa, se convierte en un **ión**. Si el ión tiene *carga positiva*, cuando pierde electrones, se denomina **cación**. Si el ión tiene *carga negativa*, cuando gana electrones, se denomina **anión**. En el Sistema Periódico, los elementos que forman cationes están a la izquierda y centro del Sistema Periódico, en los grupos que van del 1 al 12.

10.1. Radio atómico

Se define *radio atómico* como la mitad de la distancia entre 2 núcleos de un mismo elemento unidos entre sí. O, de forma equivalente, se puede definir como la distancia que existe entre el núcleo del átomo de un elemento y el electrón de su última órbita. Es mayor al final de cada período, de manera que los electrones de los átomos de los elementos que se encuentran más a la derecha de la tabla se encuentran más atraídos por el núcleo (debido al aumento del número atómico), de modo que, como el número de niveles en el que se enlazan los átomos es el mismo, el radio disminuye. Paralelamente a esto, en cada grupo aumenta en una unidad el número de capas(también debido al aumento del número atómico) en el que se distribuyen los electrones del átomo, de manera que los átomos de los elementos de mayor grupo tienen mayor radio. Como conclusión a esto, el radio atómico de un elemento aumenta de arriba a abajo y de derecha a izquierda en la tabla periódica.

En síntesis, el radio atómico de un elemento aumenta de arriba a abajo (sentido descendente, en un grupo o columna) y de derecha a izquierda (en sentido decreciente del número atómico, a lo largo de un período) en la tabla periódica.

10.2. Radio iónico

El radio iónico es, al igual que el radio atómico, la distancia entre el centro del núcleo del átomo y el electrón estable más alejado del mismo, pero haciendo referencia no al átomo, sino al ión. Se suele medir en picómetros, $1\text{pm} = 10^{-12}\text{m}$, o angstroms, $1\text{Å} = 10^{-10}\text{m}$. Éste va aumentando en la tabla de derecha a izquierda (en sentido decreciente del número atómico) por los periodos, y de arriba hacia abajo por los grupos (en sentido descendente de una columna).

En el caso de cationes, la ausencia de uno o varios electrones disminuye la fuerza eléctrica de repulsión mutua entre los electrones restantes, provocando el acercamiento de los mismos entre sí y al núcleo positivo del átomo del que resulta un radio iónico menor que el atómico.

En el caso de los aniones, el fenómeno es el contrario, el exceso de carga eléctrica negativa obliga a los electrones a alejarse unos de otros para reestablecer el equilibrio de fuerzas eléctricas, de modo que el radio iónico es mayor que el atómico.

10.3. Radio covalente

Es interesante notar que la noción de radio iónico está asociada más a metales que a no metales, dado que para éstos se suele preferir la noción de covalencia y enlace covalente, asociada a lo que también se llama *radio covalente*.

En Química, se denomina **radio covalente** a *la mitad de la distancia entre dos átomos iguales que forman un enlace covalente*. Se expresa en unidades de picómetros (pm) o angstroms (Å), donde $1\text{Å} = 10^{-10}\text{m} = 100\text{pm}$.

La suma de dos radios covalentes debería ser, en teoría, la longitud del enlace covalente entre los dos átomos. Sin embargo, esta relación no se verifica de forma exacta experimentalmente ya que el tamaño de un átomo **no** es

constante. Éste depende del entorno químico donde se encuentre. Generalmente *la longitud del enlace covalente suele ser menor* que la suma de radios covalentes. En consecuencia, los valores tabulados de radios covalentes que se encuentran en la bibliografía son valores idealizados o promediados.

10.4. Energía de ionización

La **energía de ionización**, E_I , es la *energía necesaria para arrancar un electrón del nivel más externo* de un átomo en estado gaseoso y fundamental, de forma que se forma un ión monopositivo (catión de carga unidad elemental) . Como es una energía absorbida, su signo será positivo desde el punto de vista termodinámico. Es decir, es la energía que activa el proceso siguiente:



En un grupo, la energía de ionización aumenta al disminuir el número atómico, ya que cuanto menor es un átomo, más atraídos están los electrones por el núcleo atómico, y será más difícil arrancarlos.

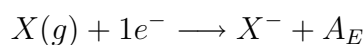
Para un período, la energía de ionización aumenta al aumentar el número atómico porque disminuye el radio atómico, y, entonces, los electrones estarán más cerca del núcleo.

10.5. Electronegatividad

La **electronegatividad** de un elemento es una magnitud que **mide su tendencia para atraer electrones hacia sí**. La electronegatividad se mide es una escala medida en términos de números adimensionales deducidos de la energía de ionización. La escala actual, debida a Pauling, asigna 0.7 al cesio y 4.0 al flúor.

