

## **FÍSICA MODERNA I**

La Física Moderna se inició en los últimos años del siglo XIX cuando, al analizar los fenómenos que hasta entonces eran desconocidos, los físicos pretendieron aplicar en su explicación las teorías de la Física Clásica, es decir, de la Mecánica y el Electromagnetismo.

En ese tiempo se pensaba que la Física de entonces podía explicar todo el universo físico. Pero los nuevos descubrimientos escaparon a las explicaciones de la Física Clásica ante la sorpresa de los físicos de la época.

Así se inició el periodo más espectacular de la historia de la Física, que culminó con el nacimiento de la Mecánica Cuántica, en los primeros decenios del siglo XX.

### **EL ÁTOMO**

En química y física, **átomo** (del latín *atomus*) es la unidad más pequeña de un elemento químico que mantiene su identidad o sus propiedades y que no es posible dividir mediante procesos químicos. El concepto de átomo como bloque básico e indivisible que compone la materia del universo ya fue postulado por la escuela atomista en la Antigua Grecia. Sin embargo, su existencia no quedó demostrada hasta el siglo XIX. Con el desarrollo de la física nuclear en el siglo XX se comprobó que el átomo puede subdividirse en partículas más pequeñas.

El concepto de átomo existe desde la Antigua Grecia propuesto por los filósofos griegos Demócrito, Leucipo y Epicuro, sin embargo, no se generó el concepto por medio de la experimentación sino como una necesidad filosófica que explicara la realidad, ya que, como proponían estos pensadores, la materia no podía dividirse indefinidamente, por lo que debía existir una unidad o bloque indivisible e indestructible que al combinarse de diferentes formas creara todos los cuerpos macroscópicos que nos rodean.

El siguiente avance significativo se realizó hasta en 1773 el químico francés Antoine-Laurent de Lavoisier postuló su enunciado: "*La materia no se crea ni se destruye, simplemente se transforma.*"; demostrado más tarde por los experimentos del químico inglés John Dalton quien en 1804, luego de medir la masa de los reactivos y productos de una reacción, concluyó que las sustancias están compuestas de átomos esféricos idénticos para cada elemento, pero diferentes de un elemento a otro.

Luego en 1811 Amedeo Avogadro, físico italiano, postuló que a una temperatura, presión y volumen dados, un gas contiene siempre el mismo número de partículas, sean átomos o moléculas, independientemente de la naturaleza del gas, haciendo al mismo tiempo la hipótesis de que los gases son moléculas poliatómicas con lo que se comenzó a distinguir entre átomos y moléculas.

El químico ruso Dimítiri Ivánovich Mendeléyev creó en 1869 una clasificación de los elementos químicos en orden creciente de su masa atómica, remarcando que existía una periodicidad en las propiedades químicas. Este trabajo fue el precursor de la tabla periódica de los elementos como la conocemos actualmente.

La visión moderna de su estructura interna tuvo que esperar hasta el experimento de Rutherford en 1911 y el modelo atómico de Bohr. Posteriores descubrimientos científicos, como la teoría cuántica, y avances tecnológicos, como el microscopio electrónico, han permitido conocer con mayor detalle las propiedades físicas y químicas de los átomos.

## **EVOLUCIÓN DEL MODELO ATÓMICO**

### **Modelo de Dalton**

Fue el primer modelo atómico con bases científicas, fue formulado en 1808 por John Dalton. Este primer modelo atómico postulaba:

- \* La materia está formada por partículas muy pequeñas llamadas átomos, que son indivisibles y no se pueden destruir.
- \* Los átomos de un mismo elemento son iguales entre sí, tienen su propio peso y cualidades propias. Los átomos de los diferentes elementos tienen pesos diferentes.
- \* Los átomos permanecen sin división, aún cuando se combinen en las reacciones químicas.
- \* Los átomos, al combinarse para formar compuestos guardan relaciones simples.
- \* Los átomos de elementos diferentes se pueden combinar en proporciones distintas y formar más de un compuesto.
- \* Los compuestos químicos se forman al unirse átomos de dos o más elementos distintos.
- \* Sin embargo desapareció ante el modelo de Thomson ya que no explica los rayos catódicos, la radioactividad, ni la presencia de los electrones (e-) o protones (p+).

### **DESCUBRIMIENTO DEL ELECTRÓN**

En 1897, se descubrió la primera de las partículas subatómicas, el electrón. Éste se descubrió realizando descargas eléctricas, en gases a baja presión, con aplicación de grandes diferencias de potencial. Inicialmente los físicos los llamaron **Rayos Catódicos**, puesto que a simple vista se propagaba como una radiación.

Las principales características de los rayos catódicos o electrones son las siguientes:

- Se propagan en línea recta.
- Atraviesan láminas de espesores pequeños.
- Transportan carga negativa.
- Son desviados por campos eléctricos y magnéticos.

