

CONSOLIDACIÓN

1 Haz una lista de aparatos y aplicaciones utilitarias que tuvieron su origen en la investigación atómica.

---oo0oo---

☼ **Tubos de descarga de gases** (tubos de Geissler): lámparas modernas (de neón, de sodio, fluorescentes, halógenas, etc.)

☼ **Espectroscopios** (espectrómetros y espectrofotómetros) para analizar los espectros de las sustancias e identificarlas.

☼ **Células fotoeléctricas:**

☼ Fotómetros de las cámaras fotográficas.

☼ Mecanismos de cierre y apertura de circuitos eléctricos de acuerdo con la luz incidente.

Alarmas

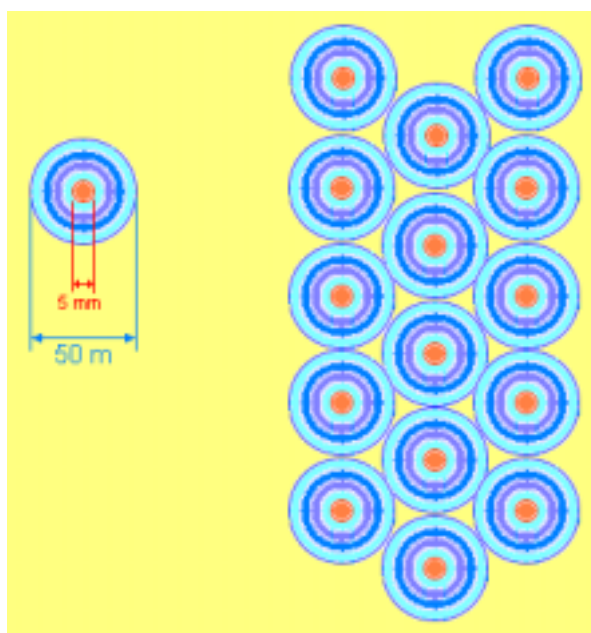
☼ Producción de corriente eléctrica a partir de la luz solar.

☼☼☼☼☼☼☼☼☼☼

2 Con tiza, cinta métrica y un cordel a modo de compás, traza en el suelo (donde te aconseje tu profesor) circunferencias que representen a escala varias filas de átomos con sus núcleos, de acuerdo con las dimensiones calculadas por Rutherford.

---oo0oo---

Como sobre el papel es difícil dibujar tamaños en relación $1/10^4$, usamos distintas escalas para el núcleo y la corteza.



☼☼☼☼☼☼☼☼☼☼

3 Calcula el radio de las cinco primeras órbitas del átomo de hidrógeno según el modelo de Bohr. Con los mismos utensilios de la actividad anterior, representa a escala estas órbitas y el núcleo atómico.

---oo0oo---

$$r = n^2 \frac{h^2 \epsilon_0}{\pi z q_e^2 m_e} = kn^2 = \frac{(6,626 \cdot 10^{-34})^2 \cdot 8,854 \cdot 10^{-12}}{3,1416 \cdot (1,6022 \cdot 10^{-19})^2 \cdot 9,1096 \cdot 10^{-31}} = 5,2913 \cdot 10^{-11} n^2 \text{ m} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \begin{cases} n = 1 & r_1 = 5,2913 \cdot 10^{-11} \text{ m} \\ n = 2 & r_2 = 4r_1 = 2,11652 \cdot 10^{-10} \text{ m} \\ n = 3 & r_3 = 9r_1 = 4,76217 \cdot 10^{-10} \text{ m} \\ n = 4 & r_4 = 16r_1 = 8,46608 \cdot 10^{-10} \text{ m} \\ n = 5 & r_5 = 25r_1 = 1 \cdot 10^{-9} \text{ m} \end{cases}$$



⌘⌘⌘* *⊙* *⌘⌘⌘

4 Thomson y Rutherford estudiaron experimentos parecidos de bombardeo de láminas metálicas con partículas α . ¿Por qué crees que llegaron a teorías diferentes?

---oo0oo---

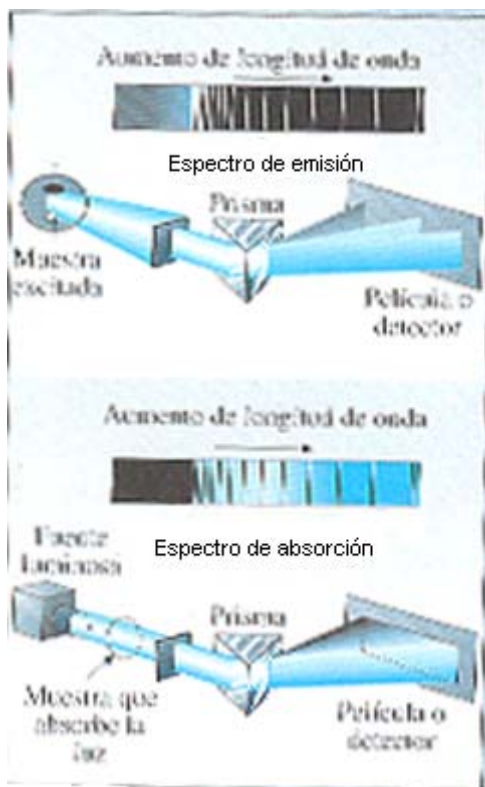
Porque Thomson consideraba el átomo como una esfera cargada positivamente en donde estaban **incrustados** los electrones, en número suficiente para neutralizar la carga positiva, sin embargo, Rutherford describía el átomo compuesto de un núcleo central pequeño con carga positiva y casi toda la masa y **girando**, en órbitas circulares, a grandes distancias, alrededor del núcleo, los electrones (negativos) suficientes para neutralizar la carga positiva del núcleo, interpretando correctamente el hecho de que las partículas α atravesasen la lámina sin desviarse y sólo unas pocas (las que “interaccionan” con el núcleo) se desvíen o sean rechazadas.

⌘⌘⌘* *⊙* *⌘⌘⌘

5 Explica la diferencia entre un espectro de absorción y uno de emisión. ¿Cómo se estudian unos y otros?

---oo0oo---

En el espectro de emisión, las rayas se corresponden con determinadas longitudes de onda (λ) de la radiación emitida por el cuerpo y en el de absorción con la de la radiación absorbida, pero ambas se producen por transacciones electrónicas entre distintos niveles de energía: si electrones de un cuerpo son excitados, por cualquier procedimiento, a niveles energéticos superiores, al regresar a estados energéticos inferiores, emiten el exceso de energía en forma de radiación que se corresponde con las



rayas del espectro de emisión. Si por el contrario, una radiación atraviesa un cuerpo capta ciertos niveles energéticos para excitarse y aparecen las rayas negras que se corresponden con las rayas luminosas del espectro de emisión.

Se estudian con los espectroscopios identificando a qué λ corresponden cada "raya", es decir la energía asociada a cada radiación emitida o absorbida en las transacciones electrónicas.



6 Según el modelo de Bohr, ¿dónde se desprende más energía, en un tránsito desde la segunda órbita a la primera o desde la cuarta órbita a la segunda?

