

Bloque 1

Enlace Químico y Estructura de la Materia

Apuntes completos para la PAU: teoría desarrollada paso a paso, trucos y ejercicios resueltos del tipo que pide el examen.

Contenido

1.1 Espectros Atómicos y Estructura Atómica

Radiación electromagnética, efecto fotoeléctrico, espectros de emisión y absorción, espectro del hidrógeno, series espectrales.

1.2 Principios Cuánticos

Modelo de Bohr, dualidad onda-corpúsculo, principio de incertidumbre, orbitales, números cuánticos, configuración electrónica, Pauli, Hund.

1.3 Sistema Periódico

Radio atómico, radio iónico, energía de ionización, afinidad electrónica, electronegatividad.

1.4 Enlace Químico y Fuerzas Intermoleculares

Lewis, VSEPR, hibridación, enlace covalente, iónico, metálico, fuerzas intermoleculares, propiedades de sustancias.

Apuntes de preparación para la PAU · 2.º de Bachillerato

Ejemplar de muestra gratuito, igual para todos. Prohibida su venta o redistribución sin permiso escrito del titular.

© 2026 PAUmode. Todos los derechos reservados. Queda prohibida la reproducción total o parcial, la distribución, la comunicación pública y la transformación de esta obra sin autorización escrita del titular. El incumplimiento podrá dar lugar a las acciones civiles y penales previstas en la legislación sobre propiedad intelectual.

1.1 Espectros Atómicos y Estructura Atómica

El bloque 1 se divide en cuatro partes: **1.1 Espectros Atómicos** · 1.2 Principios Cuánticos · 1.3 Sistema Periódico · 1.4 Enlace Químico.

1.1.1 · Radiación electromagnética

La luz y otras radiaciones son **ondas electromagnéticas**: perturbaciones periódicas de los campos eléctrico y magnético que se propagan en el vacío a **$c = 3 \cdot 10^8$ m/s**. Se describen con longitud de onda (λ) y frecuencia (f), relacionadas por:

$$c = \lambda \cdot f$$

$$\lambda = \text{longitud de onda (m)} \quad f = \text{frecuencia (Hz)} \quad c = 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}$$

Max Planck (1900) propuso que la energía no se intercambia de forma continua, sino en **paquetes discretos llamados cuantos**. El tamaño de cada cuanto depende únicamente de la frecuencia:

$$E = h \cdot f = h \cdot c / \lambda$$

$$h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s} \quad (\text{constante de Planck})$$

A mayor frecuencia, mayor energía; a mayor longitud de onda, menor energía.

Espectro electromagnético

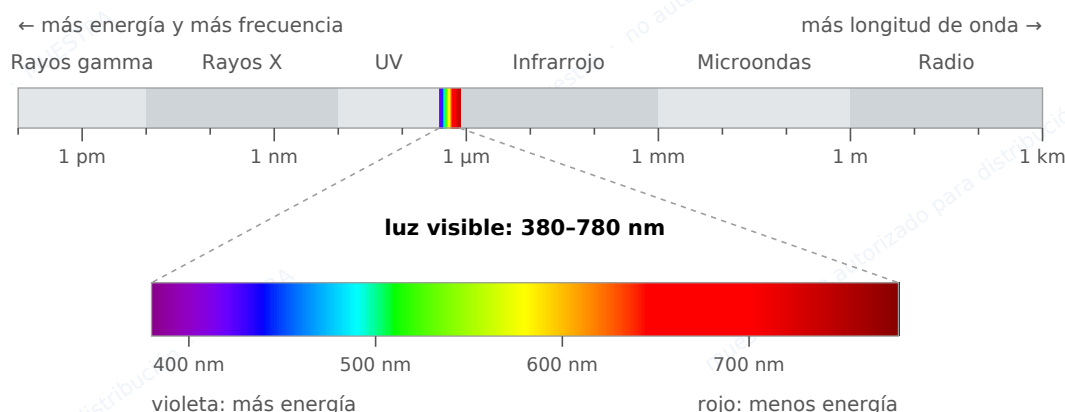


Figura 1 - El espectro electromagnético, ordenado por longitud de onda (escala logarítmica: cada marca, diez veces más). La luz visible ocupa solo una estrecha franja entre 380 y 780 nm, ampliada abajo. A menor longitud de onda, mayor energía.

Truco. Para convertir λ y f : usa $c = \lambda \cdot f$. Si te dan λ en nm, multiplica por 10^{-9} antes de operar. El rojo (~ 700 nm) tiene MENOS energía que el violeta (~ 400 nm).

Error típico. No confundir frecuencia (Hz) con longitud de onda (m). Cuando λ aumenta, f disminuye y la energía BAJA: son magnitudes inversamente proporcionales.

1.1.2 · El efecto fotoeléctrico y el fotón

La hipótesis de Planck era, de momento, un truco de cálculo: servía para que las cuentas de la radiación cuadrasen, pero nadie sostenía que la luz estuviera de verdad hecha de trozos. Quien lo sostuvo fue **Einstein, en 1905**, y lo hizo para explicar el **efecto fotoeléctrico**: un metal iluminado con luz emite electrones.

