

Actividades

1 Completa en tu cuaderno la tabla e indica los posibles isótopos existentes:



Isótopos	Z	A	Nº de p	Nº de n	Nº de e
${}_{5}^{11}\text{B}$	5	11	5	$11 - 5 = 6$	5
${}_{8}^{17}\text{O}$	8	17	8	$17 - 8 = 9$	8
${}_{17}^{37}\text{Cl}$	17	$17 + 20 = 37$	17	20	17
${}_{92}^{235}\text{U}$	92	235	92	$235 - 92 = 143$	92
${}_{8}^{16}\text{O}$	8	$8 + 8 = 16$	8	8	8
${}_{6}^{13}\text{C}$	6	$6 + 7 = 13$	6	7	6
${}_{47}^{109}\text{Ag}$	47	109	47	$109 - 47 = 62$	47
${}_{10}^{20}\text{Ne}$	10	20	$20 - 10 = 10$	10	10
${}_{17}^{35}\text{Cl}$	17	35	17	$35 - 17 = 18$	17



2 ¿Cuáles de los siguientes átomos son isótopos del mismo elemento: ${}_{14}^{28}\text{A}$; ${}_{28}^{14}\text{B}$; ${}_{29}^{14}\text{C}$; ${}_{14}^{30}\text{D}$; ${}_{30}^{14}\text{E}$



El A y el D que tienen el mismo valor de $Z = 14$.



3 ¿Por qué las masas atómicas de la mayoría de los elementos son números decimales?



La causa principal de que las masas atómicas de los elementos sean números decimales es que son medias ponderadas (en su abundancia porcentual) de las masas atómicas de los isótopos que tienen.

$$m = \frac{\sum_{i=1}^n m_i \cdot p_i}{100} \text{ en donde } \begin{cases} m_i = \text{masa atómica del isótopo } i \\ p_i = \% \text{ de abundancia del isótopo } i \end{cases}$$



4 Indica el número de electrones, de protones y de neutrones de las siguientes especies químicas:

a) $\text{Ag} - 107$; b) ${}^{32}\text{S}^{2-}$; c) ${}^{27}\text{Al}^{3+}$



a) El Ag $Z = 47$, como $A = 107$, neutrones = $n = A - Z = 107 - 47 = 60$, protones = $p^+ = Z = 47$ y electrones = $e^- = 47$ ya que tiene el átomo es neutro.

b) $^{32}\text{S}^{2-}$, $A = 32$, $Z = p^+ = 16$, $n = A - Z = 32 - 16 = 16$, $e^- = 18$ ya que tiene dos cargas negativas en exceso.

c) $^{27}\text{Al}^{3+}$, $A = 27$, $Z = p^+ = 13$, $n = A - Z = 27 - 13 = 14$, $e^- = 10$ ya que tiene tres cargas positivas en exceso.



5) La plata natural está constituida por una mezcla de dos isótopos de números másicos 107 y 109, que intervienen en una proporción del 56 % y del 44%, respectivamente. Calcula la masa atómica de la plata natural.



$$m = \frac{\sum_{i=1}^n m_i \cdot p_i}{100} = \frac{m_1 \cdot p_1 + m_2 \cdot p_2}{100} = \frac{107 \cdot 56 + 109 \cdot 44}{100} = 107,88$$



6) En la naturaleza se encuentran dos isótopos del bromo: ^{79}Br y ^{81}Br . Deduce la proporción en que ambos isótopos forman parte del bromo natural, sabiendo que la masa atómica del elemento es de 79,9.



$$m = \frac{\sum_{i=1}^n m_i \cdot p_i}{100} = \frac{m_1 \cdot p_1 + m_2 \cdot p_2}{100} \Rightarrow 79,9 = \frac{79 \cdot x + 81(100 - x)}{100} \Leftrightarrow 7990 = 79x + 8100 - 81x \Leftrightarrow 2x = 110 \Leftrightarrow x = \frac{110}{2} = 55$$

% la abundancia del primero y 45 % la del segundo.



7) Conocidas las longitudes de onda, calcula el rango de frecuencias de la luz visible. ¿Qué tipo de relación existe entre la longitud de onda y la frecuencia?



La longitud de onda (λ) y la frecuencia (ν) están relacionadas mediante la velocidad de la luz (c) según:

$$c = \lambda \cdot \nu \Rightarrow \nu = \frac{c}{\lambda} \left\{ \begin{array}{l} \nu_i = \frac{3 \cdot 10^8 \frac{\text{m}}{\text{s}}}{700 \cdot 10^{-9} \text{m}} = 4,286 \cdot 10^{14} \text{Hz} \\ \nu_f = \frac{3 \cdot 10^8 \frac{\text{m}}{\text{s}}}{400 \cdot 10^{-9} \text{m}} = 7,5 \cdot 10^{14} \text{Hz} \end{array} \right.$$



18) Calcula la longitud de onda y la frecuencia de la tercera raya de la serie de Balmer.



$$\nu = R_c \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right) \xrightarrow{n=5(\text{tercera raya})} \nu = 3,29 \cdot 10^{15} \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{5^2} \right) = 6,91 \cdot 10^{14} \text{ Hz} \Rightarrow \lambda = \frac{c}{\nu} = \frac{3 \cdot 10^8 \frac{\text{m}}{\text{s}}}{6,91 \cdot 10^{14} \text{ Hz}} = 4,34 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$



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



$$E_0 = h \cdot \nu = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot 4 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1} = 2,652 \cdot 10^{-19} \text{ J.}$$



20) Si un átomo emite luz con una frecuencia de $4 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$, ¿cuáles de los siguientes valores coinciden con los cuantos que emite?

- a) $2,65 \cdot 10^{-19} \text{ J}$ c) $5,30 \cdot 10^{-19} \text{ J}$
- b) $3,19 \cdot 10^{-19} \text{ J}$ d) $4,24 \cdot 10^{-19} \text{ J}$



Como hemos calculado en el ejercicio anterior el cuanto coincidiría con el apartado **a)**



21) ¿Cuál es la energía cinética máxima de los electrones arrancados del bario cuando es iluminado con una luz de longitud de onda de 350 nm, si la energía de extracción del bario es 2,50 eV? Dato: $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$



$$h\nu = E(\text{extracción}) + E_c \Rightarrow E_c = h\nu - E(\text{extracción}) = 6,63 \cdot 10^{-34} \cdot \frac{3 \cdot 10^8 \frac{\text{m}}{\text{s}}}{350 \cdot 10^{-9} \text{ m}} - 2,50 \text{ eV} \cdot \frac{1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}}{1 \text{ eV}} = 1,68 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$= \frac{1,68 \cdot 10^{-19} \text{ J}}{1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J/eV}} = 1,05 \text{ eV.}$$



22) Elabora un pequeño informe (para ello puedes buscar en Internet), sobre el siguiente tema: «El efecto fotoeléctrico es la base de la producción de energía eléctrica por radiación solar».



La energía eléctrica por transformación de la radiación solar se produce en los **paneles fotovoltaicos**.

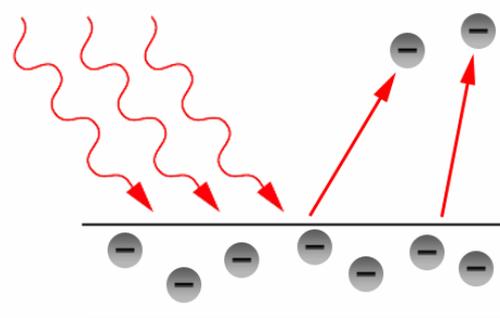
Los paneles fotovoltaicos están formados por numerosas celdas que convierten la luz en electricidad. Los paneles fotovoltaicos consisten en una red de **células fotoeléctrica** conectadas como circuito en

serie para aumentar la tensión de salida hasta el valor deseado (usualmente se utilizan 12V ó 24V) a la vez que se conectan varias redes como circuito paralelo para aumentar la corriente eléctrica que es capaz de proporcionar el dispositivo.

Una **célula fotoeléctrica**, también llamada **célula, fotocélula o celda fotovoltaica**, es un dispositivo electrónico que permite transformar la energía luminosa (fotones) en energía eléctrica (electrones) mediante el **efecto fotoeléctrico**. La eficiencia de conversión media obtenida por las células disponibles comercialmente (producidas a partir de silicio monocristalino) está alrededor del 11-12%, pero según la tecnología utilizada varía desde el 6% de las células de silicio amorfo hasta el 14-19% de las células de silicio policristalino. También existen Las células multicapa, normalmente de Arseniuro de Galio, que alcanzan eficiencias del 30%. En laboratorio se ha superado el 42% con nuevos paneles experimentales. La vida útil media a máximo rendimiento se sitúa en torno a los 25 años, período a partir del cual la potencia entregada disminuye. El tipo de corriente eléctrica que proporcionan es corriente continua, por lo que si necesitamos corriente alterna o aumentar su tensión, tendremos que añadir un inversor y/o un convertidor de potencia

El **efecto fotoeléctrico** consiste en la emisión de electrones por un material cuando se le ilumina con radiación electromagnética (luz visible o ultravioleta, en general). El efecto fotoeléctrico fue descubierto y descrito por Heinrich Hertz en 1887. La explicación teórica solo fue hecha por Albert Einstein en 1905 quien basó su formulación de la fotoelectricidad en una extensión del trabajo sobre los cuantos de Max Planck. Más tarde Robert Andrews Millikan pasó diez años experimentando para demostrar que la teoría de Einstein no era correcta... y demostró que sí lo era. Eso permitió que Einstein y Millikan compartiesen el premio Nobel en 1921 y 1923 respectivamente. Los fotones tienen una energía característica determinada por la longitud de onda de la luz. Si un electrón absorbe energía de un fotón y tiene mayor energía que la necesaria para salir del material y su velocidad está bien dirigida hacia la superficie, entonces el electrón puede ser extraído del material.