---oo0oo---

$$\Delta E = \frac{m_e z^2 q_e^4}{8h^2 \epsilon_0^2} \left[\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_j^2} \right] = k \left[\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_j^2} \right]$$

$$\begin{cases} n_i = 2 \\ n_j = 1 \end{cases} \Rightarrow \Delta E_{2 \rightarrow 1} = k \left[\frac{1}{4} - 1 \right] = -\frac{3}{4}k$$

$$\begin{cases} n_i = 4 \\ n_j = 2 \end{cases} \Rightarrow \Delta E_{4 \rightarrow 2} = k \left[\frac{1}{16} - \frac{1}{4} \right] = -\frac{3}{16}k$$

Luego en la primera transacción se desprende más energía pues $\frac{3}{4} > \frac{3}{16}$.



7 También según el modelo de Bohr, ¿qué distancia es mayor, la que separa la primera órbita de la tercera o la que separa a la tercera de la cuarta?

---oo0oo---

$$r = n^2 k \Rightarrow \Delta r = r_2 - r_1 = n_2^2 k - n_1^2 k = (n_2^2 - n_1^2) k$$

$$\begin{cases} \Delta r_{3 \rightarrow 1} = (3^2 - 1^2) = (9 - 1)k = 8k \\ \Delta r_{4 \rightarrow 3} = (4^2 - 3^2) = (16 - 9)k = 7k \end{cases}$$

Hay mayor separación entre la primera y la tercera.



8 ¿Por qué sólo podemos ver las ondas electromagnéticas con una longitud de onda entre unos 400 y unos 700 nm? ¿Ocurre lo mismo con todos los seres vivos? Calcula a qué energías corresponden nuestros límites de visión.

---oo0oo---

Sólo podemos ver las ondas electromagnéticas con una longitud de onda entre unos 400 y unos 700 nm porque el ojo humano, la retina, sólo percibe la luz correspondiente a ese intervalo de longitudes de onda.

No, los murciélagos, por ejemplo, “perciben” en la banda de ultrasonidos.

$$E_{\text{superior}} = h\nu_s = h \frac{c}{\lambda_s} = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s} \frac{3 \cdot 10^8 \frac{\text{m}}{\text{s}}}{400 \cdot 10^{-9} \text{ m}} = 4,97 \cdot 10^{-19} \text{ J}.$$

$$E_{\text{inferior}} = h\nu_i = h \frac{c}{\lambda_i} = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s} \frac{3 \cdot 10^8 \frac{\text{m}}{\text{s}}}{700 \cdot 10^{-9} \text{ m}} = 2,84 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

⌘⌘⌘* *⊙* *⌘⌘⌘

9 ¿Por qué las plantas realizan la fotosíntesis con luz visible? ¿Cómo se puede comprobar?

---oo0oo---

Porque la luz visible tiene la energía necesaria y suficiente para realizar las reacciones de síntesis orgánica que tienen lugar.

Irradiando plantas con radiaciones más energéticas y de menor energía que la radiación visible y constatando que la fotosíntesis se realiza en el primer caso pero no en el segundo.

⌘⌘⌘* *⊙* *⌘⌘⌘

10 ¿Se puede obtener una radiación absolutamente monocromática?

---oo0oo---

Como el espectro de la radiación visible es continuo, no podemos obtener radiación de un solo color.

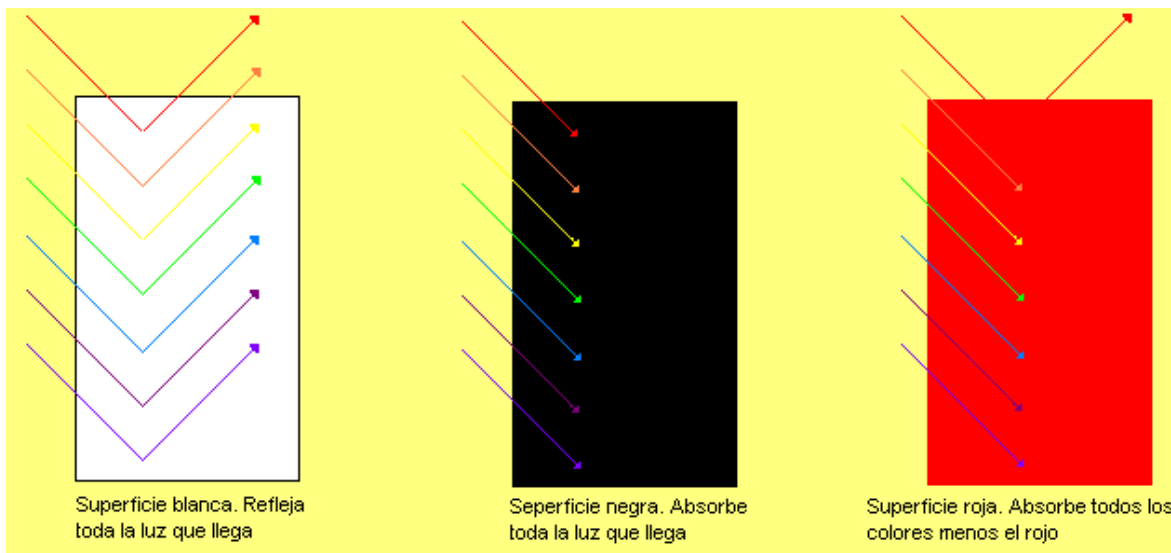
⌘⌘⌘* *⊙* *⌘⌘⌘

11 Cita las causas de los colores de las sustancias.

---oo0oo---

El color de los cuerpos depende del tipo de la radiación con que se les ilumine y las que absorban o reflejen.

Cada cuerpo absorbe la luz de ciertas λ (o ν) y emiten el resto, viéndose del color correspondiente a **la radiación con que se ilumine**, que no sea absorbida o, con la mezcla de colores que no sean absorbidas de la radiación incidente.



Si una superficie que refleja sólo el color azul, se ilumina con luz blanca se verá azul, si se ilumina con una radiación que contenga el color azul también se verá azul, pero si la luz incidente no contiene la radiación que se corresponde con el color azul, la superficie se verá negra.



1 2 ¿Qué es un espectro?



El conjunto de ondas simples que componen una onda compuesta, separadas por líneas de distinta longitud de onda (λ) o frecuencia (ν).



1 3 ¿Qué posibilidades presenta el estudio de los espectros en astronomía?



Analizando las ondas electromagnéticas (visible y ondas de radio fundamentalmente) que llegan a la superficie terrestre (o a las sondas enviadas al espacio exterior) se consigue información sobre las estrellas (composición, tipo, edad, etc.).



1 4 ¿Por qué el vidrio es transparente a la luz visible? ¿Lo es a la ultravioleta? ¿Conoces algún material que lo sea?



Porque no absorbe ninguna de las radiaciones que componen la luz visible.