La controversia para determinar si los rayos catódicos eran partículas cargadas negativamente u ondas de luz fue resuelta por **Joseph Thomson** (1856 – 1940) quien demostró que eran partículas.

## DESCUBRIMIENTO DEL PROTÓN

En 1886, **Eugen Goldstein** (1850 – 1930) utilizó un tubo de rayos catódicos con el cátodo perforado y observó otro tipo de rayos que procedían del ánodo; estos atravesaban las perforaciones del cátodo iluminando la zona posterior de éste. A estos rayos les llamó rayos canales que tenían las propiedades que siguen:

- Sufren desviación por efecto de campos eléctricos y magnéticos.
- Transportan carga positiva.
- La razón carga/masa es mucho menor que el valor obtenido para los electrones y depende del gas contenido en el interior del tubo.

A estas partículas se les dio nombre de **protones**. El reconocimiento de electrones y protones como partículas fundamentales de los átomos, permitió a Thomson proponer una nueva teoría atómica, conocida como el **modelo atómico de Thomson**.

### Modelo de Thomson

Luego del descubrimiento del electrón en 1897 por Joseph John Thomson, se determinó que la materia se componía de dos partes, una negativa y una positiva. La parte negativa estaba constituida por electrones, los cuales se encontraban según este modelo inmersos en una masa de carga positiva a manera de pasas en un pastel (de la analogía del inglés *plum-pudding model*).

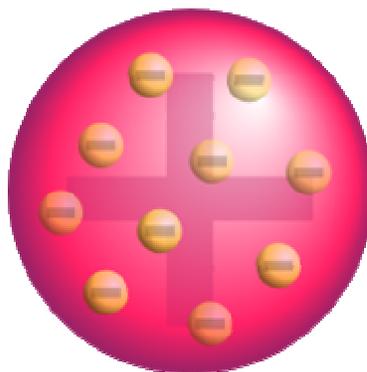


fig. 1

Para explicar la formación de iones, positivos y negativos, y la presencia de los electrones dentro de la estructura atómica, Thomson ideó un átomo parecido a un pastel de frutas. Una nube positiva que contenía las pequeñas partículas negativas (los electrones) suspendidos en ella. El número de cargas negativas era el adecuado para neutralizar la carga positiva. En el caso de que el átomo perdiera un electrón, la estructura quedaría positiva; y si ganaba, la carga final sería negativa. De esta forma, explicaba la formación de iones; pero dejó sin explicación la existencia de las otras radiaciones.

### EL EXPERIMENTO DE RUTHERFORD, GEIGER Y MARSDEN

El modelo atómico de Thomson no tuvo mucha vigencia debido a que en 1911, en el laboratorio Cavendish de Cambridge, Geiger y Marsden, bajo la supervisión de Rutherford crean un experimento que derrumba este modelo.

Como ya se sabía, ciertos elementos radiactivos podían emitir una radiación que estaba constituida por dos protones y dos neutrones, la radiación  $\alpha$ . Pues bien, este haz de partículas  $\alpha$  emitidas por una sustancia radiactiva, a la velocidad aproximada de 20000km/s, fue dirigido contra una delgadísima lámina de oro.

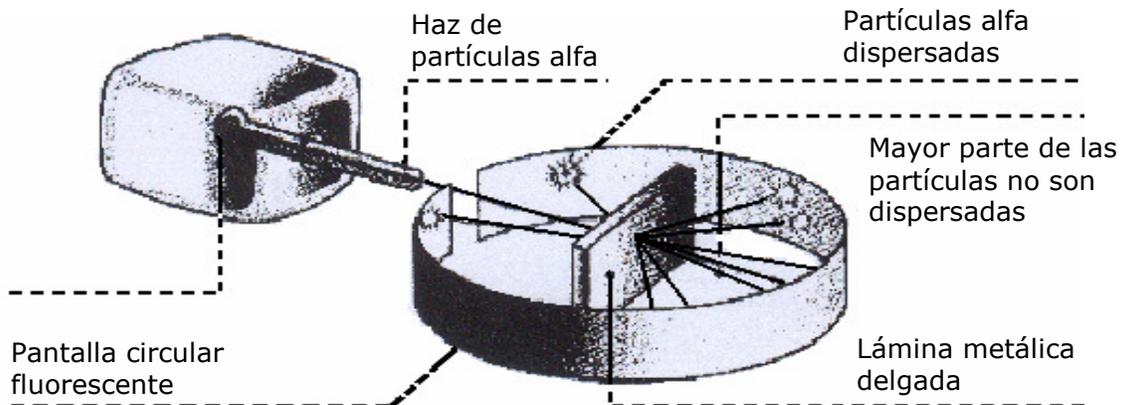


fig. 2

El experimento mostró pequeñas y regulares desviaciones de las partículas alfa, la mayoría de las veces insignificantes y, en determinadas situaciones, muy bruscas.

Lo que observó se ilustra en la figura 3.