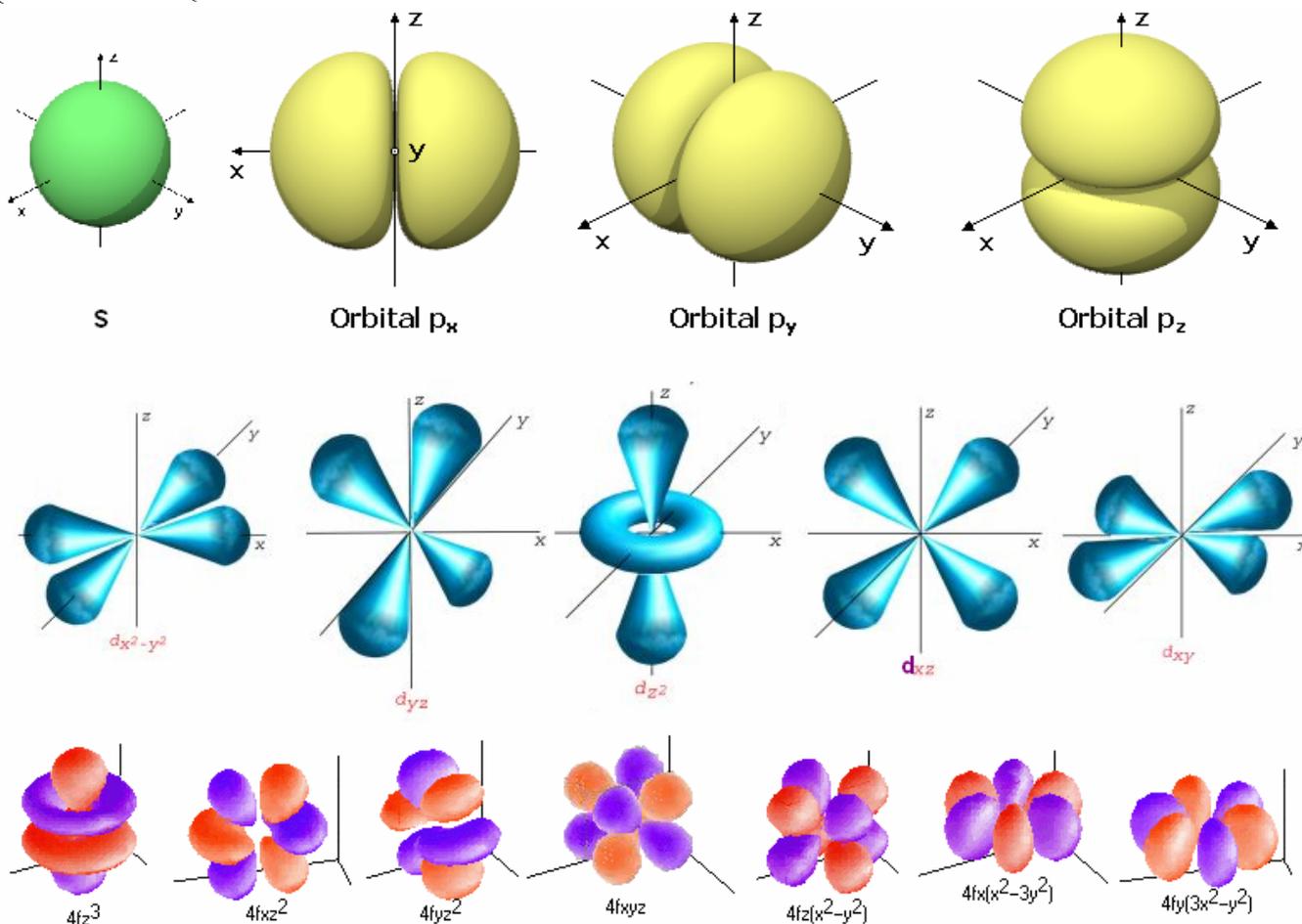
Si la energía del fotón es demasiado pequeña, el electrón es incapaz de escapar de la superficie del material. Los cambios en la intensidad de la luz no cambian la energía de sus fotones, tan sólo el número de electrones que pueden escapar de dicha superficie y por lo tanto la energía de los electrones emitidos no depende de la intensidad de la luz incidente, sino de la frecuencia de la radiación que le llega. Si el fotón es absorbido parte de la energía se utiliza para liberarlo del átomo y el resto contribuye a dotar de energía cinética a la partícula libre. En principio, todos los electrones son susceptibles de ser emitidos por efecto fotoeléctrico. En realidad los que más salen son los que necesitan menos



energía para salir y, de ellos, los más numerosos. En un aislante (dieléctrico), los electrones más energéticos se encuentran en la banda de valencia. En un metal, los electrones más energéticos están en la banda de conducción. En un semiconductor de tipo N, son los electrones de la banda de conducción que son los más energéticos. En un semiconductor de tipo P también, pero hay muy pocos en la banda de conducción. Así que en ese tipo de semiconductor hay que ir a buscar los electrones de la banda de valencia. A la temperatura ambiente, los electrones más energéticos se encuentran cerca del nivel de Fermi (salvo en los semiconductores intrínsecos en los cuales no hay electrones cerca del nivel de Fermi). La energía que hay que dar a un electrón para llevarlo desde el nivel de Fermi hasta el exterior del material se llama función trabajo, y la frecuencia mínima necesaria para que un electrón escape del metal recibe el nombre de frecuencia umbral. El valor de esa energía es muy variable y depende del material, estado cristalino y, sobre todo de las últimas capas atómicas que recubren la superficie del material. Los metales alcalinos (sodio, calcio, cesio, etc.) presentan las más bajas funciones de trabajo. Aun es necesario que las superficies estén limpias al nivel atómico. Una de la más grandes dificultades de las experiencias de Millikan era que había que fabricar las superficies de metal en el vacío.



- Un orbital s { $4s$ ($n = 4, l = 0$)
- Tres orbitales p {
 - $4p_x$ ($n = 4, l = 1, m = -1$)
 - $4p_y$ ($n = 4, l = 1, m = 0$)
 - $4p_z$ ($n = 4, l = 1, m = 1$)
- Cinco orbitales d {
 - $4d_{x^2-y^2}$ ($n = 4, l = 2, m = -2$)
 - $4d_{yz}$ ($n = 4, l = 2, m = -1$)
 - $4d_{z^2}$ ($n = 4, l = 2, m = 0$)
 - $4d_{xz}$ ($n = 4, l = 2, m = 1$)
 - $4d_{xy}$ ($n = 4, l = 2, m = 2$)
- Siete orbitales f {
 - ($n = 4, l = 3, m = -3$)
 - ($n = 4, l = 3, m = -2$)
 - ($n = 4, l = 3, m = -1$)
 - ($n = 4, l = 3, m = 0$)
 - ($n = 4, l = 3, m = 1$)
 - ($n = 4, l = 3, m = 2$)
 - ($n = 4, l = 3, m = 3$)



15 Atendiendo a su colocación en el sistema periódico, escribe la configuración electrónica de los elementos alcalinos, Li, Na, K, Rb y Cs. Indica los electrones de valencia que posee cada uno de ellos.



Al estar en el primer grupo todos tienen en su nivel más externo la misma configuración ns^1 y las capas anteriores completas:

- Li: $1s^2 2s^1$.
- Na: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$.
- K: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$.
- Rb: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^1$.
- Cs: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^1$.

Como en su capa más externa tienen 1 electrón su valencia será +1, al tener tendencia a perderlo para adquirir la estructura estable del gas noble que les antecede.



16 Haciendo uso de la tabla periódica, dibuja el diagrama de orbitales del Mg, P y S.



	1s	2s	2p _x	2p _y	2p _z	3s	3p _x	3p _y	Z
Mg	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓			12
P	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑	15
S	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	16

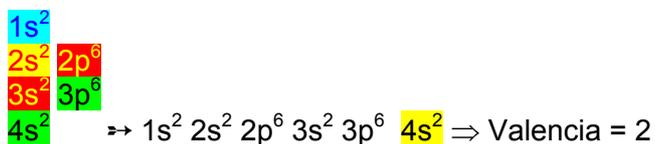


17 Indica la valencia iónica del Ca, el Cs, el B y el N.

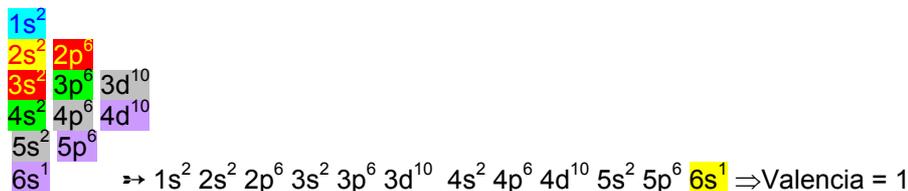


Dependen de su estructura electrónica que hallamos

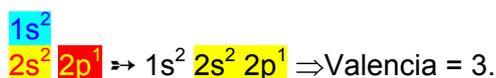
☀ Ca (Z = 20, e⁻ = 20)



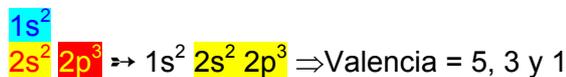
☀ Cs (Z = 35, e⁻ = 55)



☉ B (Z = 5, e⁻ = 5)



☉ N (Z = 7, e⁻ = 7)



☐☐ Responde a las siguientes preguntas relativas a la energía de ionización:

- a) ¿Por qué al grupo de los metales alcalinos le corresponden las menores EI₁?
- b) ¿Por qué al grupo de los gases nobles le corresponden las mayores EI₁?
- c) Por qué el berilio tiene una EI₁ superior a la del boro si este último está colocado a su derecha?
- d) ¿Por qué el rubidio tiene una EI₁ inferior a la del litio?
- e) ¿Por qué el galio tiene una EI₁ menor que el calcio?



La primera energía de ionización (EI₁) es la energía que hay que suministrar para arrancar el electrón más externo de un átomo aislado de un elemento en estado gaseoso para dar lugar a un ión positivo o catión:



- a) Los metales alcalinos tienen en su última capa un único electrón (ns¹) luego la energía que hay que comunicar para que lo pierdan menor que en el resto de los grupos ya que tienen tendencia a perderlo para alcanzar la configuración más estable del gas noble anterior.
- b) Porque tienen su octeto completo siendo su configuración la más estable dentro de cada período, la energía que hay que comunicarles para arrancarles un electrón es la mayor de su período
- c) Porque de los tres electrones de la última capa del Boro tiene un electrón desapareado mientras que el Berilio tiene sus dos electrones con espines contrarios (apareados) lo que confiere una mayor estabilidad, cuanto más estable sea su configuración más energía hay que comunicar para arrancar un electrón del átomo.
- d) Porque el electrón de la última capa del rubidio (quinta) está mucho más alejado de la fuerza atractiva positiva de los protones del núcleo que en el caso del Litio (segunda) y sabemos que la fuerza de atracción entre cargas es inversamente proporcional a la distancia (ley de Coulomb) y, además, los electrones de las capas más internas del Rubidio hacen efecto de pantalla reduciendo y neutralizando parte de la fuerza nuclear positiva protónica.
- e) Después del Calcio hasta llegar al Galio se introducen 10 protones en el núcleo pero también 10 electrones en la capa 3d de la corteza con lo que apantallan la fuerza nuclear atractiva debido ala carga positiva de los protones con lo que la energía necesaria para desprender un electrón que está menos fuertemente atraído es más pequeña, luego su EI₁ es menor.



19 Ordena de mayor a menor electronegatividad los elementos de números atómicos 1, 6, 9, 19 y 55. A la vista de la ordenación, quiénes son más electronegativos, los metales o los no metales?



La electronegatividad mide la tendencia que tiene uno de sus átomos a atraer hacia sí el par de electrones del enlace con otro átomo. Disminuye al descender en un grupo y aumenta de derecha a izquierda en un período.