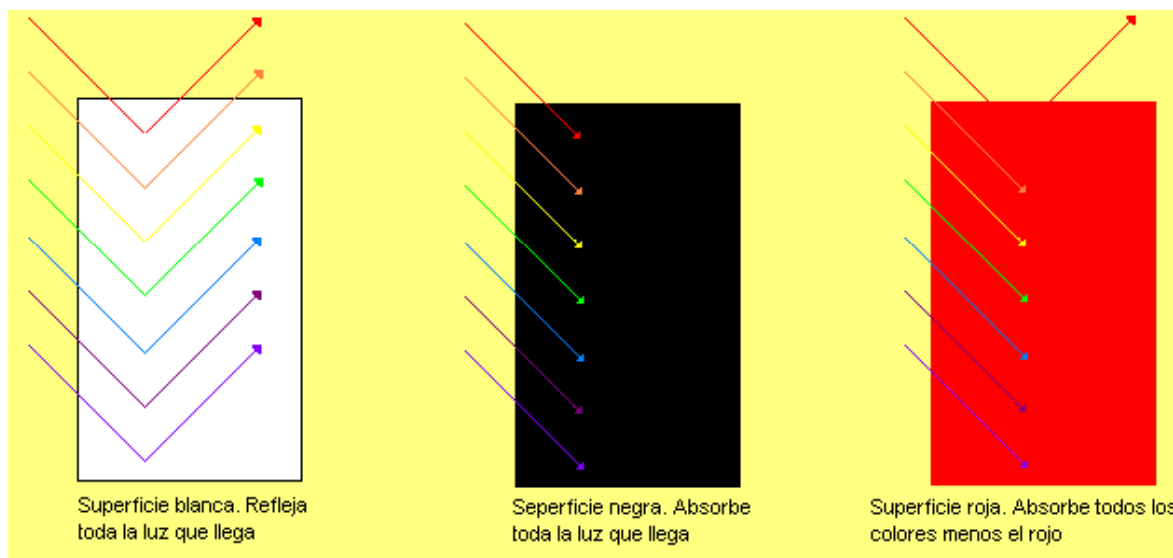
El vidrio no es transparente a la luz ultravioleta pues la absorbe y no la deja pasar.

El agua y el aire (sin ozono) son transparente a la luz ultravioleta.



15 Explica la diferencia entre ser blanco, ser negro y ser transparente a una determinada radiación.

---oo0oo---



Un material es blanco si refleja toda la radiación del visible que le llega.

Un material es negro si absorbe toda la radiación visible que le llega.

Un material es transparente si lo atraviesa toda la radiación del visible que le llega.

@

16 Cuando decimos que un objeto es transparente, ¿lo es a todas las radiaciones electromagnéticas?

---oo0oo---

Cuando decimos que un objeto es transparente solemos entender que lo es a la parte visible del espectro electromagnético pero puede ser opaco a los infrarrojos como el vidrio o el plástico.

@

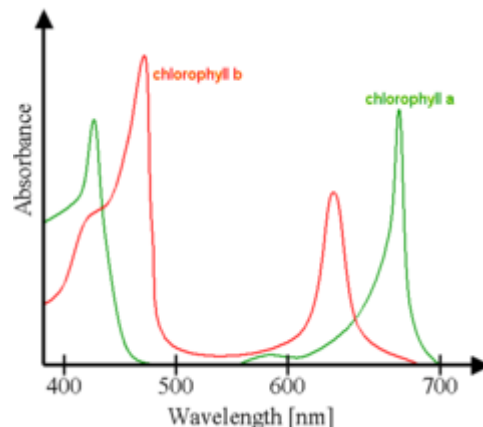
17 Busca y compara los diferentes espectros de absorción de las clorofilas, los carotenos y las xantofilas. Explica la función de estos pigmentos vegetales.

---oo0oo---

Se denomina **pigmento**, en biología, a las moléculas químicas que reflejan o transmiten la luz visible, o hacen ambas cosas a la vez.

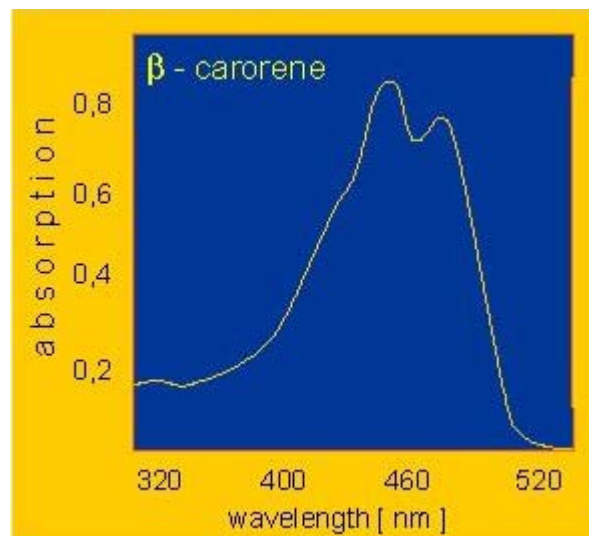
El color de un pigmento depende de la absorción selectiva de ciertas longitudes de onda de la luz y de la reflexión de otras.

Por ejemplo, la clorofila, el pigmento de las plantas, absorbe luz en la parte violeta y de la zona naranja a la zona roja del espectro luminoso. Convierte esta energía luminosa en energía química mediante la



fotosíntesis y refleja luz en la parte del verde y en la parte del amarillo del espectro. De esta manera, la clorofila parece verde. La clorofila y muchos otros pigmentos, actúan como catalizadores, es decir, como sustancias que aceleran o facilitan las reacciones químicas, pero que no se agotan en las mismas.

Entre los carotenoides, un grupo de pigmentos rojos, naranjas y amarillos que aparecen con frecuencia en los organismos vivos, hay también muchos catalizadores. Algunos carotenoides, como aquellos que están implicados en la síntesis de la vitamina A, que tiene un importante papel en la visión y el crecimiento, y otros que intervienen como pigmentos accesorios en la fotosíntesis, transfieren a la clorofila la energía de la luz que absorben para su conversión en energía química. Estos pigmentos son sintetizados por todas las plantas verdes y por muchos hongos y bacterias mientras que los animales los adquieren con la comida.



En cuanto a su composición química, los pigmentos comprenden numerosos tipos de sustancias, pero por lo general se dividen en dos grandes grupos. El primer grupo abarca aquellos pigmentos que contienen nitrógeno, como las hemoglobinas, las clorofilas, los pigmentos biliares y un pigmento de color oscuro llamado melanina. La melanina está muy difundida en el reino animal y es el agente químico responsable de las variaciones del color de la piel humana. Los pigmentos indigoides están relacionados con las melaninas, un ejemplo de ellos, es el bien conocido pigmento índigo de las plantas. La riboflavina, también conocida como vitamina B12, es uno de los numerosos pigmentos que son de color amarillo pálido a verde que producen variados grupos de plantas.

El segundo grupo está formado por pigmentos sin nitrógeno. Los carotenoides son miembros de este grupo, como también lo son los pigmentos vegetales llamados flavonoides. En las hojas, los flavonoides dejan pasar de forma selectiva determinadas longitudes de onda de la luz, importantes para la fotosíntesis, mientras que impiden la entrada de luz ultravioleta que destruye los núcleos celulares y las proteínas. Los flavonoides desempeñan también un destacado papel en la coloración de las flores, en particular originan pigmentaciones rojas y azules. Los brillantes colores otoñales se producen por la conversión de unos flavonoides sin color, llamados flavonoles, en formas coloreadas, llamadas antocianinas. Las quinonas proporcionan muchos pigmentos amarillos, rojos y naranjas, incluidos varios tintes de gran utilidad que se obtienen de insectos que se alimentan de plantas con quinonas. La cochinilla, por ejemplo, es un pigmento rojo conseguido a partir de insectos escamosos que se alimentan de cactus.