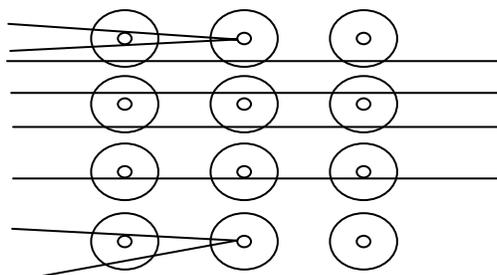


fig. 3

Lo observado fue tan sorprendente que equivale –señala Rutherford- a disparar balas de cañón sobre una hoja de papel y descubrir que en algunos casos ellas rebotan, pues al resumir el experimento se concluyó que

- \* La mayoría de las partículas atravesaban la lámina sin sufrir apenas desviación.
- \* Unas pocas rebotaban al chocar contra la lámina de oro.
- \* Algunas de las partículas eran desviadas de su trayectoria recta.

Esta experiencia implicaba:

- \* Que los átomos estaban casi vacíos, pues la mayoría de las partículas los atravesaban.
- \* Que hay una zona cargada positivamente, y que algunas partículas retrocedían o se desviaban.
- \* Esta zona debe estar muy concentrada, ya que es mayor el número de desviaciones que de choques.

### **Modelo de Rutherford**

Este modelo fue desarrollado por el físico Ernest Rutherford a partir de los resultados obtenidos en lo que hoy se conoce como el experimento de Rutherford en 1911 (explicado anteriormente). Representa un avance sobre el modelo de Thomson, ya que mantiene que el átomo se compone de una parte positiva y una negativa, sin embargo, a diferencia del anterior, postula que la parte positiva se concentra en un núcleo, el cual también contiene virtualmente toda la masa del átomo, mientras que los electrones se ubican en una corteza orbitando al núcleo en órbitas circulares o elípticas con un espacio vacío entre ellos.

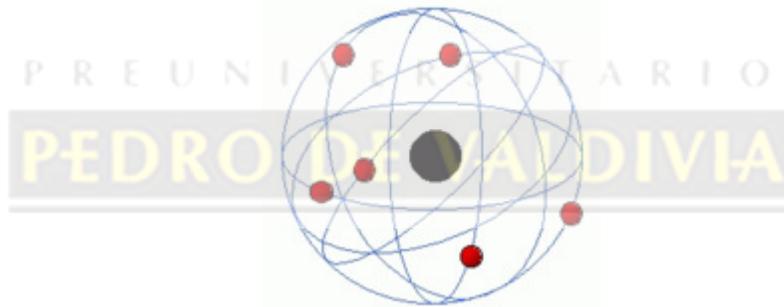


fig. 4

A pesar de ser un modelo obsoleto, es la percepción más común del átomo para el público no científico. Rutherford predijo la existencia del Neutron en el año 1920, por esa razón en el modelo anterior (Thomson) no se habla de este. Por desgracia, el modelo atómico de Rutherford presentaba varias incongruencias:

- \* Contradecía las leyes del electromagnetismo de James Clerk Maxwell, las cuales estaban muy comprobadas mediante datos experimentales. Según las leyes de Maxwell, una carga eléctrica en movimiento (en este caso el electrón) debería emitir energía constantemente en forma de radiación y llegaría un momento en que el electrón caería sobre el núcleo y la materia se destruiría. Todo ocurriría muy brevemente.
- \* No explicaba los espectros atómicos.

Años más tarde, en 1932, el inglés James **Chadwick** (1891 – 1974) comprobó, al bombardear átomos de berilio con partículas alfa de alta energía, la emisión de partículas neutras: Los **Neutrones**.

## UNA NUEVA CONCEPCIÓN DE LA MATERIA: TEORÍA MECÁNICO-CUÁNTICA

### “De la Física Clásica a la Física Cuántica”

La teoría cuántica fue desarrollada en su forma básica a lo largo de la primera mitad del siglo XX. El hecho de que la energía se intercambie de forma discreta se puso de relieve por hechos experimentales como los siguientes, inexplicables con las herramientas teóricas "anteriores" de la mecánica clásica o la electrodinámica:

Espectro de la radiación del **cuerpo negro** (objeto que absorbe toda la luz y toda la energía que incide sobre él), resuelto por Max Planck con la cuantización de la energía. Max Planck (1858 – 1947) el cual, revolucionó los conceptos de la época al explicar el fenómeno de la energía radiante. Cuando la Física Clásica postulaba que la energía podía generarse o perderse ininterrumpidamente, es decir, en forma continua, Planck propuso que los átomos y moléculas podían emitir o absorber energía sólo en cantidades discretas, a las que llamó cuantos de energía. Consideró además, que la energía (E) asociada a un cuanto de radiación, era proporcional a su frecuencia (f), según:

$$E = h \cdot f$$

Donde h es la constante de proporcionalidad, llamada constante de Planck, cuyo valor es

$$6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$$

Bajo ciertas condiciones experimentales, los objetos microscópicos como los átomos o los electrones exhiben un comportamiento ondulatorio, como en la interferencia. Bajo otras condiciones, las mismas especies de objetos exhiben un comportamiento corpuscular, de partícula, ("partícula" quiere decir un objeto que puede ser localizado en una región especial del Espacio), como en la dispersión de partículas. Este fenómeno se conoce como dualidad onda-partícula.