El de mayor electronegatividad es el F (Z = 9) que es el que está más arriba y a la derecha es el más electronegativo ya que tiene mucha tendencia a captar el electrón que le falta para completar su octeto y adquirir la configuración estable del gas noble que le sigue (Ne), le sigue el C (Z = 6) que está más arriba y a la derecha que el resto, después el H (Z = 1) que es el primer elemento y de los alcalinos K (Z = 19) y Cs (Z = 55) que tienen tendencia a ceder electrones no a atraerlos el que más fuerza hace es el que está más arriba el K, el Cs es el más electropositivo pues es el que tiene más tendencia a ceder su electrón de valencia y convertirse en un catión, luego el orden teórico sería:

$F(Z=9)$ (más electronegativo) $> C(Z=6) > H(Z=1) > K(Z=19) > Cs(Z=55)$ (más electropositivo)



20 Sabiendo que las energías de ionización del Li, el Cs, el Si y el S, en kJ/mol, son, respectivamente, 520, 376, 786 y 1 000:

- a) Ordénalos, de mayor a menor, según su carácter metálico.
- b) Ordénalos, de mayor a menor, según su carácter no metálico.



a) El carácter metálico aumenta al disminuir la EI, luego el orden creciente de carácter metálico es:

$Cs > Li > Si > S$

b) El carácter no metálico sigue pues el orden inverso:

$S > Si > Li > Cs$.



21 Fíjate en la figura de la variación de las propiedades periódicas y ordena los siguientes elementos por orden creciente de cada una de las propiedades periódicas: Li, Sr, Mo, Os, Al, Se y Br.



- ☉ **Energía de ionización:** $Li < Sr < Al < Mo < Os < Se < Br$.
- ☉ **Electronegatividad y afinidad electrónica :** $Li \approx Sr < Al < Mo < Os < Se < Br$, el mismo ya que a mayor tendencia a captar electrones (electronegatividad) mayor cantidad de energía hay que comunicarle para que los suelten (EI).
- ☉ **Radio atómico:** $Li < Sr < Br < Se < Os < Mo < Al$.
- ☉ **Carácter metálico:** $Br < Se < Os < Mo < Al < Sr < Li$, el orden inverso de la electronegatividad y la EI.



CUESTIONES Y PROBLEMAS

MODELOS DE THOMSON Y RUTHERFORD

① ¿Cómo se descubrieron los electrones? ¿Y los protones?



La existencia del electrón fue postulada por G. Johnstone Stoney, como una unidad de carga en el campo de la electroquímica. El electrón fue descubierto por Joseph John Thomson en 1897 en el *Laboratorio Cavendish* de la Universidad de Cambridge, mientras estudiaba el comportamiento de los rayos catódicos. Influido por el trabajo de Maxwell y el descubrimiento de los rayos X, dedujo que en el tubo de rayos catódicos existían unas partículas con carga negativa que denominó *corpúsculos*. Aunque Stoney había propuesto la existencia del electrón. Fue Thomson quien descubrió su carácter de partícula fundamental. Para confirmar la existencia del electrón era necesario medir sus propiedades, en particular su carga eléctrica. Este objetivo fue alcanzado por Millikan en el célebre experimento de la gota de aceite realizado en 1909.

EL DESCUBRIMIENTO DEL ELECTRÓN

Las investigaciones que condujeron al descubrimiento del electrón comenzaron con un intento de explicar la discrepancia que existe en el modo como se desvían los rayos catódicos según que actúen sobre ellos fuerzas magnéticas o fuerzas eléctricas.

Las fuerzas magnéticas desvían los rayos del mismo modo que si fuesen ellas partículas cargadas de electricidad negativa que se movieran en la misma dirección que los rayos.

Si es colocado un cilindro de Faraday fuera de la trayectoria normal de un haz delgado de rayos catódicos, no recibe ninguna carga eléctrica; pero recibe una abundante carga eléctrica negativa si por medio de un imán se hace que el haz se desvíe hacia el interior del cilindro. Esto sería una prueba decisiva de que los rayos lleven electricidad negativa, de no haber demostrado Hertz que no padecen desviación alguna al exponerlos a la acción de una fuerza eléctrica. De ahí derivó Hertz que los rayos no estaban cargados de electricidad negativa. Sostuvo pues, la hipótesis, defendida por la mayoría de los físicos alemanes, según la cual tales rayos son corrientes eléctricas que pasan a través del éter, saliendo del cátodo la electricidad negativa, y yendo hacia él la positiva, y que sobre ellos actúan las fuerzas magnéticas de acuerdo a las leyes descubiertas por Ampère acerca de las fuerzas que obran sobre las corrientes eléctricas.

Dichas corrientes darían una carga eléctrica negativa a los cuerpos contra los cuales chocan. Las desviaría un imán, de acuerdo con las leyes de Ampère. No las desviarían las fuerzas eléctricas. Son cabalmente las propiedades que durante mucho tiempo se creyó que poseían los rayos catódicos.

En mi primer experimento para desviar un haz de rayos catódicos, lo hice pasar por entre dos láminas paralelas de metal sujetas en la interior del tubo de descarga y generé un campo eléctrico entre las láminas. Con ello no logré producir ninguna desviación duradera. Con todo, pude descubrir un leve fulgor en el haz, al aplicar por primera vez una fuerza eléctrica. Esto me dio la clave de lo que, a mi juicio, explica la falta de desviación eléctrica de los rayos.

De existir un gas entre las láminas, lo ionizarían los rayos catódicos al atravesarlo, y producirían así cierta cantidad de partículas cargadas de electricidad así positiva como negativa. La lámina cargada de electricidad positiva atraería las partículas cargadas de electricidad negativa, y neutralizaría, en el espacio que queda entre las láminas, el efecto de su electrización positiva. Cargándose así las láminas no se generaría fuerza eléctrica entre ellas. El resplandor momentáneo tuvo por causa el que no era instantánea la neutralización de las láminas.

Como de acuerdo con esta hipótesis la falta de desviación se debía a la presencia de gas, o sea a lo demasiado alto de la presión lo que había que hacer era lograr un vacío mucho mayor. Esto era más fácil de decir que de hacer. En aquel tiempo la técnica para producir vacíos altos se hallaba todavía en pañales. No se había comprendido la necesidad de eliminar el gas condensado sobre las paredes del tubo de descarga y sobre el metal de los electrodos, a causa de la calefacción prolongada. Como dicho gas se liberaba al pasar la descarga por el tubo, el vacío se echaba a perder rápidamente durante la descarga; y las máquinas neumáticas que de entonces se disponían no tenían la rapidez necesaria para seguir el ritmo de esa liberación. No obstante, haciendo pasar un día y otro día la descarga por el tubo sin introducir nuevo gas, se fue eliminando el gas de las paredes y de los electrodos, y se hizo posible conseguir un vacío mucho mayor.

Este resultado eliminó la discrepancia entre los efectos de las fuerzas eléctricas y las magnéticas que actuaban sobre las partículas catódicas, más aún: suministró el método para medir la velocidad de las partículas y la razón e/m , siendo m la masa de las partículas y la e su carga eléctrica.

Estos experimentos se hacían como exploración. El aparato era muy sencillo y adolecía de las necesidades necesarias para obtener resultados numéricos rigurosos. Sin embargo, era apto para confirmar que las partículas del rayo catódico son del orden 10^{-7} siendo así que el valor más pequeño hallado hasta entonces era 10^{-4} , para el átomo de hidrógeno, en la electrólisis. De modo que, si fuese e igual a la carga de electricidad que lleva el átomo de hidrógeno —cosa que más adelante se demostró— la masa m de la partícula de rayo no podía ser mayor que la milésima parte de la masa de un átomo de hidrógeno, la cual era la masa más pequeña de las hasta entonces conocidas. También quedó confirmado que la masa de las partículas sobredichas no depende de la clase de gas que contiene el tubo de descarga. Tan sorprendentes eran esos resultados que consideré más importantes hacer una revisión general del asunto que perfeccionar la determinación del valor exacto de la relación entre la masa de la partícula y la masa del átomo de hidrógeno.

Experimenté luego con partículas electrizadas que se habían producido por métodos en los cuales no se había aplicado ninguna fuerza eléctrica a la fuente de las partículas. Como es sabido, los metales al aplicárseles luz ultravioleta dan electricidad negativa; y otro tanto hacen los filamentos metálicos y los de carbono cuando se ponen incandescentes. Utilizando métodos análogos a los que usé para el caso de los rayos catódicos medí los valores de la razón e/m , para los portadores de electricidad negativa en estos últimos casos, y encontré que dichos valores eran idénticos al que se da en los rayos catódicos:

Después de largas meditaciones acerca de los experimentos, me pareció que eran ineludibles las conclusiones siguientes:

1. Los átomos no son invisibles; porque de ellos pueden arrancarse partículas cargadas de electricidad negativa, por la acción de fuerzas eléctricas, el choque de átomos que se mueven con rapidez, la luz ultravioleta o el calor.
2. Todas esas partículas son iguales en cuanto a la masa y llevan la misma carga de electricidad negativa, sea cual fuere la especie de átomos de que salgan, y son elementos constitutivos de todo átomo.
3. La masa de dichas partículas es menos de un millonésimo de la masa de átomo de hidrógeno.

En un principio di a esas partículas el nombre de "corpúsculos", pero ahora se designan con el más apropiado de "electrones". Publiqué por primera vez la existencia de dichas partículas en un discurso vespertino que pronuncié en el Instituto Real el viernes 29 de abril de 1897...

Al principio muy pocos creyeron en la existencia de tales cuerpos más pequeños que los átomos. Mucho tiempo después me dijo un distinguido físico, presente a mi conferencia del Instituto Real, que pensó que les estaba yo "tomando el pelo". La cosa no me llamó la atención; ya que yo mismo tuve que vencer grandes obstáculos para llegar

a esta explicación de mis experimentos; y sólo cuando me convencí de que éstos no dejaban ninguna escapatoria, externé mi creencia en la existencia de cuerpos más pequeños que los átomos.

Fragmento de "Recollections and Reflections" (Recuerdos y Reflexiones), obra de Thomson, publicada en 1936 por George Bell, Ltd., Londres.

Generalmente se le acredita a Ernest Rutherford el descubrimiento del protón. En el año de 1918 Rutherford encontró que cuando se disparan partículas alfa contra un gas de nitrógeno, sus detectores de centelleo mostraron los signos de núcleos de hidrógeno. Rutherford determinó que el único sitio del cual podían provenir estos núcleos era del nitrógeno y que por tanto el nitrógeno debía contener núcleos de hidrógeno. Por estas razones Rutherford sugirió que el núcleo de hidrógeno, que para la época se sabía que su número atómico era 1, debía ser una partícula fundamental.

Antes que Rutherford, Eugene Goldstein, había observado **rayos canales** compuestos de iones cargados positivamente. Luego del descubrimiento del electrón por J.J. Thompson, Goldstein sugirió que puesto que el átomo era eléctricamente neutro, el mismo debía contener partículas cargadas positivamente. Goldstein usó los rayos canales y pudo calcular la razón carga/masa. Encontró que dichas razones cambiaban cuando cambiaba los gases que usaba en el tubo de rayos catódicos. Lo que Goldstein creía que eran protones resultaron ser iones positivos. Sin embargo, sus trabajos fueron largamente ignorados por la comunidad de físicos.



② Qué significa era nuclear?