Las Xantofilas son pigmentos amarillos del grupo de los carotenoides. Se encuentran en las hojas de muchas plantas. Intervienen en la fotosíntesis y dan el color amarillento típico de las hojas en otoño. Son derivados oxidados de los carotenos y por tanto contienen grupos OH y son más polares.

Los espectros de las tres sustancias son muy similares pero absorben en longitudes de onda (λ) distintas, las clorofilas en el verde los carotenos en el rojo y la xantofilas en el amarillo.



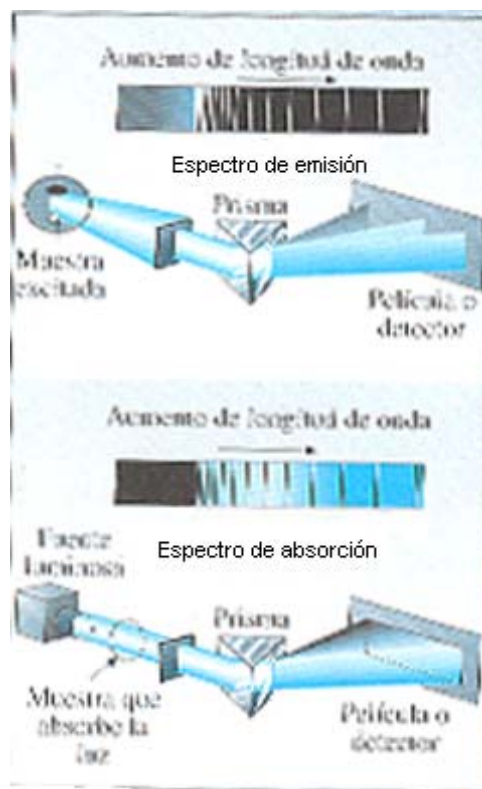
18 Explica las diferencias entre espectros de absorción y espectros de emisión. Pon ejemplos de ellos.

---oo0oo---

☼ **Espectro de absorción:** Se produce por las radiaciones electromagnéticas que un cuerpo absorbe debido a transiciones (normalmente electrónicas) entre distintos niveles de energía. La parte correspondiente a las longitudes de onda absorbidas aparece como bandas negras.

☼ **Espectros de emisión:** Se produce por las radiaciones electromagnéticas que un cuerpo emite, siendo ahora las que aparecen en bandas iluminadas.

Son complementarios, lo que en el espectro de absorción son rayas negras en el de emisión son rayas de colores.



19 ¿La luz de las bombillas y los fluorescentes es igual a la luz solar? Y, entre ellas, ¿son iguales? ¿Qué átomos son responsables de la emisión en cada caso?

---oo0oo---

No son iguales pues, aunque a las tres se les denomina “luz blanca” porque son una superposición de radiaciones de todos las longitudes de onda del visible, se producen de forma diferente:

☼ Las bombillas emiten luz al calentar un filamento de wolframio a unos 3 000 °C por el paso de la corriente.

☼ En los tubos fluorescentes son los átomos de Hg vapor los que al ser excitados emiten luz en las regiones del verde azul y el UV, para recuperar esta última (invisible al ojo humano) la superficie interna se recubre de una sustancia fluorescente como el ZnS, que absorbe la radiación UV y emite seguidamente en longitudes de onda mayores, dentro del visible, produciendo, por combinación, la luz blanca.

☼ En el sol, son las reacciones de fusión nuclear las responsables de que los átomos (ligeros sobre todo) emitan radiación en todo el espectro visible.



20 Explica la diferencia entre fosforescencia y fluorescencia.

---oo0oo---

La **fosforescencia** es la propiedad que tienen ciertos cuerpos de emitir luz en la oscuridad sin aumento apreciable de la temperatura debido a reacciones químicas internas.

La **fluorescencia** es la propiedad que tienen ciertos átomos de emitir radiaciones (visibles o no) al ser excitados por corrientes eléctricas.



21 ¿Qué radiación produce el bronceado de la piel? ¿Por qué?

---oo0oo---

La radiación Ultravioleta porque es la que tiene la energía justa para producir la melanina, que es el pigmento responsable del bronceado.



22 ¿Qué efectos biológicos producen las radiaciones ultravioleta, los rayos X y los rayos γ ? Indica un tipo de protección frente a estas radiaciones.

---oo0oo---

Como tienen λ cortas, penetran en los tejidos quemándolos.

La mejor protección consiste en no exponerse a ellas. Para las UV se suelen usar cremas protectoras y para los rayos X y γ se usan placas de metal, normalmente plomo.



23 Explica cómo actúa la capa protectora de ozono atmosférico.

---oo0oo---

El ozono (O_3) absorbe la radiación UV usando su energía para descomponerse en oxígeno molecular y atómico evitando así que dosis excesivas de esta radiación letal lleguen a la superficie terrestre.



24 Explica el efecto invernadero debido al CO_2 atmosférico.

---oo0oo---

Los rayos del Sol penetran en la atmósfera y calientan la superficie terrestre que emite radiación infrarroja (calor), este calor es absorbido y reflejado por el CO_2 atmosférico calentando la atmósfera, haciendo el mismo efecto que los plásticos y cristales con que se construyen los invernaderos.



25 En una explosión nuclear, ¿qué tipo de radiación electromagnética se produce?

---oo0oo---

Se produce radiación γ (gamma), ya que las α y β son haces de partículas (núcleos de He y electrones) y no son radiación.



26 ¿De qué tipo de radiación están formados los láser? Explica el fundamento de su poder energético.

---oo0oo---

Los láser están formados por radiación electromagnética visible (aunque también existen láser que se generan en el infrarrojo y microondas – maser-) de una única frecuencia y con frecuencia en fase (luz coherente).

Aunque la energía suministrada por un láser es, a menudo, pequeña, como es coherente y puede enfocarse sobre una superficie muy pequeña, su efecto (energía por unidad de superficie) es muy intenso.



27 Explica la diferencia entre órbita y orbital.

---oo0oo---

☀ Órbita: es una trayectoria cerrada de un móvil (partícula en nuestro caso) en la que se conocen en cada momento su posición y velocidad.

☀ Orbital: es una función de onda de la mecánica ondulatoria que nos proporciona información sobre la probabilidad de encontrar la partícula en un punto dado. Se suele representar una parte de los orbitales, las superficies de mayor probabilidad, para distinguirlos.



28 ¿Qué valor tendría que tener la constante de Planck para afectar a nuestra vida cotidiana? Razona la respuesta a partir de la masa de una persona y de la velocidad a que nos movemos habitualmente.