- \* **Explicación del efecto fotoeléctrico**, el cual se produce cuando un haz de luz, con una frecuencia determinada, incide sobre la superficie de un metal. Cuando la frecuencia de la radiación sobrepasa cierto valor mínimo, característico para cada metal, se emiten desde él, electrones a cierta velocidad.

En 1905, Albert Einstein (1879 – 1955) explicó este fenómeno apoyándose en la teoría de los cuantos. Él consideró la luz constituida por pequeñas partículas a las que llamó fotones; según la Física Clásica, la luz tenía una naturaleza ondulatoria. Para Einstein, los fotones transportan una cantidad determinada de energía, según la relación de Planck  $E = h \cdot f$  y postuló que los fotones, al chocar con un electrón de la lámina metálica, le ceden su energía totalmente. De esta forma, se vencen las fuerzas de unión electrón-metal, logrando que los electrones escapen del metal. Se llama **función de trabajo**, a la energía mínima (normalmente medida en eV), necesaria para arrancar un electrón de un sólido, a un punto inmediatamente fuera de la superficie del sólido

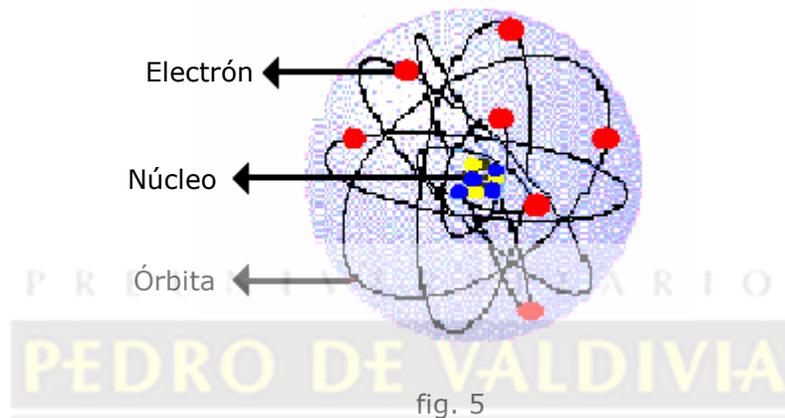
- \* **Efecto Compton**, el cual consiste en el aumento de la longitud de onda de un fotón de rayos X cuando choca con un electrón libre y pierde parte de su energía. La frecuencia o la longitud de onda de la radiación dispersada dependen únicamente de la dirección de dispersión.
- \* **Electron-Volt(eV)**, unidad de medida de la energía y  $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$

El desarrollo formal de la teoría fue obra de los esfuerzos conjuntos de muchos y muy buenos físicos y matemáticos de la época como Schrödinger, Heisenberg, Einstein, Dirac, Bohr y Von Neumann entre otros (la lista es larga). Algunos de los aspectos fundamentales de la teoría están siendo aún estudiados activamente. La mecánica cuántica ha sido también adoptada como la teoría subyacente a muchos campos de la física y la química, incluyendo la física de la materia condensada, la química cuántica y la física de partículas.

## Modelo de Bohr

Este modelo es estrictamente, un modelo del átomo de hidrógeno tomando como punto de partida el modelo de Rutherford, Niels Bohr trata de incorporar los fenómenos de absorción y emisión de los gases, así como la nueva teoría de la cuantización de la energía desarrollada por Max Planck y el fenómeno del efecto fotoeléctrico observado por Albert Einstein.

"El átomo es un pequeño sistema solar con un núcleo en el centro y electrones moviéndose alrededor del núcleo en orbitas bien definidas." Las orbitas están cuantizadas (los -e pueden estar sólo en ciertas orbitas).



- \* Cada orbita tiene una energía asociada. La más externa es la de mayor energía.
- \* Los electrones no radian energía (luz) mientras permanezcan en orbitas estables.
- \* Los electrones pueden saltar de una a otra orbita, el llamado salto cuántico. Si lo hace desde una de menor energía a una de mayor energía absorbe un cuanto de energía (una cantidad) igual a la diferencia de energía asociada a cada orbita. Si pasa de una de mayor a una de menor, pierde energía en forma de radiación (luz).

Por ejemplo si un electrón se encuentra en un estado excitado el cual tiene un nivel de energía  $E_i$  pronto bajará a un nivel inferior de energía  $E_f$ , para ello emite un fotón que tiene una frecuencia  $f$ , dada por:  $E_i - E_f = hf$ . Para que el electrón pase a un nivel superior de energía necesita absorber energía para que se produzca el salto cuántico.