La **Era nuclear** fue una expresión usada durante un tiempo en la década de 1950, en la que se creía que las fuentes de energía del futuro serían nucleares, procedería de la energía almacenada en las partículas del núcleo de los átomos. La Bomba atómica convertiría a todos los explosivos convencionales en redundantes y las centrales nucleares harían lo mismo con las fuentes de energía fósil, como el carbón o el petróleo. Había un sentimiento general de que todo usaría energía nuclear de alguna clase. Esto incluso pasaría con los automóviles, llevando a Ford a mostrar el concepto de Ford Nucleon al público en 1958. En la década de 1960 el término fue perdiendo fuerza, pero el concepto se mantuvo. En la serie de televisión Thunderbirds, se presentó una serie de vehículos completamente nuclear, como se muestran en sus comics. En 2001: Una odisea en el espacio, incluso aparecía un bolígrafo atómico. Los expertos predijeron que gracias a las centrales nucleares del futuro la electricidad sería tan barata como el agua, o incluso más barata, y que los contadores de consumo eléctrico serían eliminados. El término fue inicialmente empleado con sentido positivo, pero en la década de 1960 las amenazas consecuentes con el desarrollo de las armas nucleares habían empezado a ser la tecnología atómica más conocida. A finales de la década de 1970, la energía atómica se encontró con dificultades económicas y el rechazo público, que llegó a su clímax con el accidente de Three Mile Island de 1979 y el desastre de Chernobil de 1986, que acabaron con las perspectivas de extender las aplicaciones de la industria nuclear. De esta forma, la expresión "edad atómica" o "nuclear" hoy en día conlleva un sentimiento de nostalgia o de inocencia.



③ Cómo se llegó a la conclusión de que debían existir los neutrones?



El descubrimiento del neutrón fue esencial para el entendimiento del núcleo. Los primeros indicios de la existencia de esta partícula fueron encontrados por Bothe y Becker, en Alemania, quienes, en 1930, anuncian la aparición de una radiación muy penetrante al bombardear berilio con partículas alfa.

Intrigados por la naturaleza de estas radiaciones, Joliot y Curie realizaron estudios tendientes a determinar su naturaleza. Los resultados indicaron que se trataba de radiaciones eléctricamente neutras y con las cuales se podían arrancar protones de hasta 5.7 MeV a un blanco de parafina, concluyendo que se trataba de rayos gamma de muy alta energía (55 MeV). El mismo año, Chadwick y Feather decidieron comprobar la validez de esta hipótesis bombardeando blancos de un polímero cianurado, encontrando que las mismas radiaciones eran capaces ahora de arrancar núcleos de nitrógeno de hasta 1.2 MeV. De tratarse de gammas, estos deberían tener una energía muy diferente (90 MeV) a la necesaria para explicar lo observado anteriormente. Ante tal inconsistencia, Chadwick se dio cuenta que ambas observaciones podrían ser explicadas consistentemente sí, en lugar de gammas, se tratara de partículas neutras cuya masa fuera muy parecida a la del protón. El descubrimiento del neutrón resolvió muchos otros problemas conceptuales de la época, entre ellos la necesidad de suponer la coexistencia de electrones y protones dentro del núcleo.

La sistemática derivada de las masas de los núcleos indicaba la existencia de masa neutra en ellos. La primera interpretación para esto fue que podría tratarse de combinaciones de protones y electrones pero tal modelo, sin embargo, pronto encontró dificultades para explicar algunas evidencias experimentales (interpretación de la espectroscopia molecular). En 1928, Bothe y Becker informaron que habían liberado del núcleo una misteriosa radiación nueva de inusual poder penetrador. Lo habían conseguido al bombardear átomos de berilio con partículas alfa, un nuevo tipo de radiaciones que despertaron el interés de varios investigadores,. Entre ellos se encontraba Chadwick, quien había dedicado parte de su tiempo a explorar una hipótesis alternativa de su maestro Rutherford sobre la existencia de una partícula neutra: el neutrón, que logró esclarecer en 1932. Para determinar su tamaño, bombardeó átomos de boro con ellas y a partir del incremento en masa del nuevo núcleo, calculó que la partícula añadida al boro tenía una masa más o menos igual al protón. Sin embargo, la partícula en sí no podía detectarse en una cámara de niebla de Wilson. Chadwick decidió que la explicación debía ser que la partícula no poseía carga eléctrica (una partícula sin carga no produce ionización y, por lo tanto, no condensa gotitas de agua). Por ello, Chadwick llegó a la conclusión de que había emergido una partícula del todo nueva, una partícula que tenía aproximadamente la misma masa del protón, pero sin carga o, en otras palabras, era eléctricamente neutra. La posibilidad de una partícula así ya había sido sugerida y se propuso un nombre: **neutrón**. Chadwick aceptó esa denominación.



④ Di si es verdadera o falsa la siguiente afirmación: «cualquiera que sea el gas en el tubo, los rayos catódicos están formados por electrones en movimiento, y los rayos canales, por protones en movimiento».



Sólo es verdadera la primera parte del párrafo correspondiente a los rayos catódicos, pero los rayos canales son corrientes de iones (cationes) que se forman al perder los átomos de gas un electrón y que, por tanto, son diferentes para distintos gases encerrados en el tubo.



⑤ ¿Cómo se puede saber si los rayos catódicos viajan del cátodo al ánodo o del ánodo al cátodo?



Si interponemos un objeto en su trayectoria, se producirá una sombra en el lado contrario a su sentido de movimiento, es decir en el ánodo(-), se llaman catódicos por que se originan en el cátodo(+) y se mueven, por tanto del cátodo al ánodo.

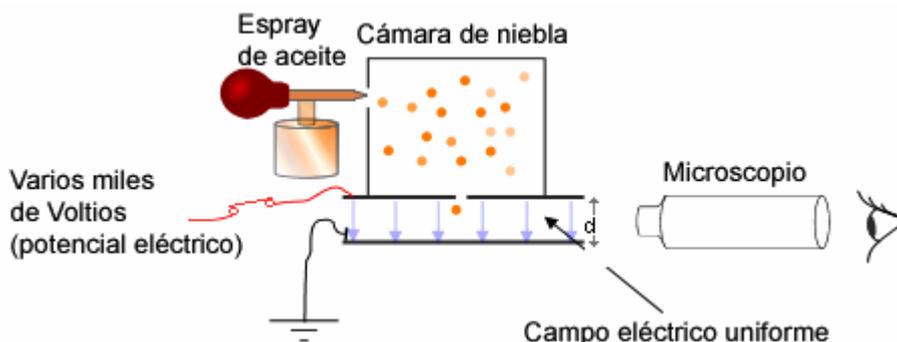


⑥ Indica algún experimento que permita demostrar que los rayos catódicos tienen masa y carga.



El famoso experimento de Millikan (“el experimento de la gota de aceite”):

El experimento consiste en introducir en un gas, gotitas de aceite de un radio del orden de un micrómetro. Estas gotitas caen muy lentamente, con movimiento uniforme, con su peso compensado por la viscosidad del medio. Este tipo de movimiento viene regido por la ley de Stokes. Ahora bien, las gotas se cargan electrostáticamente al salir del atomizador por lo que su movimiento de caída se altera significativamente si se hace actuar un campo eléctrico vertical. Ajustando convenientemente la magnitud del campo eléctrico, puede lograrse que la gota permanezca en suspensión.



Conociendo el valor m de la masa de la gota, la intensidad E del campo eléctrico y el valor g de la gravedad, puede calcularse la carga q de la gota en equilibrio:

$$mg = qE \text{ principalmente}$$

Millikan comprobó que los valores de las cargas eran siempre múltiplos de una carga elemental, la del electrón. Por consiguiente pudo medir la carga eléctrica que posee un electrón. Este valor es:

$$e = 1,602 \times 10^{-19} \text{ culombios.}$$

Millikan recibió el premio Nobel de Física en 1923 en parte por este experimento.



⑦ Calcula la carga que transporta 1 mol de electrones.



$$Q = 1 \text{ mol de electrones} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ electrones}}{1 \text{ mol de electrones}} \cdot \frac{1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}}{1 \text{ electrón}} \cong 96500 \text{ C}$$



⑧ ¿Cuántos electrones son necesarios para llevar una carga de 1 C?



Hemos visto en el ejercicio anterior que 1 mol de electrones transportan 96500 C, luego 1 C lo transportarán:

$$1\text{C} \cdot \frac{1\text{ mol de e}^-}{96500\text{C}} = 104 \cdot 10^{-5} \text{ moles de e}^- = 104 \cdot 10^{-5} \text{ moles de e}^- \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ e}^-}{1\text{ mol de e}^-} = 6,24 \cdot 10^{18} \text{ e}^-.$$



⑨ Si la carga nuclear del cobre es $4,646 \cdot 10^{-18} \text{ C}$, calcula el número de cargas nucleares que contiene el núcleo del átomo de cobre.



Como cada protón tiene una carga de $1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$:

$$\text{N}^\circ \text{ de protones} = 4,646 \cdot 10^{-18} \text{ C} \cdot \frac{1\text{ protón}}{1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}} = 29 \text{ protones.}$$



⑩ Considerando que la masa de un átomo de Li (6,015 u) reside totalmente en su núcleo, que el diámetro del núcleo es 10000 veces menor al del átomo, y sabiendo que el radio del átomo de Li (suponiendo que sea esférico) es 0,15 nm, calcula la densidad del núcleo de dicho átomo. Comenta el resultado.



$$\text{Radio nuclear} = r = \frac{0,15 \cdot 10^{-9} \text{ m}}{1000} = 1,5 \cdot 10^{-13} \text{ m} = 1,5 \cdot 10^{-11} \text{ cm.}$$

$$\text{Masa del núcleo} = m = 6,015 \text{ u} \cdot \frac{1,6606 \cdot 10^{-24} \text{ g}}{1 \text{ u}} = 10^{-23} \text{ g.}$$

$$\text{Volumen del núcleo (supuesto esférico)} = V = \frac{4}{3} \pi r^3 = \frac{4}{3} \pi (1,5 \cdot 10^{-11} \text{ cm})^3 = 1,41 \cdot 10^{-32} \text{ cm}^3$$

$$\text{Densidad} = \frac{m}{V} = \frac{10^{-23} \text{ g}}{1,41 \cdot 10^{-32} \text{ cm}^3} = 7,07 \cdot 10^8 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$$

La densidad del núcleo es altísima, por eso la materia está prácticamente vacía a nivel atómico. Las estrellas de neutrones se contraen por su alta densidad y se convierten en agujeros negros.



⑪ Halla la densidad de un átomo de Li y compara el resultado con el del ejercicio anterior.



Como la masa prácticamente reside en el núcleo, $m = 10^{-23} \text{ g}$.

$$\text{Volumen del átomo (supuesto esférico)} = V = \frac{4}{3} \pi r^3 = \frac{4}{3} \pi (1,5 \cdot 10^{-8} \text{ cm})^3 = 1,41 \cdot 10^{-23} \text{ cm}^3$$

$$\text{Densidad} = \frac{m}{V} = \frac{10^{-23} \text{ g}}{1,41 \cdot 10^{-23} \text{ cm}^3} = 0,707 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}, \text{ es } 10^9 \text{ veces menor, por eso hemos dicho en el ejercicio}$$

anterior que la materia a nivel atómico está casi vacía, porque casi toda la masa se concentra en el núcleo que es 1000 veces de menor radio que el átomo, en una proporción, en volumen, de 10^9 .



NÚMEROS QUE IDENTIFICAN AL ÁTOMO. ISÓTOPOS

12 Qué representa el número atómico de un elemento?



El **número atómico** (Z) expresa la carga nuclear de un átomo, es decir, el número de **protones** que tiene, y es un número característico de cada elemento.