---oo0oo---

Masa de una persona = $m \approx 80 \text{ kg}$.

$$\text{Velocidad} = v \approx 5 \frac{\text{km}}{\text{hr}} \cdot \frac{1000\text{m}}{1\text{km}} \cdot \frac{1\text{hr}}{3600\text{s}} = 1,39 \frac{\text{m}}{\text{s}}$$

Si suponemos que la incertidumbre en la posición es de 1 mm ($\Delta x = 10^{-3} \text{ m}$) y en la velocidad 1 mm/s ($\Delta v = 10^{-3} \text{ m/s}$), luego:

$$\Delta p = m \cdot \Delta v = 80 \cdot 10^{-3} \text{ kg} \cdot \text{m/s}$$

Por tanto $\frac{h}{4\pi} \leq \Delta x \cdot \Delta p = 10^{-3} \cdot 80 \cdot 10^{-3} = 8 \cdot 10^{-5} \text{ J} \cdot \text{s}$, es decir la constante de Planck

sería $h \leq 1,005 \cdot 10^{-4} \text{ J} \cdot \text{s}$ de este orden de magnitud para que afectase a nuestra vida cotidiana, el valor real es $6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$



EJERCICIOS Y PROBLEMAS

29 El electrón-voltio es una unidad energética que se usa a menudo a escala atómica. Se define como la energía de un electrón bajo una diferencia de potencial eléctrico de un voltio. A partir de la carga del electrón ($1,6 \cdot 10^{-19}$ C) y conociendo que la energía potencial eléctrica se puede hallar como: $E_p = q \cdot \Delta V$, ¿podrías hallar la equivalencia de un eV en unidades del SI?

---oo0oo---

Carga del electrón = $q_e = 1,6 \cdot 10^{-19}$ C.
Diferencia de potencial = $\Delta V = 1$ V

$$1 \text{ eV} = q_e \cdot \Delta V = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C} \cdot 1 \text{ V} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J.}$$

@

30 La longitud de onda de una radiación amarilla es 579 nm. Calcula la energía de un fotón de dicha radiación en eV y en julios y la energía de un mol de fotones idénticos.

---oo0oo---

$$\lambda = 579 \text{ nm} = 5,79 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

$$\text{a) } E_{\text{fotón}} = h\nu = h \frac{c}{\lambda} = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s} \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{5,79 \cdot 10^{-7} \text{ m}} = 3,43 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 3,43 \cdot 10^{-19} \text{ J} \cdot \frac{1 \text{ eV}}{1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}} = 2,15 \text{ eV.}$$

$$\text{b) } E_{\text{Mol de fotones}} = E_{\text{fotón}} \cdot \frac{\text{nº de fotones}}{1 \text{ mol}} = 3,43 \cdot 10^{-19} \text{ J} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \frac{\text{fotones}}{\text{mol}} = 2,07 \cdot 10^5 \frac{\text{J}}{\text{mol}} = 1,29 \cdot 10^{24} \text{ eV/mol de fotones.}$$

@

31 Usando la fórmula de Rydberg o la deducida del modelo de Bohr, calcula la energía de ionización de un átomo de hidrógeno (supón que el electrón pasa de la primera órbita a otra infinitamente lejos del núcleo).

---oo0oo---

$$\frac{1}{\lambda} = R \left[\frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2} \right] = 10973733 \text{ m}^{-1} \left[\frac{1}{1} - \frac{1}{\infty} \right] = 10973732 \text{ m}^{-1}$$

$$E = h \frac{c}{\lambda} = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s} \cdot 3 \cdot 10^8 \frac{\text{m}}{\text{s}} \cdot 10973732 \frac{1}{\text{m}} = 2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

@

32 El potencial de ionización (o energía de ionización) del hidrógeno es 1310 kJ/mol. Explica si la radiación ultravioleta de $\lambda = 50 \text{ nm}$, al incidir sobre átomos de hidrógeno gaseoso y en el estado fundamental, provocará su ionización.

---oo0oo---

Hallamos la energía que porta la radiación UV:

$$E_{UV} = h \frac{c}{\lambda} = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s} \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{50 \cdot 10^{-9} \text{ m}} = 3,98 \cdot 10^{-18} \text{ J}.$$

Ahora hallamos la energía necesaria para ionizar un átomo de hidrógeno:

$$E_{\frac{\text{ionización}}{\text{átomo de H}}} = E_{\text{ionización/mol}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{\text{átomos H}} = 1310 \cdot 10^3 \frac{\text{J}}{\text{mol}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} = 2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J/átomo}$$

Como la energía necesaria para ionizar un átomo de H ($2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J}$) es menor que la que suministra la radiación UV ($3,98 \cdot 10^{-18} \text{ J}$), sí se producirá la ionización del hidrógeno mediante la radiación UV.

⌘⌘⌘* *⊙* *⌘⌘⌘

33 Calcula la energía de 1 mol de fotones de una radiación electromagnética de longitud de onda $\lambda = 600 \text{ nm}$.

---oo0oo---

Primero hallamos la energía de un fotón :

$$E_{\text{Fotón}} = h \frac{c}{\lambda} = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s} \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{600 \cdot 10^{-9} \text{ m}} = 3,31 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

y ahora la energía por mol de fotones :

$$E_{\text{mol}} = E_{\text{fotón}} \frac{\text{nº de fotones}}{1 \text{ mol}} = E_{\text{fotón}} \cdot N_A = 3,31 \cdot 10^{-19} \text{ J} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ fotones/mol} = 2 \cdot 10^5 \text{ J/mol}$$

⌘⌘⌘* *⊙* *⌘⌘⌘

34 La sensación de color amarillo es producida por una radiación que tiene una longitud de onda de $5,79 \cdot 10^{-7} \text{ m}$, mientras que la sensación de color rojo corresponde a $6,5 \cdot 10^{-7} \text{ m}$. ¿Cuál de las dos tiene más energía?

---oo0oo---

La energía de un fotón viene dada por la fórmula $E = h \cdot c / \lambda$, en donde vemos que es inversamente proporcional a la longitud de onda, luego la radiación más energética será la de menor longitud de onda es decir la de del amarillo. Es decir :

$$E_A = h \frac{c}{\lambda_A} \text{ y } E_R = h \frac{c}{\lambda_R} \text{ y dividiendo una por otra: } \frac{E_A}{E_R} = \frac{hc / \lambda_A}{hc / \lambda_R} = \frac{\lambda_R}{\lambda_A} > 1 \text{ ya que } \lambda_R > \lambda_A$$



35 Una fuente de microondas tiene una potencia de 0,0015 W. La radiación emitida tiene $5,7 \cdot 10^{-7}$ m de longitud de onda. Calcula el número de fotones emitidos por segundo.

---oo0oo---

$$P = 0,0015 \text{ W}$$

$$\lambda = 5,7 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

$$N = N^\circ \text{ de fotones / s}$$

$$E_{\text{fotón}} = h \frac{c}{\lambda}; P_{\text{fotón}} = \frac{E_{\text{fotón}}}{1 \text{ s}} = h \frac{c}{\lambda}$$

$$N = \frac{P}{P_{\text{fotón}}} = \frac{P}{hc / \lambda} = \frac{P\lambda}{hc} = \frac{0,0015 \cdot 5,7 \cdot 10^{-7}}{6,626 \cdot 10^{-34} \cdot 3 \cdot 10^8} = 4,3 \cdot 10^{15} \text{ fotones / s}$$



36 Cuando una luz monocromática de 450 nm de longitud de onda incide sobre una superficie pulida de sodio metálico, los electrones arrancados tienen una energía cinética de $7,63 \cdot 10^{-20}$ J. ¿Cuál es la longitud de onda máxima de la radiación que produciría efecto fotoeléctrico? ¿Cuál es la configuración electrónica del átomo de sodio?