10.6. Afinidad electrónica

La **afinidad electrónica** (A_E) o **electroafinidad** se define como la energía liberada cuando un átomo gaseoso neutro, en su estado fundamental (de mínima energía), captura un electrón y forma un ión mononegativo(anión de carga unidad elemental). Simbólicamente, el proceso es el siguiente



En general es una energía liberada, de signo negativo, aunque en algunos casos puede ser absorbida, con lo que tendrá signo positivo (especialmente en aquellos casos de elementos que no pueden aceptar electrones con facilidad, sino que prefieren perderlos).

La Electroafinidad aumenta cuando el tamaño del átomo disminuye, el denominado efecto pantalla aumenta, y el número atómico disminuye. El “apantallamiento” de un átomo, o “efecto pantalla”, es el nombre dado en Química a la disminución o descenso en la atracción electrostática del núcleo sobre los electrones cuando hay varios en la corteza. Equivalentemente, aumenta de izquierda a derecha (en un periodo), y de abajo hacia arriba (en un grupo), o lo que es lo mismo, varía de forma idéntica a como lo hace la electronegatividad.

10.7. Volumen atómico

El **volumen atómico** es la relación entre la masa atómica y la densidad de un elemento. Matemáticamente:

$$V_{\text{atómico}} = \frac{M_a}{d_a}$$

El volumen atómico *aumenta con el número atómico en elementos del mismo grupo* (por ejemplo, el del potasio será mayor que el del sodio, etcétera). Los *grupos con mayor volumen atómico* son los metales del **bloque s**, después los no metales del **grupo p**, y finalmente los metales de transición de los **bloques d y f**. En un periodo disminuye hacia la derecha de la tabla periódica desde el grupo 1 hasta los grupos 8 y 9 (aproximadamente, dado que varía según el período donde estemos el momento en que deja de disminuir), para aumentar luego desde estos grupos 8 y 9 hasta el grupo 18 (o grupo cero según algunos autores). Este extraño comportamiento del volumen atómico se debe a la competición entre dos efectos: el aumento de la atracción electrostática del núcleo por el incremento del número atómico frente al apantallamiento electrónico debido a la presencia de muchos electrones del átomo.

A. EJERCICIOS RESUELTOS

A.1. Modelo de Böhr: cálculos típicos

Calcula, en el modelo de Böhr, el radio de la órbita más interna ($n=1$) y cuánto debería aumentar el tamaño del átomo de hidrógeno para que fuera

visible, suponiendo que el ojo distingue puntos distantes 0.2mm. Además, calcula en dicho modelo la energía y longitud de onda de la radiación emitida cuando el electrón salta desde $n=3$ hasta $n=2$. Solución:

Usando la fórmula de los radios para el modelo de Böhr, se tiene que si $n=1$ el radio vale 0.53Å , donde $1\text{Å} = 10^{-10}m$. El factor de zoom del átomo para poderlo ver a simple vista sería de:

$$\Delta = \frac{0,2mm}{0,53\text{Å}} = 3,8 \cdot 10^6$$

Casi cuatro millones de veces mayor debería ser entonces el átomo de hidrógeno, ¡una barbaridad de átomo sería en tal caso!

Calculamos la energía de los niveles $n=3$ y $n=2$ con la fórmula del modelo de Böhr:

$$-\frac{2,18 \cdot 10^{-18}}{n^2} J \longrightarrow E_3 = -2,42 \cdot 10^{-19} J \text{ y } E_2 = -5,45 \cdot 10^{-19} J$$

La diferencia de energía vale entonces $\Delta E = E_2 - E_3 = -3,03 \cdot 10^{-19} J$, y donde el menos significa que se desprende energía. Usando la ecuación de Planck, obtenemos la frecuencia del fotón emitido o “desprendido”

$$f = \frac{\Delta E}{h} = 4,57 \cdot 10^{14} Hz$$

Usando la relación entre frecuencia y longitud de onda para una onda de luz, $c = \lambda f$, se tiene que la longitud de onda de la radiación emitida es

$$\lambda = \frac{c}{f} = \frac{3 \cdot 10^8 m/s}{4,57 \cdot 10^{14} Hz} = 6,56 \cdot 10^{-7} m = 656 nm$$

A.2. Configuraciones electrónicas

Suponiendo válido siempre el esquema de llenado de electrones de Möller, principio de Aufbau, calcula las configuraciones electrónicas de las siguientes especies químicas:

a) Litio ($Z=3$), berilio ($Z=4$), calcio ($Z=20$), boro ($Z=5$), fósforo ($Z=15$), silicio ($Z=14$), selenio ($Z=34$), yodo ($Z=53$), kriptón ($Z=36$), vanadio ($Z=23$).

b) Iones Li^+ , Be^{2+} , Ca^+ , B^{3+} , P^{-3} , Si^{-4} , I^- .

c) Especifica los 4 números cuánticos del último electrón de cada uno de los elementos del apartado a). Solución:

a) y c) Iremos elemento a elemento químico:

Li ($Z=3$): $(1s)^2(2s)^1$ Los cuatro números cuánticos del último electrón son $(n, l, m, s) = (2, 0, 0, \frac{1}{2})$

Be ($Z=4$): $(1s)^2(2s)^2$ Los cuatro números cuánticos del último electrón son $(n, l, m, s) = (2, 0, 0, -\frac{1}{2})$

Ca ($Z=20$): $(1s)^2(2s)^2(2p)^6(3s)^2(3p)^6(4s)^2$ Los cuatro números cuánticos del último electrón son $(n, l, m, s) = (4, 0, 0, -\frac{1}{2})$

Boro($Z=5$): $(1s)^2(2s)^2(2p)^1$ Los cuatro números cuánticos del último electrón son $(n, l, m, s) = (2, 1, -1, \frac{1}{2})$

P($Z=15$): $(1s)^2(2s)^2(2p)^6(3s)^2(3p)^3$ Los cuatro números cuánticos del último electrón son $(n, l, m, s) = (3, 1, 1, \frac{1}{2})$

Si ($Z=14$): $(1s)^2(2s)^2(2p)^6(3s)^2(3p)^2$ Los cuatro números cuánticos del último electrón son $(n, l, m, s) = (3, 1, 0, \frac{1}{2})$

Se ($Z=34$): $(1s)^2(2s)^2(2p)^6(3s)^2(3p)^6(4s)^2(3d)^{10}(4p)^4$ Los cuatro números cuánticos del último electrón son $(n, l, m, s) = (4, 1, -1, -\frac{1}{2})$

I ($Z=53$): $(1s)^2(2s)^2(2p)^6(3s)^2(3p)^6(4s)^2(3d)^{10}(4p)^6(5s)^2(4d)^{10}(5p)^5$ Los cuatro números cuánticos del último electrón son $(n, l, m, s) = (5, 1, 0, -\frac{1}{2})$

Kr($Z=36$): $(1s)^2(2s)^2(2p)^6(3s)^2(3p)^6(4s)^2(3d)^{10}(4p)^6$ Los cuatro números cuánticos del último electrón son $(n, l, m, s) = (4, 1, 1, -\frac{1}{2})$

V ($Z=23$): $(1s)^2(2s)^2(2p)^6(3s)^2(3p)^6(4s)^2(3d)^3$ Los cuatro números cuánticos del último electrón son $(n, l, m, s) = (3, 2, 0, \frac{1}{2})$

b) Para los iones hay que percatarse de que un ión positivo equivale a perder electrones, mientras que uno negativo equivale a ganarlos, mientras que el número atómico permanece invariable. De esta forma resulta $Li^+ (1s)^2$, que es la misma configuración que la que tiene el helio, salvo por la diferencia del número atómico.

$Be^{2+} (1s)^2$, que es la misma que la del helio, o la del litio ionizado, salvo por el número atómico.

$Ca^+ (1s)^2(2s)^2(2p)^6(3s)^2(3p)^6(4s)^1$.

$$B^{3+} (1s)^2$$

$P^{-3} (1s)^2(2s)^2(2p)^6(3s)^2(3p)^6$, que es idéntica a la del argón, pero con diferente Z .

$Si^{-4} (1s)^2(2s)^2(2p)^6(3s)^2(3p)^6$, también igual a la del argón, pero con otro Z .

$I^{-} (1s)^2(2s)^2(2p)^6(3s)^2(3p)^6(4s)^2(3d)^{10}(4p)^6(5s)^2(4d)^{10}(5p)^6$, igual a la del xenón, pero con diferente Z .

B. FORMULARIO

Número másico

$$A=Z+N$$

Hipótesis de Planck

$$E=Nhf$$

Fórmula de Balmer

$$E(n,m)=R\left(\frac{1}{n^2}-\frac{1}{m^2}\right)$$

Modelo de Böhr: radios y energías

$$r_n = 5,26 \cdot 10^{-2} n^2 \text{ nm} = 0,526 n^2 \text{ \AA}$$

en donde $n = 1, 2, 3, \dots$ es el número cuántico principal.

$$E_n = -\frac{13,6eV}{n^2} = -\frac{2,18 \cdot 10^{-18}}{n^2} J$$

Efecto fotoeléctrico

(Energía del fotón incidente) = (Energía para arrancar al electrón) +
+ (Energía cinética del electrón)

o bien, simbólicamente

$$hf = \Phi + \frac{1}{2}m_e v^2$$

Hipótesis de De Broglie

$$\lambda = \frac{h}{p} = \frac{h}{mv}$$

Principio de indeterminación o de Heisenberg

$$\Delta x \Delta p \geq \frac{\hbar}{2}, \quad \Delta E \Delta t \geq \frac{\hbar}{2}, \quad \Delta A \Delta B \geq \frac{\hbar}{2}$$