13 ¿De qué nos informa el número másico de un isótopo?



El **número másico** (A) nos informa de la **suma** de **protones** y **neutrones** existentes en el núcleo de un átomo:

$$A = Z + \text{Neutrones}(N)$$



14 Indica en qué se parecen y en qué se diferencian los isótopos de un elemento.



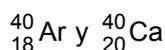
Los isótopos de un elemento se parecen en que tienen el mismo número de protones en su núcleo (y, por tanto, de electrones en su corteza) y se diferencian en el número de neutrones.



15 Di si es verdadera o falsa la siguiente afirmación: «todos los átomos con igual número atómico, cualquiera que sea su masa, pertenecen al mismo elemento químico».



Como el número másico (A) es $A = Z + N$, pueden darse diferentes combinaciones cuyo valor de A sea el mismo (isóbaros) pero con distinto Z, es decir elementos diferentes, por ejemplo:



16 Di si es verdadera o falsa la siguiente afirmación: «un átomo con 6 protones y 6 neutrones en su núcleo tiene un número atómico 6 y un número másico 6».



Es falsa ya que aunque es cierto que su número atómico es $Z = \text{protones} = 6$, su número másico debería ser $A = Z + N = 6 + 6 = 12$.



17 Un ion Ca^{2+} tiene 18 electrones y 20 neutrones. Cuántos protones posee? ¿Cuál es su número atómico? ¿Cuál es su número másico?



Nº de e^- = e = 18.
 Nº de neutrones = N = 20

Como tiene dos cargas positivas, ha perdido dos electrones, luego tiene dos protones más en su núcleo es decir 20, su número atómico es $Z = 20$. Su número másico es $A = Z + N = 20 + 20 = 40$.



18 ¿Cuál es la diferencia entre número másico y masa atómica de un isótopo?



El **número másico** (A) expresa la **suma** de **protones** y **neutrones** existentes en el núcleo de un átomo:

$$A = Z + \text{Neutrones}(N)$$

La masa atómica es algo menor que esa suma ya que se pierde masa, que se transforma en energía, según la ecuación de Einstein $E = mc^2$, al formarse el núcleo.



19 ¿Cuál es la diferencia entre masa atómica de un isótopo y masa atómica del elemento que contiene el isótopo?



La masa atómica del elemento es la media aritmética ponderada (según su abundancia relativa) de las masas atómicas de todos los isótopos existentes de ese elemento (que tienen igual Z).

$$m = \frac{\sum_{i=1}^n m_i \cdot p_i}{100} \text{ en donde } \begin{cases} m_i = \text{masa atómica del isótopo } i \\ p_i = \% \text{ de abundancia del isótopo } i \end{cases}$$



20 Como unidad de masa atómica se ha elegido la doceava parte de la masa del isótopo de carbono-12. Por qué la masa atómica del carbono es, entonces, 12,011 u?



Porque el carbono además del isótopo de carbono -12 (98,89 % de abundancia relativa) tiene otros isótopos el carbono-13 y carbono-14 (radioactivo) que se tienen en cuenta, como hemos dicho en el ejercicio anterior para hallar su masa atómica.



21 El Li tiene dos isótopos de masas atómicas 6,015 y 7,016, respectivamente. La masa atómica del Li es 6,941 u. Determina la abundancia de cada isótopo.

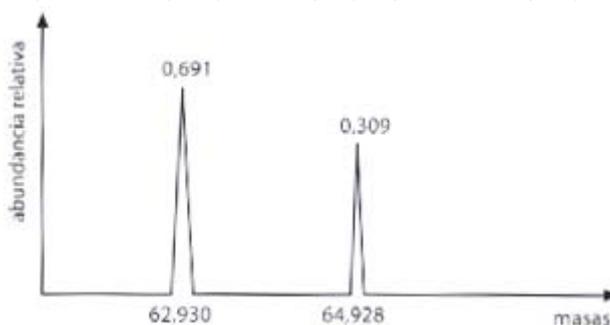


$$m = \frac{\sum_{i=1}^n m_i \cdot p_i}{100} = \frac{m_1 \cdot p_1 + m_2 \cdot p_2}{100} \Rightarrow 6,941 = \frac{6,015 \cdot x + 7,016(100 - x)}{100} \Leftrightarrow 694,1 = 6,015x + 701,6 - 7,016x \Leftrightarrow 1,001x = 7,5$$

$$\Leftrightarrow x = \frac{7,5}{1,001} = 7,5 \% \text{ la abundancia del primero y } 92,5 \% \text{ la del segundo.}$$



22 El espectro de masas de dos iones divalentes de un determinado elemento es el siguiente:



¿de qué elemento se trata?.



Hallamos su masa atómica ponderada

$$m = \frac{\sum_{i=1}^n m_i \cdot p_i}{100} = \frac{m_1 \cdot p_1 + m_2 \cdot p_2}{100} = 62,930 \cdot 0,691 + 64,928 \cdot 0,309 = 63,547 \text{ , se trata pues del cobre (Cu).}$$



ESPECTROS. HIPÓTESIS DE PLANCK. EFECTO FOTOELÉCTRICO. MODELO DE BOHR

23 Qué diferencia hay entre el espectro de la luz visible y el de la luz que emite una sustancia cuando arde (o un gas cuando se le excita mediante descargas eléctricas)?



El espectro de la luz visible es continuo y el que emite una sustancia cuando arde es discontinuo, sólo contiene una serie de rayas separadas por bandas oscuras.



24 Define los conceptos de longitud de onda y frecuencia de una radiación.



Longitud de onda (λ) es la distancia entre dos puntos consecutivos de una onda que se hallan en el mismo estado de vibración.

Frecuencia de una radiación (ν) es el número de ondas que pasan por un punto cada segundo.



25 Qué afirma la hipótesis de Planck?



En 1900, el alemán **Max Planck** lanzó una **hipótesis** revolucionaria: **los cuerpos emiten o absorben la energía en forma de paquetes o «cuantos» de energía**. Esto queda reflejado en la expresión:

$$E_0 = h\nu$$

donde h es una constante universal conocida como constante de Planck, en honor del científico, y que vale $6,63 \cdot 10^{-34}$ J·s.

¿Qué significa la hipótesis de Planck? Para empezar, los átomos no emiten ni absorben cualquier cantidad de energía, sino solo aquellas que sean múltiplos enteros de un valor mínimo E_0 ; es decir, $2E_0$, $3E_0$, etcétera.



26 Cómo explica el modelo atómico de Bohr 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), y cada una de las transiciones electrónicas deja una marca en el espectro a la frecuencia correspondiente. Como en una muestra de un elemento cualquiera hay billones de átomos, en el espectro estarán representadas todas las posibles transiciones entre niveles y, por consiguiente, aparecerán varias rayas. Dado que algunas de las diferencias de energía entre niveles se corresponden con energías de la luz visible, las transiciones electrónicas correspondientes dejarán rayas coloreadas que pueden ser observadas a simple vista. Las zonas oscuras entre rayas se deben a transiciones prohibidas.



27 Por qué hubo que hacer correcciones al modelo de Bohr?



Pronto se vio que el modelo de Bohr solo explicaba satisfactoriamente el espectro de hidrógeno y, cuando se construyeron espectroscopios de mayor poder resolutivo, pudo comprobarse que las rayas de los espectros atómicos poseían una estructura fina: cada raya era, en realidad, un conjunto de líneas muy próximas.

Para explicar este fenómeno, el alemán Arnold Sommerfeld (1868-1951) sugirió, en 1915, que las órbitas no tenían por qué ser circulares, sino que también podían ser elípticas, y en cada una de ellas el electrón se movería con una energía ligeramente distinta.

En 1896, el holandés Pieter Zeeman (1865-1943) descubrió que las rayas espectrales sufrían un desdoblamiento cuando el espectro se realizaba bajo la influencia de un intenso campo magnético, lo cual se interpretó diciendo que las órbitas elípticas podían adoptar distinta orientación espacial.

Finalmente, en 1925, los también holandeses George Uhlenbeck (1900-1988) y Samuel Goudsmit (1902-1978) comprobaron experimentalmente, empleando potentes campos magnéticos y métodos espectroscópicos de alto poder de resolución, un desdoblamiento de cada una de las rayas de Zeeman. Con esto se confirmaba la hipótesis lanzada tres años antes por los científicos Stern y Gerlach de que el electrón, al girar sobre su eje, creaba un pequeño campo magnético en la dirección del giro.



28 Si un gas excitado mediante calor o descargas eléctricas deja una raya roja a 668 nm, por qué cuando, sin estar excitado, se interpone en el camino de un haz de luz blanca, deja una raya negra, a 668 nm, sobre el fondo de los siete colores?



En el primer caso se trata de un **espectro de emisión**, que se obtienen cuando un elemento al suministrarle energía (eléctrica, calorífica, ...) **emite una radiación** característica correspondiente a la transición electrónica (de un nivel energético inferior a otro superior) y que se observa por una raya en su espectro.

En el segundo caso, por el contrario se trata de un **espectro de absorción**, el elemento irradiado con una luz continua **absorbe** energía a la misma frecuencia que emite y en esa posición del espectro continuo aparece una raya negra correspondiente a la energía de la radiación absorbida.

Es decir cuando por un gas frío se hace pasar luz con un espectro continuo, el gas absorbe las mismas frecuencias que emite cuando se lleva a la incandescencia.



29 ¿Cuáles de las siguientes líneas espectrales se encuentra en la región visible del espectro: 300 nm, 500 nm, 700 nm o 900 nm?



Como el intervalo de longitudes de onda del espectro visible va de 700 nm hasta 400nm (la energía es inversamente proporcional a la longitud de onda), de las líneas espectrales dadas pertenecen al visible: 500 nm y 700 nm.



30 Qué son las microondas?



Se denomina **microondas** a las ondas electromagnéticas definidas en un rango de frecuencias determinado; generalmente de entre 300 MHz y 300 GHz, que supone un período de oscilación de 3 ns (3×10^{-9} s) a 3 ps (3×10^{-12} s) y una longitud de onda en el rango de 1 m a 1 mm.



31 Si excitamos todos los electrones de una muestra de átomos de hidrógeno hasta el nivel 4, al volver a estados de energía inferiores, cuántas líneas aparecerán en el espectro de emisión resultante?



Se observarán 3 grupos de rayas (corrección de Sommerfeld) correspondientes a las tres transiciones posibles desde el nivel cuatro: del 4 → 3, del 4 → 2 y del 4 → 1.



32 Averigua la longitud de onda de la radiación de frecuencia $4,8 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$.



$$c = \lambda \nu \Leftrightarrow \lambda = \frac{c}{\nu} = \frac{3 \cdot 10^8 \frac{\text{m}}{\text{s}}}{4,8 \cdot 10^{15} \frac{1}{\text{s}}} = 6,25 \cdot 10^{-8} \text{ m} = 6,25 \text{ \AA}$$



33 Calcula la energía del fotón correspondiente a una radiación de frecuencia $6 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$. Determina la longitud de onda de esa radiación.



$$E = h \cdot \nu = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot 6 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1} = 3,978 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$c = \lambda \nu \Leftrightarrow \lambda = \frac{c}{\nu} = \frac{3 \cdot 10^8 \frac{\text{m}}{\text{s}}}{6 \cdot 10^{14} \frac{1}{\text{s}}} = 5 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 500 \cdot 10^{-9} \text{ m} = 500 \text{ nm.}$$



34 Los rayos X tienen una longitud de onda que oscila entre 10^3 nm y 10 nm . Halla la energía correspondiente e intenta averiguar por qué se llama penetrantes a los primeros y blandos a los segundos.