---oo0oo---

Usamos la ecuación del efecto fotoeléctrico y despejamos la función de trabajo (W) que nos dará la mínima energía necesaria para producir en el Na el efecto fotoeléctrico con la la energía cinética requerida :

$$h \frac{c}{\lambda} = W + E_c \Rightarrow W = h \frac{c}{\lambda} - E_c = 6,626 \cdot 10^{-34} \frac{3 \cdot 10^8}{450 \cdot 10^{-9}} - 7,63 \cdot 10^{-20} = 3,657 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

y, ahora se despeja la longitud de onda mínima :

$$E_{\text{min}} = W = h \frac{c}{\lambda_{\text{máx}}} \Rightarrow \lambda_{\text{máx}} = \frac{hc}{E_{\text{min}}} = \frac{6,626 \cdot 10^{-34} \cdot 3 \cdot 10^8}{3,657 \cdot 10^{-19}} = 5,44 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 544 \cdot 10^{-9} \text{ m} = 544 \text{ nm}$$

La configuración electrónica del átomo de sodio (Z = 11) es :

$$\begin{array}{l} 1 \text{ s}^2 \\ 2 \text{ s}^2 2\text{p}^6 \\ 3 \text{ s}^1 \end{array}$$



37 A partir del modelo de Bohr, determina las frecuencias máxima y mínima del espectro de los átomos de hidrógeno en la zona del visible. Esta zona corresponde a la serie de Balmer, es decir, a las energías involucradas en los tránsitos hacia el nivel 2.

---oo0oo---

Como la frecuencia y la longitud de onda son inversamente proporcionales la ν_{\max} corresponderá a la λ_{\min} y viceversa. La máxima longitud de onda se dará en la transición de la capa 3 a la 2 (más cercanas) :

$$\frac{1}{\lambda_{\max}} = R \left[\frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2} \right] = R \cdot \frac{5}{36} = 1524129'4 \text{ m}^{-1} \Rightarrow \nu_{\min} = c \frac{1}{\lambda_{\max}} = 3 \cdot 10^8 \cdot 1524129'4 = 4'57 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$$

Y la mínima λ (máxima energía) se dará en la transición de 2 al infinito :

$$\frac{1}{\lambda_{\min}} = R \left[\frac{1}{2^2} - \frac{1}{\infty^2} \right] = R \cdot \frac{1}{4} = 27434333 \text{ m}^{-1} \Rightarrow \nu_{\max} = c \frac{1}{\lambda_{\min}} = 3 \cdot 10^8 \cdot 27434333 = 8'23 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$$

*** ** ** ** **

38 Determina el potencial de ionización teórico de un átomo de hidrógeno (energía necesaria para arrancarle su electrón) según el modelo de Bohr.

---oo0oo---

Hallamos en primer lugar el número de onda :

$$\frac{1}{\lambda} = R \left[\frac{1}{1^2} - \frac{1}{\infty} \right] = 10973'732 \text{ m}^{-1}$$

Y, ahora la energía asociada :

$$E = h \cdot c \cdot \frac{1}{\lambda} = 6'626 \cdot 10^{-34} \cdot 3 \cdot 10^8 \cdot 10973'732 = 2'18 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

*** ** ** ** -

39 Una radiación electromagnética cuya longitud de onda es igual a 200 nm incide sobre magnesio. Calcula la velocidad máxima de los electrones emitidos y la longitud de onda asociada a estos electrones. La función de trabajo del magnesio es de 3,7 eV y la masa en reposo del electrón es $9,109 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$.

---oo0oo---

$$\lambda = 200 \text{ nm} = 200 \cdot 10^{-9} \text{ m} = 2 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

$$W = 3'7 \text{ eV} = 3'7 \cdot 1'6 \cdot 10^{-19} \text{ J/eV} = 5'92 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$M_e = 9'109 \cdot 10^{-31} \text{ Kg}$$

Utilizando la fórmula del efecto fotoeléctrico

$$h \frac{c}{\lambda} = W + \frac{1}{2} m_e v_e^2 \Leftrightarrow v = \sqrt{\frac{2 \left(h \frac{c}{\lambda} - W \right)}{m_e}} = \sqrt{\frac{2 \left(6,626 \cdot 10^{-34} \frac{3 \cdot 10^8}{2 \cdot 10^{-7}} - 5,92 \cdot 10^{-19} \right)}{9,109 \cdot 10^{-31}}} = 9,39 \cdot 10^5 \frac{m}{s}$$

@

40 Calcula la velocidad de un protón que tiene una longitud de onda asociada de 2 Å (la masa de un protón es igual a $1,673 \cdot 10^{-27}$ kg).

---oo0oo---

$$\lambda = 2 \text{ \AA} = 2 \cdot 10^{-8} \text{ m.}$$

$$m_p = 1,673 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

$$\lambda = \frac{h}{p} = \frac{h}{mv} \Rightarrow v = \frac{h}{m\lambda} = \frac{6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}}{1,673 \cdot 10^{-27} \text{ kg} \cdot 2 \cdot 10^{-8} \text{ m}} = 19,8 \frac{m}{s}$$

@

41 Un microscopio electrónico acelera electrones con una diferencia de potencial de 104 voltios. ¿Cuál será la energía cinética que adquirirán los electrones y la longitud de onda asociada a ellos

---oo0oo---

$$\Delta V = 10^4 \text{ V}$$

$$E_p = E_c \Rightarrow q_e \cdot \Delta V = \frac{1}{2} m_e v^2 = E_c \Leftrightarrow v = \sqrt{\frac{2E_c}{m_e}} = \sqrt{\frac{2 \cdot 1,6 \cdot 10^{-15}}{9,109 \cdot 10^{-31}}} = 5,93 \cdot 10^7 \frac{m}{s}$$

@

42 Una partícula α (núcleo de helio) es acelerada en un campo eléctrico establecido a través de una diferencia de potencial de 10^5 voltios. Calcula la velocidad que alcanzará y la longitud de onda asociada.

---oo0oo---

$$E_c = E_p = q \cdot \Delta V = 2 \cdot q_e \cdot \Delta V = 2 \cdot 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C} \cdot 10^5 \text{ V} = 3,2 \cdot 10^{-14} \text{ J.}$$

Para hallar la v necesitamos la masa de las partículas α que tienen:

$Z = 2$ protones, como $A = 4$, nº de neutrones = $4 - 2 = 2$ y los 2 electrones se han perdido.

$$m_\alpha = 2 \cdot (m_p + m_n) = 2 \cdot (1,673 \cdot 10^{-27} \text{ kg} + 1,6749 \cdot 10^{-27} \text{ kg}) = 6,7 \cdot 10^{-27} \text{ kg, luego:}$$

$$v = \sqrt{\frac{2E_c}{m_\alpha}} = \sqrt{\frac{2 \cdot 3,2 \cdot 10^{-14}}{6,7 \cdot 10^{-27}}} \approx 3,1 \cdot 10^6 \frac{m}{s} \text{ y } \lambda = \frac{h}{m_\alpha v} = \frac{6,626 \cdot 10^{-34}}{6,7 \cdot 10^{-27} \cdot 3,1 \cdot 10^6} = 3,19 \cdot 10^{-14} \text{ m}$$

@

43 Una radiación de $1,5 \text{ \AA}$ de longitud de onda sufre difusión Compton en una muestra de grafito. La radiación difundida se observa perpendicularmente a la dirección de incidencia. Calcula la longitud de onda de la radiación difundida y la energía cinética que adquiere el electrón después de la interacción.