El mayor éxito de Bohr fue dar la explicación al espectro de emisión del hidrógeno. Pero sólo la luz de este elemento. Proporciona una base para el carácter cuántico de la luz, el fotón es emitido cuando un electrón cae de una orbita a otra, siendo un pulso de energía radiada. Bohr no puede explicar la existencia de orbitas estables y para la condición de cuantización. Bohr encontró que el momento angular del electrón es  $h/2\pi$ , por un método que no puede justificar.

## Espectro del Hidrógeno

Se denomina espectro del hidrógeno a la emisión electromagnética propia del hidrógeno. Es conocido desde los trabajos de Kirchhoff, Bunsen y Fraunhofer que todos los elementos tienen una emisión característica de ondas electromagnéticas dentro de todo el espectro electromagnético. Balmer dedujo matemáticamente las relaciones entre las diferentes líneas de emisión del hidrógeno, pero no pudo explicar por qué motivo físico las emisiones seguían ese patrón. No fue hasta el desarrollo del modelo atómico de Bohr que se pudo dar respuesta a esta incógnita. Este modelo fue el primero que introdujo la mecánica cuántica dentro del átomo y explicaba satisfactoriamente, mediante transiciones de electrones entre las diferentes órbitas permitidas, las emisiones electromagnéticas del hidrógeno. A los múltiplos de  $h$  de cada órbita se le llamó número cuántico.

La fórmula de Balmer generalizada por el físico suizo Walter Ritz (1878 – 1909) es:

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

donde  $R$  es la **constante de Rydberg** de valor  $1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$ .

$n$  y  $m$  con la interpretación de Bohr se convierten en dos números cuánticos relativos a dos órbitas diferentes ( $m > n$ ), es decir, esta ecuación da la longitud de onda de la radiación emitida por un electrón que salta desde la órbita  $m$  a la  $n$ . En función de la órbita  $n$  de llegada del electrón de transición, se han definido diferentes series de valores que reciben los nombres de sus descubridores:

- \* para  $n=1$  Serie de Lyman.
- \* para  $n=2$  Serie de Balmer.
- \* para  $n=3$  Serie de Paschen.
- \* para  $n=4$  Serie de Brackett.
- \* para  $n=5$  Serie de Pfund.

## El modelo mecánico –cuántico

La teoría de Bohr, tan exitosa en sus comienzos, tuvo que ser abandonada, fundamentalmente porque no se hallaba en concordancia con los espectros de los átomos que contienen varios electrones y, asimismo, era incapaz de explicar cómo los átomos podían formar moléculas. Una de sus fallas es que especificaba el comportamiento de sistemas atómicos hasta un grado de exactitud superior al que físicamente puede alcanzarse.

La teoría actual sobre la estructura electrónica proviene de la mecánica ondulatoria (mecánica cuántica). Esta tiene sus bases en:

- El principio de indeterminación (o de incertidumbre) desarrollado por Heisenberg.
- La naturaleza ondulatoria del electrón desarrollada por De Broglie.

**El principio de indeterminación:** establece que es imposible conocer exactamente dónde está un electrón en un intervalo de tiempo; su posición sólo puede determinarse sobre la base de probabilidades.

En síntesis, se puede decir que el principio de incertidumbre postula que en la mecánica cuántica es imposible conocer exactamente, en un instante dado, los valores de dos variables canónicas conjugadas (posición-impulso, energía-tiempo, ..., etc.) de forma que una medición precisa de una de ellas implica una total indeterminación en el valor de la otra. Matemáticamente, se expresa para la posición y el impulso en la siguiente forma:

$$\Delta X \cdot \Delta p \geq \frac{h}{2\pi}$$

donde  $\Delta x$  es la incertidumbre en la medida de la posición;  $\Delta p$ , es la incertidumbre en la medida del impulso; para la energía,  $E$ , y el tiempo,  $t$ , se tiene  $\Delta E \cdot \Delta t \geq \frac{h}{2\pi}$ .

**Naturaleza ondulatoria del electrón:** De Broglie propuso que todos los objetos tienen longitudes de onda relacionados con su cantidad de movimiento, ya sea para objetos que presenten características de onda o de partícula. Por ejemplo, la longitud de onda de un electrón o cualquier otra partícula está dada por la ecuación de De Broglie, la cual puede escribirse como:

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v}$$

Nótese de la ecuación de Broglie que cuanto mayor sea la velocidad de la partícula, menor será la longitud de onda. Los electrones tienen una naturaleza dual; en algunos experimentos se comportan como onda y en otros, como corpúsculo.

Cuando se combinan estos conceptos, el resultado es **la teoría mecánica ondulatoria del átomo**, expresada por la llamada ecuación de onda de Schrodinger. La resolución de esta ecuación permite establecer la distribución de los electrones.