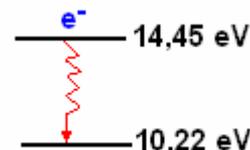


$$\left\{ \begin{array}{l} \nu_1 = \frac{c}{\lambda_1} = \frac{3 \cdot 10^8 \frac{\text{m}}{\text{s}}}{10^{-12} \text{ m}} = 3 \cdot 10^{20} \text{ s}^{-1} \Rightarrow E_1 = h \cdot \nu_1 = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot 3 \cdot 10^{20} \text{ s}^{-1} = 1,989 \cdot 10^{-13} \text{ J.} \\ \nu_2 = \frac{c}{\lambda_2} = \frac{3 \cdot 10^8 \frac{\text{m}}{\text{s}}}{10^{-8} \text{ m}} = 3 \cdot 10^{16} \text{ s}^{-1} \Rightarrow E_2 = h \cdot \nu_2 = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot 3 \cdot 10^{16} \text{ s}^{-1} = 1,989 \cdot 10^{-17} \text{ J.} \end{array} \right.$$

A los primeros se les llama **penetrantes o muy duros** porque tienen una longitud de onda pequeña y según la ley de Baragg- Pierce podrán penetrar en materiales muy densos, los segundos al tener la longitud de onda más elevada del rango de rayos X, tienen menor poder de penetración y se les llama **blandos**.



35) Calcula la frecuencia de la radiación electromagnética que emite un electrón cuando realiza en un átomo el salto mostrado en la figura. ¿En qué parte del espectro electromagnético dejará marca?



En el salto se libera una energía de $\Delta E = 14,45 - 10,22 = 4,23 \text{ eV} = 4,23 \text{ eV} \cdot \frac{1,602 \cdot 10^{-19} \text{ J}}{1 \text{ eV}} = 6,78 \cdot 10^{-19} \text{ J}$.

Ahora podemos hallar la frecuencia de la radiación emitida:

$\Delta E = h \cdot \nu \Leftrightarrow \nu = \frac{\Delta E}{h} = \frac{6,78 \cdot 10^{-19} \text{ J}}{6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}} = 1,02 \cdot 10^{15} \text{ Hz}$ frecuencia que se corresponde con el rango de los Ultravioleta.



MODELO DE ORBITALES. CONFIGURACIONES ELECTRÓNICAS

36) Realiza un resumen de los distintos modelos atómicos apoyándote en la siguiente tabla:

Modelo	Ideas introducidas	Hechos que explican	Hechos que no explican
Dalton	.		
Thomson			
Rutherford			
Bohr			
Mecánica cuántica (actual)			



Modelo Atómico de Dalton

Aproximadamente por el año 1808, Dalton define a los átomos como la unidad constitutiva de los elementos (retomando las ideas de los atomistas griegos). Las ideas básicas de su teoría, publicadas en 1808 y 1810 pueden resumirse en los siguientes puntos:

- La materia está formada por partículas muy pequeñas para ser vistas, llamadas átomos.
- Los átomos de un elemento son idénticos en todas sus propiedades, incluyendo el peso.
- Diferentes elementos están formados por diferentes átomos.
- Los compuestos químicos se forman de la combinación de átomos de dos o más elementos, en un átomo compuesto; o lo que es lo mismo, un compuesto químico es el resultado de la combinación de átomos de dos o más elementos en una proporción numérica simple.
- Los átomos son indivisibles y conservan sus características durante las reacciones químicas.
- En cualquier reacción química, los átomos se combinan en proporciones numéricas simples.
- La separación de átomos y la unión se realiza en las reacciones químicas. En estas reacciones, ningún átomo se crea o destruye y ningún átomo de un elemento se convierte en un átomo de otro elemento.

Hechos que explica

- ☺ **Ley de la Conservación de la Masa** : La Materia no se crea ni se destruye, sólo se transforma.
- ☺ **Ley de las Proporciones Definidas**: Un Compuesto Puro siempre contiene los mismos elementos combinados en las mismas proporciones en masa.
- ☺ **Ley de las Proporciones Múltiples**: Cuando dos elementos A y B forman más de un compuesto, las cantidades de A que se combinan en estos compuestos, con una cantidad fija de B, están en relación de números pequeños enteros.

Hechos que no explica

No explica los rayos catódicos, la radioactividad ni la presencia de los electrones (e-) o protones(p+).

Modelo Atómico de Thomson

Thomson sugiere un modelo atómico que tomaba en cuenta la existencia del electrón, descubierto por él en 1897. Su modelo era estático, pues suponía que los electrones estaban en reposo dentro del átomo y que el conjunto era eléctricamente neutro. Propuso entonces un modelo para el átomo en el que la mayoría de la masa aparecía asociada con la carga positiva (dada la poca masa del electrón en comparación con la de los átomos) y suponiendo que había un cierto número de electrones distribuidos uniformemente dentro de esa masa de carga positiva (como una especie de pastel o calabaza en la que los electrones estuviesen incrustados como si fueran trocitos de fruta o pepitas).

Hechos que explica

- ☺ La materia es eléctricamente neutra, lo que hace pensar que, además de electrones, debe de haber partículas con cargas positivas.
- ☺ Los electrones pueden extraerse de los átomos, pero no así las cargas positivas.
- ☺ 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.
- ☺ J. J. Thomson demostró en 1897 que los rayos producidos en tubos de descarga de gases se desviaban también en un campo eléctrico y eran atraídos por el polo positivo, lo que probaba que eran cargas eléctricas negativas. Calculó también la relación entre la carga y la masa de estas partículas.

Hechos que no explica

Dejó sin explicación la existencia de las otras radiaciones (rayos canales, catódicos, α , β , γ). Posteriormente, el descubrimiento de nuevas partículas y los experimentos llevado a cabo por Rutherford (desviación de las partículas α al atravesar una lámina de oro) demostraron la inexactitud de tales ideas.

Modelo Atómico de Rutherford

Basado en los resultados de su trabajo, que demostró la existencia del núcleo atómico, Rutherford sostiene que casi la totalidad de la masa del átomo se concentra en un núcleo central muy diminuto de carga eléctrica positiva. Los electrones giran alrededor del núcleo describiendo órbitas circulares. Estos

poseen una masa muy ínfima y tienen carga eléctrica negativa. La carga eléctrica del núcleo y de los electrones se neutralizan entre sí, provocando que el átomo sea eléctricamente neutro. 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.

Lord Rutherford propuso en el 1.911 este modelo de átomo:

- El átomo está constituido por una zona central, a la que se le llama núcleo, en la que se encuentra concentrada toda la carga positiva y casi toda la masa del núcleo.
- Hay otra zona exterior del átomo, la corteza, en la que se encuentra toda la carga negativa y cuya masa es muy pequeña en comparación con la del átomo. La corteza está formada por los electrones que tenga el átomo.
- Los electrones se están moviendo a gran velocidad en torno al núcleo.
- El tamaño del núcleo es muy pequeño en comparación con el del átomo (unas 100.000 veces menor)

Hechos que explica

- ☺ El átomo posee un núcleo central en el que su masa y su carga positiva.
- ☺ El resto del átomo debe estar prácticamente vacío, con los electrones formando una corona alrededor del núcleo.
- ☺ La neutralidad del átomo se debe a que la carga positiva total presente en el núcleo, es igualada por el número de electrones de la corona.
- ☺ Cuando los electrones son obligados a salir, dejan a la estructura con carga positiva (explica los diferentes rayos).
- ☺ El átomo es estable, debido a que los electrones mantienen un giro alrededor del núcleo, que genera una fuerza centrífuga que es igualada por la fuerza eléctrica de atracción ejercida por el núcleo, y que permite que se mantenga en su órbita.
- ☺ El valor de la cantidad de energía contenida en un fotón depende del tipo de radiación (de la longitud de onda). En la medida que la longitud de onda se hace menor, la cantidad de energía que llevan es mayor.

Hechos que no explica

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 Según el enunciado anterior los espectros atómicos debería ser continuos, ocurriendo que éstos son discontinuos, formados por líneas de una frecuencia determinada.

Modelo Atómico de Bohr

El Atomo de Hidrógeno contiene un electrón y un núcleo que consiste de un sólo protón. El electrón del átomo de Hidrógeno puede existir solamente en ciertas órbitas esféricas las cuales se llaman niveles o capas de energía. Estos niveles de energía se hallan dispuestos concéntricamente alrededor del núcleo. Cada nivel se designa con una letra (K, L, M, N,...) o un valor de n (1, 2, 3, 4,...).

- El electrón posee una energía definida y característica de la órbita en la cual se mueve. Un electrón de la capa K (más cercana al núcleo) posee la energía más baja posible. Con el aumento de la distancia del núcleo, el radio del nivel y la energía del electrón en el nivel aumentan. El electrón no puede tener una energía que lo coloque entre los niveles permitidos.
- Un electrón en la capa más cercana al núcleo (Capa K) tiene la energía más baja o se encuentra en estado basal. Cuando los átomos se calientan, absorben energía y pasan a niveles exteriores, los cuales son estados energéticos superiores. Se dice entonces que los átomos están excitados.
- Cuando un electrón regresa a un Nivel inferior emite una cantidad definida de energía a la forma de un cuanto de luz. El cuanto de luz tiene una longitud de onda y una frecuencia características y produce una línea espectral característica.
- La longitud de onda y la frecuencia de un fotón producido por el paso de un electrón de un nivel de energía mayor a uno menor en el átomo de Hidrógeno esta dada por:

$$\Delta E = hv = \frac{h}{\lambda} = E_2 - E_1$$

- Para Bohr el átomo sólo puede existir en un cierto número de estados estacionarios, cada uno con una energía determinada.
- La energía sólo puede variar por saltos sucesivos, correspondiendo cada salto a una transición de un estado a otro. En cada salto el átomo emite luz de frecuencia bien definida dada por:

$$hv = |E_i - E_j|$$

Hechos que explica

- ☺ El modelo de Niels Bohr, coincide con el propuesto por Rutherford, admite la presencia de un núcleo positivo que contiene, prácticamente, toda la masa del átomo, donde se encuentran presentes los protones y los neutrones.
- ☺ Los electrones con carga negativa, se mueven alrededor del núcleo en determinados niveles de energía, a los que determinó estados estacionarios, y les asignó un número entero positivo. El nivel más cercano tiene el número 1, le sigue el 2, como se citó en párrafo de éste mismo enunciado (Modelo atómico de Bohr).
- ☺ Siempre que el electrón se mantenga en la órbita que le corresponde, ni gana ni pierde energía.
- ☺ Si un electrón salta de una órbita a otra capta o libera energía en forma de fotones. La cantidad viene dada por la diferencia de energía entre los dos niveles.
- ☺ La energía de cada nivel es mayor en la medida que se aleja del núcleo; sin embargo, las diferencias entre los niveles va disminuyendo, lo que permite que las transiciones electrónicas se produzcan con facilidad.
- ☺ El número de electrones de cada elemento en su estado natural es característico, puesto que depende de su número atómico. Estos electrones estarán distribuidos en diferentes niveles energéticos que pueden funcionar como estaciones de paso para aquellos que reciben suficiente energía para saltar de un nivel a otro. Al devolverse, la luz que, difractada, produce el espectro característico.