---oo0oo---

$$\lambda_i = 1,5 \text{ \AA} = 1,5 \cdot 10^{-8} \text{ m}, \theta = 90^\circ.$$

$$\lambda = \lambda_i + \frac{h}{m_e \cdot c} (1 - \cos \theta) = 1,5 \cdot 10^{-8} + \frac{6,626 \cdot 10^{-34}}{9,109 \cdot 10^{-31} \cdot 3 \cdot 10^8} (1 - \cos 90^\circ) = 1,5 \cdot 10^{-8} \text{ m}$$

*** ** * * * * *

44 Un fotón con una energía de 104 eV choca con un electrón libre y en reposo y se difunde con un ángulo de 60° . Halla la variación de energía, frecuencia y longitud de onda del fotón.

---oo0oo---

$$E = 10^4 \text{ eV} = 10^4 \text{ eV} \cdot \frac{1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}}{\text{eV}} = 1,6 \cdot 10^{-15} \text{ J}$$

$$\theta = 60^\circ.$$

Hallamos la λ de la radiación incidente:

$$E = h \frac{c}{\lambda} \Rightarrow \lambda = \frac{hc}{E} = \frac{6,626 \cdot 10^{-34} \cdot 3 \cdot 10^8}{1,6 \cdot 10^{-15}} = 1,24 \cdot 10^{-10} \text{ m}$$

Por el efecto Compton, hallamos la $\lambda_{\text{difusión}}$:

$$\lambda_d = \lambda + \frac{h}{m_e c} (1 - \cos \theta) = 1,24 \cdot 10^{-10} + \frac{6,626 \cdot 10^{-34}}{9,109 \cdot 10^{-31} \cdot 3 \cdot 10^8} (1 - \cos 60^\circ) = 1,252 \cdot 10^{-10} \text{ m}, \text{ luego}$$

$$\Delta \lambda = \lambda_d - \lambda_i = 1,252 \cdot 10^{-10} - 1,24 \cdot 10^{-10} \approx 1,21 \cdot 10^{-12} \text{ m}.$$

$$v_i = \frac{c}{\lambda_i}; v_d = \frac{c}{\lambda_{di}} \Rightarrow \Delta v = v_d - v_i = \frac{c}{\lambda_d} - \frac{c}{\lambda_i} = c \left(\frac{1}{\lambda_d} - \frac{1}{\lambda_i} \right) = 3 \cdot 10^8 \left(\frac{1}{1,252 \cdot 10^{-10}} - \frac{1}{1,24 \cdot 10^{-10}} \right) = -2,32 \cdot 10^{16} \text{ s}^{-1}.$$

$$\Delta E = E_d - E_i = h v_d - h v_i = h(v_d - v_i) = h \Delta v = 6,626 \cdot 10^{-34} \cdot (-2,32 \cdot 10^{16}) = -1,54 \cdot 10^{-17} \text{ J}.$$

*** ** * * * * *

45 Un electrón llega a moverse con una velocidad de $2 \cdot 10^6$ m/s. Este valor de la velocidad se conoce con una indeterminación del 10 %. Olvidando los efectos relativistas sobre la masa, calcula la magnitud de la indeterminación sobre su posición.

---oo0oo---

$$v_e = 2 \cdot 10^6 \text{ m/s.}$$

$$\Delta v = 0,1 \cdot 2 \cdot 10^6 \text{ m/s} = 2 \cdot 10^5 \text{ m/s}; \Delta p = m \Delta v = 9,109 \cdot 10^{-31} \text{ kg} \cdot 2 \cdot 10^5 \text{ m/s} = 1,82 \cdot 10^{-25} \text{ kg} \cdot \text{m/s.}$$

$$\Delta x \cdot \Delta p \geq \frac{h}{4\pi} \Rightarrow \Delta x \geq \frac{h}{4\pi \Delta p} = \frac{6,626 \cdot 10^{-34}}{4\pi \cdot 1,82 \cdot 10^{-25}} = 2,89 \cdot 10^{-10} = 28,9 \cdot 10^{-9} \text{ m} = 28,9 \text{ nm}$$

@

46 El electrón de un átomo de hidrógeno se ha excitado hasta su nivel energético $n = 2$. Otro electrón de otro átomo de hidrógeno se ha excitado hasta el nivel $n = 4$. Si cada electrón vuelve a su nivel fundamental, razona brevemente, ¿cuál emitirá una radiación electromagnética de mayor energía, cuál de mayor frecuencia y cuál de mayor longitud de onda?

---oo0oo---

$$\frac{1}{\lambda} = R \left[\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right] \Rightarrow \begin{cases} \frac{1}{\lambda_I} = R \left[\frac{1}{1^2} - \frac{1}{2^2} \right] = \frac{3}{4} R \Rightarrow \lambda_I = \frac{4}{3} R \\ \frac{1}{\lambda_{II}} = R \left[\frac{1}{1^2} - \frac{1}{4^2} \right] = \frac{15}{16} R \Rightarrow \lambda_{II} = \frac{16}{15} R \end{cases}$$

$$\frac{\lambda_I}{\lambda_{II}} = \frac{4/3}{16/15} = \frac{4 \cdot 16}{3 \cdot 15} = \frac{64}{45} \Rightarrow \lambda_I = \frac{64}{45} \lambda_{II} \Rightarrow \lambda_I > \lambda_{II}, \text{ como } \nu \text{ y } \lambda \text{ son inversamente}$$

$$\text{proporcionales } \left(\nu = \frac{c}{\lambda} \right) \nu_I < \nu_{II} \text{ y como } E = h\nu \Rightarrow E_I < E_{II}$$

@

47 Representa en un diagrama de energías los niveles de energía (cualitativamente) del átomo de hidrógeno. ¿Por qué las frecuencias de las líneas espectrales obtenidas por transiciones entre niveles de energía consecutivos no tienen todas ellas el mismo valor?

---oo0oo---

Por que la dependencia no es proporcional, depende de n^2 .

@

48 ¿Qué significado se puede dar al momento magnético de spin? ¿Existe alguna prueba de su existencia? ¿Es una propiedad exclusiva del electrón?

---oo0oo---

Tiene en cuenta el sentido de giro del electrón, que al girar sobre sí mismo y estar cargado, genera un campo magnético que toma dos valores según el sentido de giro del electrón (1/2, -1/2).

En el estudio "fino" del espectro de átomos sometidos a campos magnéticos mostró que el electrón se comporta como un minúsculo imán lo que prueba su existencia.

Toda carga en movimiento tiene un momento magnético de spin.

⌘⌘⌘* *⊙* *⌘⌘⌘

49 ¿Cuál es el número máximo de líneas espectrales que pueden aparecer en el espectro de emisión del átomo de hidrógeno si se tienen en cuenta todos los niveles de energía hasta el que define el tercer estado excitado (inclusive)? (Para mayor claridad, utiliza el diagrama energético del átomo de hidrógeno.)

---oo0oo---

El nº es $2n^2 = 2 \cdot 3^3 = 18$ niveles de energía distintas, luego habrá 18 rayas espectrales distintas.