En 1926, el físico Austríaco Edwin Schrodinger introdujo un cambio revolucionario en el modelo atómico. Según el modelo propuesto, los electrones no giran en torno al núcleo, **sino que se comportan más bien como ondas que se desplazan alrededor del núcleo a determinadas distancias y con determinadas energías** (ver figura 6). Este modelo resultó ser el más exacto: los físicos ya no intentan determinar la trayectoria y posición de un electrón en el átomo, sino que se emplean ecuaciones que describen la onda electrónica para hallar la región del espacio en la que resulta más probable que se encuentre el electrón.

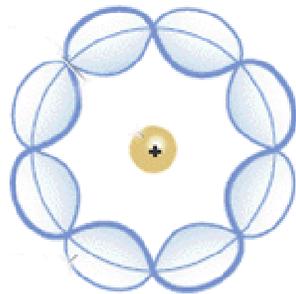


fig. 6

## El Núcleo Atómico

El núcleo del átomo se encuentra formado por nucleones, los cuales están compuestos por:

- \* Protones: Partícula de carga eléctrica positiva igual a una carga elemental, y  $1,67262 \times 10^{-27}$  kg y una masa 1836 veces mayor que la del electrón.
- \* Neutrones: Partículas carentes de carga eléctrica y una masa un poco mayor que la del protón ( $1,67493 \times 10^{-27}$  kg).

El núcleo más sencillo es el del hidrógeno, formado únicamente por un protón. El núcleo del siguiente elemento en la tabla periódica, el helio, se encuentra formado por dos protones y dos neutrones. La cantidad de protones contenidos en el núcleo del átomo se conoce como **número atómico**, el cual se representa por la letra **Z** y se escribe en la parte inferior izquierda del símbolo químico. Es el que distingue a un elemento químico de otro. Según lo descrito anteriormente, el número atómico del hidrógeno es 1 ( ${}_1\text{H}$ ), y el del helio, 2 ( ${}_2\text{He}$ ).

La cantidad total de nucleones que contiene un átomo se conoce como **número másico**, representado por la letra **A** y escrito en la parte superior izquierda del símbolo químico. Para los ejemplos dados anteriormente, el número másico del hidrógeno es 1 ( ${}^1\text{H}$ ), y el del helio, 4 ( ${}^4\text{He}$ ).

Existen también átomos que tienen el mismo número atómico, pero diferente número másico, los cuales se conocen como **isótopos**. Por ejemplo, existen tres isótopos naturales del hidrógeno, el **protio** ( ${}^1\text{H}$ ), el **deuterio** ( ${}^2\text{H}$ ) y el **tritio** ( ${}^3\text{H}$ ). Todos poseen las mismas propiedades químicas del hidrógeno, y pueden ser diferenciados únicamente por ciertas propiedades físicas.

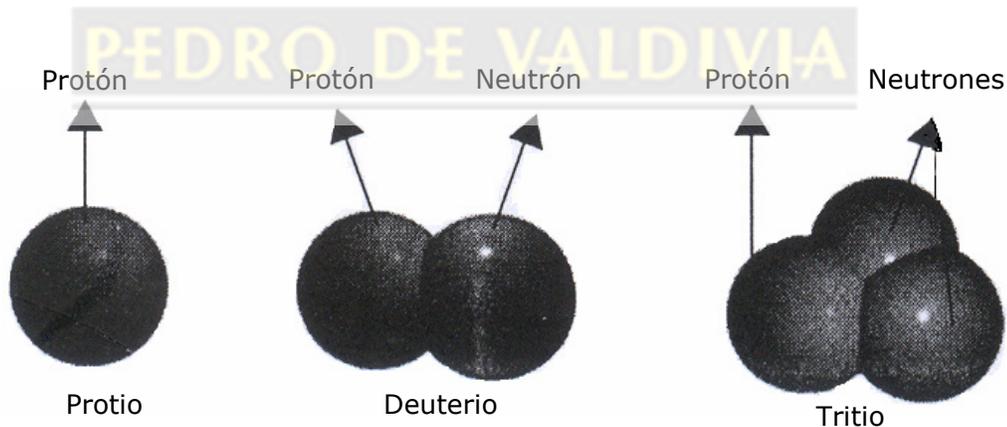


fig. 7

Los átomos que tienen neutrones de más (o de menos) son inestables, es decir, no se mantienen en esa condición mucho tiempo, los átomos inestables son **radiactivos**: sus núcleos cambian o se **desintegran**, emitiendo **radiaciones**, en forma de partículas o de ondas electromagnéticas.

Otros términos menos utilizados relacionados con la estructura nuclear son los **isótonos**, que son átomos con el mismo número de neutrones. Los **isóbaros** son átomos que tienen el mismo número másico.

## EJEMPLOS

1. Respecto a los rayos catódicos se afirma que

- I) son emitidos desde el electrodo llamado ánodo.
- II) tienen carga negativa.
- III) avanzan a la velocidad de la luz.