Hechos que no explica

El modelo de Bohr explica el espectro del átomo de hidrógeno, pero no los de átomos mayores. Sin negar el considerable avance que supuso la teoría atómica de Bohr, ésta solo podía aplicarse a átomos muy sencillos, y aunque dedujo el valor de algunas constantes, que prácticamente coincidían con los valores experimentales sencillos, el modelo no fue capaz de explicar los numerosos saltos electrónicos, responsables de las líneas que aparecen en los espectros de los átomos que poseen más de un electrón. Al modelo de Bohr se le fueron introduciendo mejoras, pero la idea de un átomo compuesto por orbitas alrededor de un núcleo central puede considerarse demasiado sencilla, no fue posible

interpretar satisfactoriamente el espectro de otros átomos con más de un electrón (átomos polieletrónicos) ni mucho menos la capacidad de los átomos para formar enlaces químicos.

Modelo Atómico actual

Entre los conocimientos actuales o no sobre el átomo, que han mantenido su veracidad, se consideran los siguientes:

1. La presencia de un núcleo atómico con las partículas conocidas, la casi totalidad de la masa atómica en un volumen muy pequeño.
2. Los estados estacionarios o niveles de energía fundamentales en los cuales se distribuyen los electrones de acuerdo a su contenido energético.
3. La dualidad de la materia (carácter onda-partícula), aunque no tenga consecuencias prácticas al tratarse de objetos de gran masa. En el caso de partículas pequeñas (electrones) la longitud de onda tiene un valor comparable con las dimensiones del átomo.
4. La probabilidad en un lugar de certeza, en cuanto a la posición, energía y movimiento de un electrón, debido a la imprecisión de los estudios por el uso de la luz de baja frecuencia.

Fue Erwin Schrodinger, quien ideó el modelo atómico actual, llamado "Ecuación de Onda", una fórmula matemática que considera los aspectos anteriores. La solución de esta ecuación, es la función de onda (PSI), y es una medida de la probabilidad de encontrar al electrón en el espacio. En este modelo, el área donde hay mayor probabilidad de encontrar al electrón se denomina orbital.

El valor de la función de onda asociada con una partícula en movimiento esta relacionada con la probabilidad de encontrar a la partícula en el punto (x,y,z) en el instante de tiempo t.

En general una onda puede tomar valores positivos y negativos. una onda puede representarse por medio de una cantidad *compleja*.

Piense por ejemplo en el campo eléctrico de una onda electromagnética. Una probabilidad negativa, o compleja, es algo sin sentido. Esto significa que la función de onda no es algo observable. Sin embargo el módulo (o cuadrado) de la función de onda siempre es real y positivo. Por esto, a se le conoce como *la densidad de probabilidad*.

La función de onda depende de los valores de tres variables que reciben la denominación de *números cuánticos*. Cada conjunto de números cuánticos, definen una función específica para un electrón.

Sin embargo, a lo largo del siglo XX fueron necesarias nuevas mejoras del modelo para explicar otros fenómenos espectrales.



③⑦ ¿Cuál es la diferencia entre órbita y orbital?



Una **órbita** es la trayectoria que realiza un objeto (electrón en nuestro caso) alrededor de otro (núcleo) mientras está bajo la influencia de una fuerza centrípeta mientras que un **orbital atómico** es la zona (ya no es una trayectoria sino una región) del espacio en la que hay mayor probabilidad de encontrar un electrón con determinada energía.



③⑧ ¿Qué son los números cuánticos?



Los números cuánticos (n, l, m, s) son valores numéricos que nos indican las características de los electrones de los átomos, aparecieron en la teoría atómica de Neils Bohr. Cada electrón tiene un conjunto de cuatro números llamados **números cuánticos**, que lo especifican completamente; no hay dos electrones en el mismo átomo que tenga los mismos cuatro números cuánticos:

- El número cuántico **principal (n)** determina el tamaño de las órbitas, por tanto, la distancia al núcleo de un electrón vendrá determinada por este número cuántico. Todas las órbitas con el mismo número cuántico principal forman una capa. Su valor puede ser cualquier número natural mayor que 0 (1, 2, 3...) y dependiendo de su valor, cada capa recibe como designación una letra. Si el número cuántico principal es 1, la capa se denomina K, si 2 L, si 3 M, si 4 N, si 5 P, etc.
- El número cuántico **azimutal (l)** determina la excentricidad de la órbita, cuanto mayor sea, más excéntrica será, es decir, más aplanada será la elipse que recorre el electrón. Su valor depende del número cuántico principal **n**, pudiendo variar desde 0 hasta una unidad menos que éste (desde 0 hasta n-1).
- El número cuántico **magnético (m)** determina la orientación espacial de las órbitas, de las elipses. Su valor dependerá del número de elipses existente y varía desde -l hasta l, pasando por el valor 0.

El conjunto de estos tres números cuánticos determinan la forma y orientación de la órbita que describe el electrón y que se denomina **orbital**.

- Cada electrón, en un orbital, gira sobre si mismo. Este giro puede ser en el mismo sentido que el de su movimiento orbital o en sentido contrario. Este hecho se determina mediante un nuevo número cuántico, el número cuántico **de spin (s)**, que puede tomar dos valores, 1/2 y -1/2.

Según el principio de exclusión de Pauli, en un átomo no pueden existir dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales, así que en cada orbital sólo podrán colocarse dos electrones (correspondientes a los valores de **s** 1/2 y -1/2) y en cada capa podrán situarse **2n²** electrones (dos en cada orbital).



③④ ¿De qué manera restringe el valor de l a los valores de m?



El número cuántico **magnético (m)** determina la orientación espacial de las órbitas, de las elipses. Su valor dependerá del número de elipses existente y varía desde -l hasta l, pasando por el valor 0.

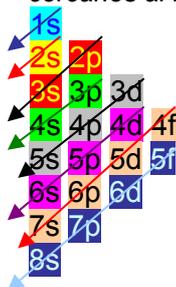


④⑤ ¿Qué significa configuración electrónica de un elemento? ¿Qué reglas o principios deben tenerse en cuenta?



El ordenamiento de los electrones de un átomo en los diferentes niveles y orbitales se conoce como **configuración electrónica** del estado fundamental (estado de mínima energía). Para determinarla, ten en cuenta estas tres reglas:

- **Regla de la mínima energía o principio de construcción.** Los electrones van ocupando los orbitales en orden creciente de energía, empezando por los de menor energía, que son los más cercanos al núcleo. El orden de energía se puede recordar con ayuda del diagrama de Moeller:



- **Regla de Pauli o principio de exclusión.** En un orbital solo caben dos electrones apareados, es decir, con sus espines opuestos.
- **Regla de Hund o principio de máxima multiplicidad.** A la hora de llenar orbitales de la misma energía (como en los 3 orbitales p, en los 5 orbitales d y en los 7 orbitales f), los electrones se disponen de manera que estén desapareados al máximo y mantengan sus espines paralelos: dos electrones no se situarán en el mismo orbital 2p. si están libres los 2p_y y 2p_z.



④① Un electrón está caracterizado por los siguientes números cuánticos: {3, 2, 0, +1/2}. Indica el significado de cada número y la situación del electrón en el átomo.



n = 3, el electrón se halla en la tercera capa (N).
 l = 2, está relacionado con la forma, es de tipo d (ver actividad ④④)
 m = 0, indica la orientación espacial de esos orbitales d
 s = +1/2, la orientación del campo magnético de giro o spin del electrón, en este caso “hacia arriba”



④② Señala las semejanzas y diferencias existentes entre los orbitales 1s y 2s.



Los dos orbitales tienen valores de l = 0 y m = 0, pero en 1s la capa es K (n = 1) y en 2s la capa es L (n = 2), luego son los dos esféricos pero el 2s de mayor diámetro (está más lejos del núcleo).



④③ ¿Cuántos orbitales d existen? ¿y f?



Ver la actividad ④④

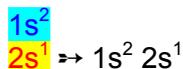


④④ Da los cuatro números cuánticos del electrón más energético de un átomo de número atómico 3, 6 y 18.



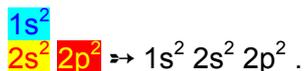
Hallamos las configuraciones electrónicas y tomamos el último electrón:

Z = 3



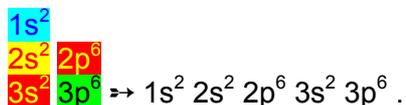
El electrón más energético es 2s, luego n = 2 (segunda capa), l = 0 (forma esférica, tipo s), m = 0 (orientación homogénea), s = +1/2 (giro “hacia arriba”).

Z = 6



El electrón más energético es el segundo de 2p, luego n = 2 (segunda capa), l = 1 (forma tipo p), m = 0 (orientación p_x), s = -1/2 (giro "hacia abajo").

Z = 18



Tiene el nivel 3p completo, luego el último n = 3 (tercera capa), l = 1 (forma tipo p), m = 1 (orientación p_z), s = -1/2 (giro "hacia abajo").



④⑤ ¿Cuántos electrones puede tener el número cuántico principal n = 5 en un átomo?



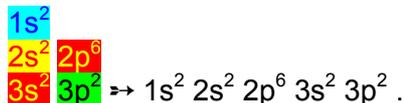
Nº de electrones = 2n² = 2·5² = 50 electrones en teoría.



④⑥ Da los cuatro números cuánticos del electrón más energético de los siguientes átomos: Si, Fe, Br y Sn.

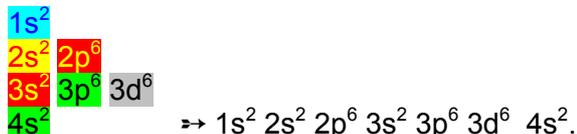


Si (Z = 14)



El electrón más energético es el segundo de 3p, luego n = 3 (tercera capa), l = 1 (forma tipo p), m = 0 (orientación p_x), s = -1/2 (giro "hacia abajo").

Fe (Z = 26)



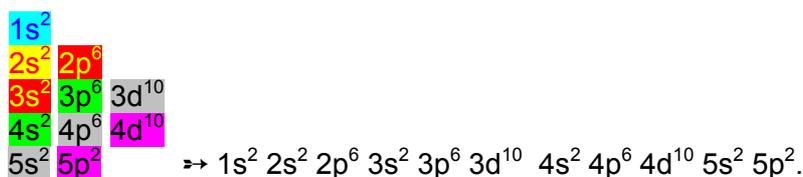
Más energético: 3d⁶, n = 3, l = 2 (tipo d), m = -2 (sexton electron) , s = -1/2.

Br (Z = 35)



Más energético: 4p⁵, n = 4, l = 1 (tipo p), m = 0 (quinto) , s = +1/2.