⌘⌘⌘* *⊙* *⌘⌘⌘

50 Un electrón en un determinado orbital atómico, para los números cuánticos m y s , tiene los siguientes valores: $m = +2$; $s = +1/2$. ¿Qué valor o valores pueden tomar los otros dos números cuánticos n y l ?

---oo0oo---

$l =$ podrá tomar valores mayores o iguales a 2.
 $n \geq 3$ luego l toma valores de 0 a $n-1$ con $l \geq 2$.

⌘⌘⌘* *⊙* *⌘⌘⌘

51 Compara un electrón situado en un orbital 4f con otro situado en un orbital 5s. ¿Cuál posee mayor energía? ¿Cuál está más lejos del núcleo?

---oo0oo---

Orbital 4f: $n = 4$ y $l = 3 \Rightarrow n + l = 4 + 3 = 7$.

Orbital 5s: $n = 5$ y $l = 0 \Rightarrow n + l = 5 + 0 = 5$.

Luego tiene mayor energía el de mayor $n + l$, el 4f, sin embargo el de mayor radio (más lejos del núcleo es el de mayor n , el 5s que está en la capa 5 frente al 4f que está en la capa anterior, más cercana al núcleo).

⌘⌘⌘* *⊙* *⌘⌘⌘

52 ¿Cómo se debe entender que electrones con números cuánticos diferentes tengan la misma energía en algunos casos? Propón un ejemplo.

---oo0oo---

En el átomo de hidrógeno, la energía del electrón depende del número cuántico principal, n , por lo tanto todos los orbitales de la misma capa tienen idéntica energía, que aumenta al aumentar n , pero en los átomos polielectrónicos la energía depende de la suma de $n + l$ y, cuando la suma de $n + l$ es la misma, para dos orbitales distintos, tiene menos energía el que posee menor valor de n . Electrones que estén en una misma subcapa (igual valor de $n + l$) tendrán la misma energía, se hallan en orbitales degenerados. Por ejemplo los dos electrones de valencia del Calcio.

⌘⌘⌘* *⊙* *⌘⌘⌘

53 ¿Cuál es el número total de partículas actualmente consideradas fundamentales?

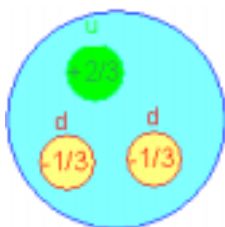
---oo0oo---

Es un campo cambiante, los últimos datos de que dispongo habría 36 partículas elementales (18 quarks, 6 leptones y 12 más para justificar las interacciones conocidas), más sus correspondientes antipartículas.

⌘⌘⌘* *⊙* *⌘⌘⌘

54 Enumera brevemente las diferencias entre un neutrón y un neutrino.

---oo0oo---



Neutrón: Barión formado por tres quarks (uno de tipo u y dos de tipo d), de carga nula y gran masa. Están sujetos a la interacción nuclear fuerte.

Los **neutrinos** son partículas neutras estables de masa cero y pueden ser de tres tipos (electrónico, muónico y tauónico) dependiendo de cómo se generen. Están sujetos a la interacción nuclear débil.

⌘⌘⌘* *⊙* *⌘⌘⌘

55 Calcula las frecuencias correspondientes a las ondas electromagnéticas que se indican a continuación:

- a) una luz azul de 470 nm;
- b) una radiación infrarroja de 1 050 nm;
- c) una luz ultravioleta de 300 nm;
- d) una onda de radio de 250 nm;
- e) un rayo gamma de 90 000 nm.

Ordena las frecuencias resultantes según un orden creciente.

---oo0oo---

- a) $\lambda_{\text{Azul}} = 470 \text{ nm} = 470 \cdot 10^{-9} \text{ m} \Rightarrow v_{\text{Azul}} = \frac{c}{\lambda} = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{470 \cdot 10^{-9} \text{ m}} = 6,38 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$.
- b) $\lambda_{\text{IR}} = 1050 \text{ nm} = 1050 \cdot 10^{-9} \text{ m} \Rightarrow v_{\text{IR}} = \frac{c}{\lambda} = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{1050 \cdot 10^{-9} \text{ m}} = 2,86 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$.
- c) $\lambda_{\text{UV}} = 300 \text{ nm} = 300 \cdot 10^{-9} \text{ m} \Rightarrow v_{\text{UV}} = \frac{c}{\lambda} = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{300 \cdot 10^{-9} \text{ m}} = 1 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$.
- d) $\lambda_{\text{Ra}} = 250 \text{ nm} = 250 \cdot 10^{-9} \text{ m} \Rightarrow v_{\text{Ra}} = \frac{c}{\lambda} = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{250 \cdot 10^{-9} \text{ m}} = 1,2 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$.
- e) $\lambda_{\gamma} = 90 \text{ 000 nm} = 9 \cdot 10^{-5} \text{ m} \Rightarrow v_{\gamma} = \frac{c}{\lambda} = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{9 \cdot 10^{-5} \text{ m}} = 3,3 \cdot 10^{12} \text{ s}^{-1}$.

El orden de frecuencias es : $v_{\gamma} < v_{\text{IR}} < v_{\text{Azul}} < v_{\text{UV}} < v_{\text{Ra}}$



56 Calcula las longitudes de onda correspondientes a las siguientes frecuencias de ondas electromagnéticas:

- a) una luz violeta de $7,15 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$;
- b) una radiación infrarroja de $2,5 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$;
- c) ondas UHF de televisión de 700 s^{-1} ;
- d) ondas de radar de $1,25 \cdot 10^{-10} \text{ s}^{-1}$;
- e) ondas de radio de frecuencia modulada de 98 MHz;
- f) rayos X de $2 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$ (sabiendo que $1 \text{ Hz} = 1 \text{ s}^{-1}$).

Ordena los resultados según un orden creciente de longitud de onda.

---oo0oo---

$$\lambda = \frac{c}{v}$$

- a) $v_{\text{UV}} = 7,15 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1} \Rightarrow \lambda = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{7,15 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}} = 419,6 \cdot 10^{-9} \text{ m} \approx 419,6 \text{ nm}$.
- b) $v_{\text{IR}} = 2,5 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1} \Rightarrow \lambda = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{2,5 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}} = 1,2 \cdot 10^{-6} \text{ m} \approx 1200 \cdot 10^{-9} \text{ m} = 1200 \text{ nm}$.
- c) $v_{\text{UHF}} = 700 \text{ s}^{-1} \Rightarrow \lambda = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{700 \text{ s}^{-1}} = 428571,43 \text{ m}$.
- d) $v_{\text{Radar}} = 1,25 \cdot 10^{-10} \text{ s}^{-1} \Rightarrow \lambda = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{1,25 \cdot 10^{-10} \text{ s}^{-1}} = 2,4 \cdot 10^{18} \text{ m}$.
- e) $v_{\text{FM}} = 98 \text{ 000 s}^{-1} \Rightarrow \lambda = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{98000 \text{ s}^{-1}} = 3061,22 \text{ m}$.
- f) $v_{\text{X}} = 2 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1} \Rightarrow \lambda = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{2 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}} = 1,5 \cdot 10^{-6} \text{ m} = 1500 \cdot 10^{-9} = 1500 \text{ nm}$.

$v_{\text{UV}} < v_{\text{IR}} < v_{\text{X}} < v_{\text{FM}} < v_{\text{UHF}} < v_{\text{Radar}}$