Es (son) verdadera(s)

- A) sólo I.
- B) sólo II.
- C) sólo III.
- D) sólo I y II.
- E) sólo II y III.

2. El espectro atómico de un elemento es consecuencia de

- A) la creación de los neutrones.
- B) la eliminación de los protones.
- C) la destrucción de los electrones.
- D) la transición de los electrones entre distintos niveles energéticos.
- E) el movimiento de los átomos entre las moléculas de su misma naturaleza.

3. Con respecto al espectro de líneas de un elemento se afirma que

- I) los átomos de cada elemento tienen un espectro de líneas característico.
- II) el espectro de una fuente de luz lejana, como una galaxia, permite saber qué átomos hay en esa galaxia.
- III) el espectro de líneas puede ser de emisión o de absorción.

De estas afirmaciones es (son) verdadera(s)

- A) sólo I.
- B) sólo II.
- C) sólo III.
- D) sólo I y II.
- E) I, II y III.

4. Respecto al electrón será correcto decir que

- A) la relación carga/masa para el electrón dependerá de cada elemento.
- B) tiene una masa parecida a la del protón.
- C) normalmente viaja a velocidades parecidas a la de la luz.
- D) se mantienen en reposo en torno al núcleo del átomo.
- E) su descubrimiento se le asigna a J. J. Thomson.

## PROBLEMAS DE SELECCIÓN MÚLTIPLE

1. Hoy en día se acepta en forma correcta la idea de que los átomos
- A) tienen electrones alrededor del núcleo girando en orbitas circulares bien definidas.
  - B) en su núcleo contienen protones, neutrones y nucleones.
  - C) tienen una masa muy cercana a la masa total de los nucleones que contiene.
  - D) tienen un diámetro igual a 10 veces el radio del núcleo.
  - E) no se pueden ionizar.

2. Del experimento de Rutherford se afirma que

- I) el material que debía atravesar el rayo emitido, era una lámina muy delgada de oro.
- II) las partículas al atravesar la lámina dejaban un pequeño orificio en ella.
- III) reforzó las ideas planteadas en el modelo atómico de J.J. Thomson.

Es (son) verdadera(s)

- A) sólo I.
- B) sólo II.
- C) sólo III.
- D) sólo I y III.
- E) sólo II y III.

3. Respecto a un átomo se afirma que

- I) su número de masa atómica corresponde a la suma de sus nucleones.
- II) su energía de ionización es igual para todos los átomos.
- III) el átomo  ${}^1_5\text{B}$  posee 5 electrones, 5 protones y 7 neutrones.

Es (son) verdadera(s)

- A) sólo I.
- B) sólo II.
- C) sólo III.
- D) sólo I y III.
- E) I, II y III.

4. La energía de ionización corresponde a la energía necesaria para
- A) mover un electrón del átomo a su primer estado excitado.
  - B) sacar un electrón del átomo.
  - C) mover un electrón entre dos niveles de energía cualquiera.
  - D) sacar un protón del núcleo.
  - E) mantener unidos los nucleones del núcleo.
5. ¿Cuántos neutrones hay en el núcleo de  $^{206}_{82}\text{Pb}$  ?
- A) 82
  - B) 144
  - C) 124
  - D) 206
  - E) 288
6. La constante de Planck  $h$ , es igual a  $4,136 \cdot 10^{-15} \text{ eV} \cdot \text{s}$ . Considerando que los niveles de energía para el átomo de hidrógeno correspondientes a su estado fundamental y a su primer estado excitado son respectivamente  $-13,6 \text{ eV}$  y  $-3,4 \text{ eV}$ , entonces es correcto afirmar que para que un electrón pase a su primer estado excitado deberá recibir la energía de un fotón cuya frecuencia es aproximadamente
- A)  $6,6 \cdot 10^{-34} \text{ Hz}$ .
  - B)  $4,0 \cdot 10^{-15} \text{ Hz}$ .
  - C)  $2,5 \cdot 10^{15} \text{ Hz}$ .
  - D)  $4,0 \cdot 10^{15} \text{ Hz}$ .
  - E)  $10,2 \text{ Hz}$ .
7. Respecto a la longitud de onda de De Broglie se afirma que este científico
- I) postulaba que la materia también se comporta como onda.
  - II) mientras mayor es el momentum de un cuerpo es más difícil detectar su longitud de onda.
  - III) una aplicación práctica de que los electrones se comporten como ondas es el microscopio electrónico.
- Es (son) verdadera(s)
- A) sólo I.
  - B) sólo II.
  - C) sólo III.
  - D) sólo I y II.
  - E) I, II y III.