Sn (Z = 50)



El electrón más energético es el segundo de 5p, luego n = 5 (quinta capa), l = 1 (forma tipo p), m = 0 (orientación p_x), s = -1/2 (giro "hacia abajo").



④⑦ ¿Es lo mismo configuración electrónica de un átomo que configuración electrónica de un elemento?



Cuando decimos configuración electrónica de un elemento consideramos la configuración electrónica de ese átomo en **estado fundamental** (sin excitar, de menor energía), la de un átomo puede ser **excitado** a niveles energéticos superiores con distinta configuración electrónica de la fundamental.



④⑧ Dibuja la configuración electrónica del estado fundamental para los elementos P y Cl.



P (Z = 15, e⁻ = 15)



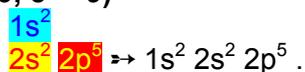
Cl (Z = 17, e⁻ = 17)



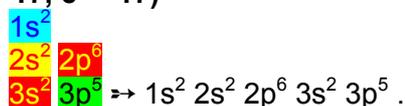
④⑨ Escribe las configuraciones electrónicas de los halógenos e indica qué tienen en común.



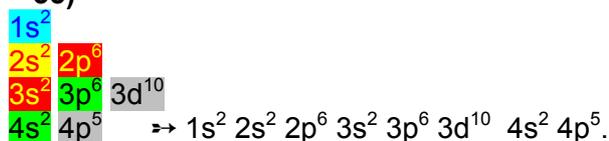
Fluor, F (Z = 9, e⁻ = 9)



Cloro Cl (Z = 17, e⁻ = 17)



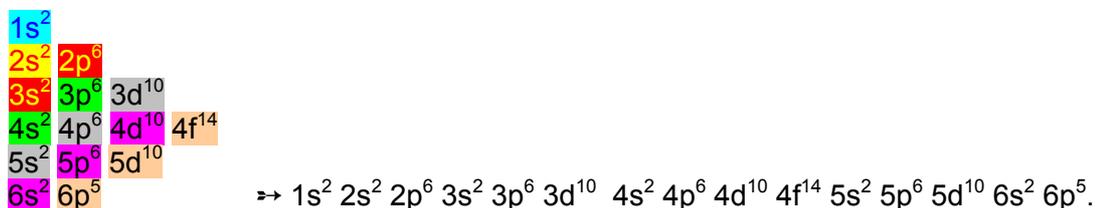
Bromo Br (Z = 35)



Yodo I (Z = 53)



Astato At (Z = 85)



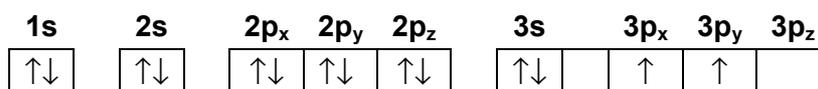
Todos tienen en su última capa siete electrones de configuración $ns^2 np^5$



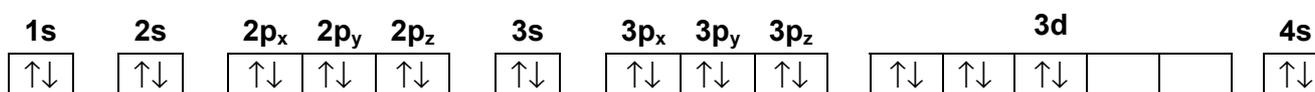
5 ① PAU Identifica la configuración electrónica, según la notación de orbitales, de los elementos Si, Fe, Br y Sn, así como el grupo y el período al que pertenecen.



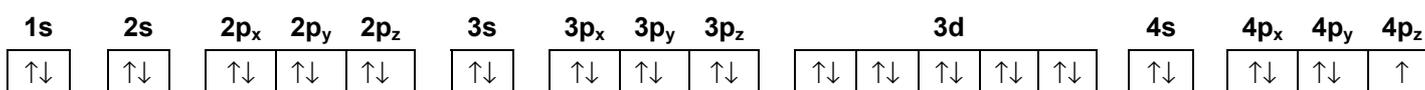
Si (Z = 14)



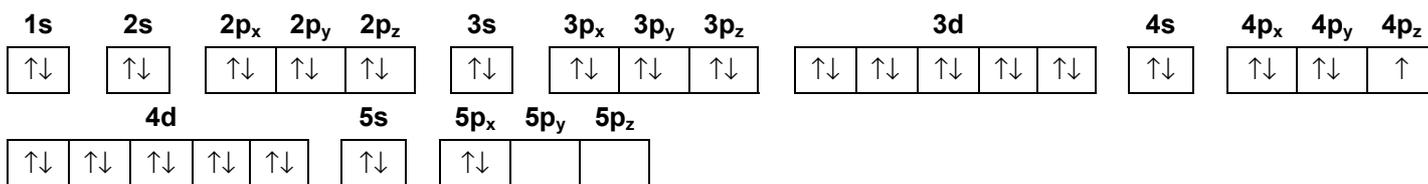
Fe (Z = 26)



Br (Z = 35)



Sn (Z = 50)

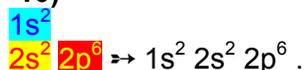


5① Indica la configuración electrónica de los iones O²⁻ y Na⁺.



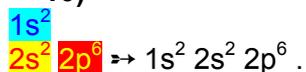
El oxígeno tiene un número atómico Z = 8, luego el anión O²⁻ tendrá 10 electrones (2 más) en su corteza, isoelectrónico con el Neon, la configuración electrónica es:

O²⁻ (Z = 8, e⁻ = 10)

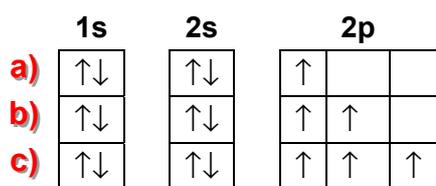


El sodio tiene Z = 11, luego el catión sodio Na⁺ tiene un electrón menos en su corteza, 10, también isoelectrónico con el Ne y, por tanto de su misma configuración electrónica:

Na⁺ (Z = 11, e⁻ = 10)



5② ¿A qué átomos corresponden los siguientes diagramas de orbital?



a) 1s² 2s² 2p¹, nº de electrones = 5, Z = 5, es el boro (B).

b) 1s² 2s² 2p², nº de electrones = 6, Z = 6, es el carbono (C).

c) 1s² 2s² 2p³, nº de electrones = 7, Z = 7, es el nitrógeno (N).



EL SISTEMA PERIÓDICO. PROPIEDADES PERIÓDICAS

53) ¿Cuál fue el criterio seguido por Mendeleiev al ordenar los elementos?



El orden creciente de número másico (A).



54) ¿Cuál es el criterio que rige el ordenamiento de los elementos en el actual sistema periódico? ¿Por qué se ha seleccionado este criterio?



Según el orden creciente del número atómico, por que es el que responde a las propiedades químicas de los elementos.



55) ¿Dónde tienen su electrón diferenciador los elementos de transición? ¿Y los de transición interna?



Los **elementos de transición** tienen su electrón diferenciador en el **orbital d** en el nivel del número anterior a l que indica su período y los de **transición interna** en el **orbital f** en el nivel de número de dos unidades menos al de su periodo.



56) ¿Qué es la energía de ionización? ¿Cómo varía en un grupo y en un período?



La primera energía de ionización (E_{I_1}) es la energía que hay que suministrar para arrancar el electrón más externo de un átomo aislado de un elemento en estado gaseoso para dar lugar a un ión positivo o catión:



Dentro de un **grupo**, el electrón externo se encuentra más alejado del núcleo y se necesita menos energía para arrancarlo a medida que aumenta el número de niveles.

Al avanzar en un **período**, la carga nuclear aumenta; por tanto, al estar los electrones sometidos a mayor atracción, se necesita más energía para arrancarlos, aunque hay excepciones.



57) ¿Qué mide la electronegatividad de un elemento? Indica los cinco elementos más electronegativos.



La electronegatividad mide la tendencia que tiene uno de su átomos a atraer hacia si el par de electrones del enlace con otro átomo. Disminuye al descender en un grupo y aumenta de derecha a izquierda en un período.

Los cinco elementos más electronegativos son: $F > O > Cl = N > Br$.



58 ¿Cuántos elementos hay en el cuarto período?



Hay 18 elementos en el cuarto período.



59 ¿Podemos asegurar que el radio de un átomo es una constante del átomo?



No puesto que es difícil decidir hasta donde llega la nube electrónica y además el tamaño de esta es variable, depende del elemento al que se una.



60 Dispón los siguientes átomos en orden creciente de su radio atómico: N, Mg y Al.



$N < Al < Mg$



61 ¿Cuál es la relación existente entre carga nuclear y energía de ionización?



Relación directa, a mayor carga nuclear, mayor es la atracción que ejerce esta sobre los electrones de la corteza y por tanto mayor será su energía de ionización, en un período.



62 PAU Dispón estos elementos en orden creciente de sus energías de ionización: Br, F, Li, Be y Cs.



$Cs < Li < Be < Br < F$



63 Compara y explica los tamaños relativos de H^+ , H y H^- .



El H^+ ha perdido su electrón de la corteza con lo que su tamaño se ha reducido mucho respecto del átomo de H. El H^- por el contrario ha ganado un electrón y la atracción nuclear (que no ha variado) se siente menos, repartida sobre dos electrones, con lo que su nube electrónica se ha expandido luego su tamaño es mayor que el del átomo de H.

Orden creciente de tamaños $H^+ < H < H^-$.



64 ¿Qué átomo tiene mayor radio: K o Ca; K o Br? ¿Por qué?



Como el Ca tiene mayor número atómico que el K, su carga nuclear efectiva es mayor, con lo que la atracción sobre los electrones de la corteza es mayor y por tanto la nube electrónica se contrae, siendo su radio menor.

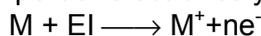
Lo mismo puede decirse del Br respecto del K, su radio es menor puesto que la atracción nuclear efectiva es mayor al estar a su derecha en su período (mayor Z).



65 Desde el punto de vista electrónico, ¿cuál es el criterio que permite diferenciar un elemento metálico de otro que no lo es?



Los metales (M) tienen tendencia a perder electrones y formar cationes:



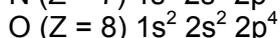
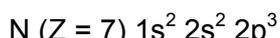
La tendencia a formar o cationes (átomos con carga positiva) o aniones es el criterio que permite diferenciar un elemento metálico de otro que no tiene ese carácter.



66 ¿Por qué el nitrógeno tiene más EI, que el oxígeno?



Si estudiamos las configuraciones electrónicas de ambos elementos:



nos damos cuenta que el N tiene el subnivel 2p semillero con 3 e^- y el oxígeno tiene 4 de los 6 necesarios, esa estructura le confiere más estabilidad al N lo que hace que, a pesar de estar a su izquierda, tenga mayor EI.



67 Según el ordenamiento de Mendeleiev, no se comprende por qué el telurio (de masa atómica 128) ha de colocarse delante del yodo (de masa atómica 127). ¿Cómo justificas la situación de estos dos elementos en el actual sistema periódico?



Porque el Telurio tiene $Z = 52$ y el número atómico del Yodo es $Z = 53$, luego aquel debe ir delante de este.