8. Un auto avanza por un camino recto a 30 m/s, si la masa del auto es igual a 2 toneladas, entonces su longitud de onda es (considere  $h = 6 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$ )
- A)  $10^{38} \text{ m}$
  - B)  $3 \cdot 10^8 \text{ m}$
  - C)  $6 \cdot 10^{-34} \text{ m}$
  - D)  $10^{-34} \text{ m}$
  - E)  $10^{-38} \text{ m}$
9. Dentro de la mecánica cuántica hubo varios científicos que hicieron importantes aportes, pero no es correcto asociar
- A) el efecto fotoeléctrico, con Albert Einstein.
  - B) que la materia tiene comportamiento ondulatorio, con De Broglie.
  - C) el principio de incertidumbre, con Werner Heisenberg.
  - D) que la energía está cuantizada, con Max Planck.
  - E) la constante  $h$ , con Schrodinger.
10. En su modelo atómico Bohr plantea varios supuestos, pero uno que no corresponde es el que dice
- A) los electrones se ubican en orbitas circulares bien definidas.
  - B) el momento angular de los electrones está cuantizado.
  - C) no hay radiación de energía a menos que el electrón pase de un estado excitado a un nivel inferior.
  - D) el electrón en su orbita se comporta como onda.
  - E) las órbitas corresponden a niveles de energía.
11. De acuerdo al principio de incertidumbre si un átomo permanece en un estado excitado por  $10^{-8} \text{ s}$ , la incertidumbre en la energía de ese estado es ( $h = 6,6 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$ ) del orden de
- A)  $1,0 \cdot 10^{-26} \text{ J}$
  - B)  $6,6 \cdot 10^{26} \text{ J}$
  - C)  $10^{-34} \text{ J}$
  - D)  $2,0 \cdot 10^{-16} \text{ J}$
  - E)  $3,0 \cdot 10^{-18} \text{ J}$

12. Respecto al experimento de Rutherford se afirma que

- I) Los resultados obtenidos fueron de acuerdo a lo que el esperaba.
- II) todas las partículas que fueron disparadas hacia la lámina siguieron de largo.
- III) concluyó de su experimento que existía un núcleo con carga neta positiva.

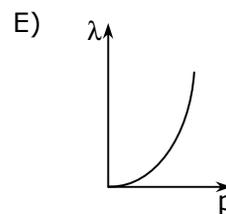
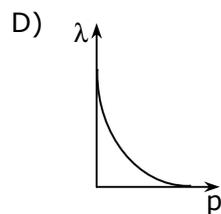
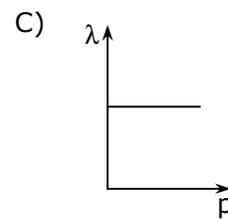
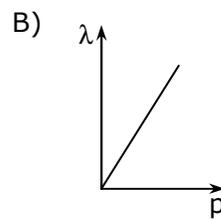
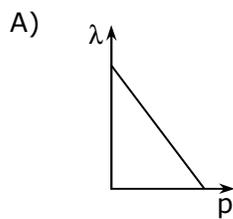
Es (son) correcta(s)

- A) sólo I.
- B) sólo II.
- C) sólo III.
- D) sólo II y III.
- E) I, II y III.

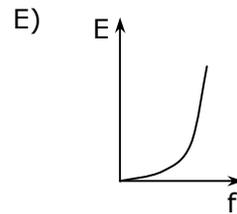
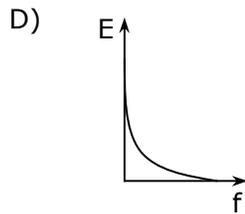
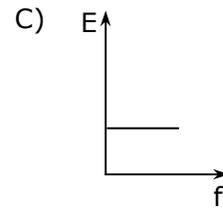
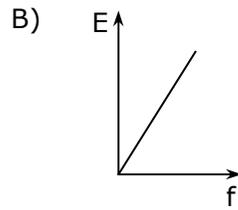
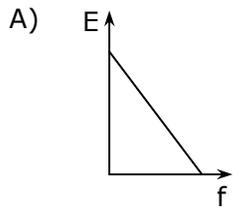
13. El efecto fotoeléctrico consiste en la emisión de

- A) electrones desde una superficie cada vez que se hace incidir luz sobre ella.
- B) protones por parte de una superficie metálica cada vez que la luz incide sobre ella.
- C) electrones desde una superficie metálica cuando incide sobre ella luz de cierto valor de frecuencia hacia arriba.
- D) electrones desde una superficie metálica cuando incide sobre ella luz de cierto valor de intensidad hacia arriba.
- E) neutrones desde el núcleo debido a que se hace incidir luz de alta frecuencia sobre una superficie metálica.

14. La relación entre la longitud de onda de De Broglie y la cantidad de movimiento de una partícula, está representada en forma correcta en el gráfico



15. La relación entre la energía  $E$  de un fotón y su correspondiente frecuencia  $f$ , se muestra en forma correcta en el gráfico



**CLAVES DE LOS EJEMPLOS**

1 B 2 D 3 E 4 E N I V E R S I T A R I O

**PEDRO DE VALDIVIA**

DMDFM-34

Puedes complementar los contenidos de esta guía visitando nuestra web  
<http://www.pedrodevaldivia.cl/>