Lo que descoloca del experimento es que **por debajo de cierta frecuencia no sale ni un electrón**, por mucho que se suba la intensidad de la luz y por mucho rato que se ilumine; y por encima de esa frecuencia salen al instante, aunque la luz sea muy débil. Si la luz fuese una onda que entrega energía de forma continua, bastaría con esperar a acumular la necesaria: eso no ocurre. Einstein lo explicó diciendo que la luz llega en **fotones**, y que cada fotón entrega **toda** su energía a **un solo** electrón. O el fotón trae bastante para arrancarlo, o no lo arranca.

$$h \cdot f = W_0 + E_{k,\text{máx}} \quad (\text{ecuación de Einstein})$$

$h \cdot f$ = energía del fotón que llega

W_0 = trabajo de extracción: energía mínima para arrancar un electrón del metal

$E_{k,\text{máx}}$ = energía cinética máxima del electrón que sale

Frecuencia umbral: $f_0 = W_0 / h$ Longitud de onda umbral: $\lambda_0 = h \cdot c / W_0$

Si $f < f_0$ (o sea, si $\lambda > \lambda_0$) no se emite ningún electrón.

Error típico. La **intensidad** de la luz no decide si hay efecto fotoeléctrico: lo decide la **frecuencia**. Una luz muy intensa de frecuencia baja no arranca ni un electrón; una luz tenue de frecuencia alta sí. Más intensidad son más fotones por segundo, es decir, **más electrones**, pero no electrones más rápidos.

Por qué esto viene a cuento en un apunte de espectros. El efecto fotoeléctrico es la prueba de que el cuanto de Planck es una partícula de luz de verdad, no una comodidad matemática. Y esa es justo la pieza que hace falta para leer un espectro: si la luz llega en fotones de energía $h \cdot f$, una línea del espectro es **un fotón concreto**, y su energía tiene que salir de un salto concreto del electrón dentro del átomo. De ahí en adelante, todo el apartado.

PAU - Atención. Este apartado lo pide Madrid con estas palabras en las aclaraciones de su modelo de examen: "*El efecto fotoeléctrico sí está incluido*". En Química se pregunta razonado (qué pasa si subo la intensidad, qué pasa si subo la frecuencia) y con cálculos cortos de f_0 y E_k . Si además cursas Física, es el mismo contenido: allí se estudia más largo, con el potencial de frenado.

1.1.3 · Espectros de emisión y absorción

Al suministrar energía a un gas (calor, descarga eléctrica), los átomos emiten luz solo a **frecuencias concretas**: el **espectro de emisión** muestra líneas de color sobre fondo negro. Si en cambio se hace pasar luz blanca a través del mismo gas,

los átomos absorben exactamente esas mismas frecuencias: el **espectro de absorción** muestra líneas oscuras sobre fondo continuo.

Tipos de espectros

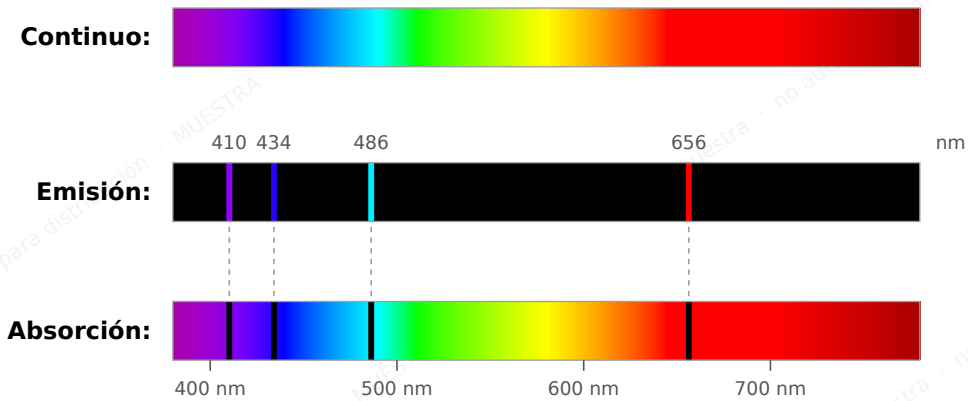


Figura 2 - Espectro continuo (arriba), de emisión del hidrógeno (centro) y de absorción (abajo), dibujados a escala entre 380 y 780 nm. Las cuatro líneas visibles del hidrógeno (410, 434, 486 y 656 nm) están en la misma posición en los dos espectros.

Conclusión clave. El espectro discreto (líneas, no continuo) demuestra que los electrones solo pueden ocupar **ciertos valores de energía**: la energía electrónica está **cuantizada**.

Truco. Si te preguntan por qué los espectros atómicos demuestran la cuantización de la energía: un electrón con energía continua emitiría un espectro continuo. El hecho de que sean líneas discretas prueba que solo existen ciertos niveles permitidos.

1.1.4 · Ecuación de Rydberg y series espectrales del hidrógeno

Las líneas del hidrógeno se agrupan en **series** según el nivel inferior al que cae el electrón. La ecuación de Rydberg permite calcular la longitud de onda de cualquier línea:

$$1/\lambda = R_H \cdot (1/n_1^2 - 1/n_2^2)$$

$$R_H = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} \quad (\text{constante de Rydberg})$$

$$n_1 = \text{nivel inferior} \quad n_2 = \text{nivel superior} \quad (n_2 > n_1)$$

Series principales del hidrógeno:

Lyman ($n_1 = 1$): el electrón cae al nivel 1. Emisión en ultravioleta (UV). No visible.

Balmer ($n_1 = 2$): el electrón cae al nivel 2. Es la única serie con líneas en el visible; sus cuatro líneas visibles son 656, 486, 434 y 410 nm. Las siguientes se amontonan hacia el ultravioleta, donde está el límite de la serie (364,6 nm).

Paschen ($n_1 = 3$): el electrón cae al nivel 3. Emisión en infrarrojo (IR).

Niveles de energía del hidrógeno

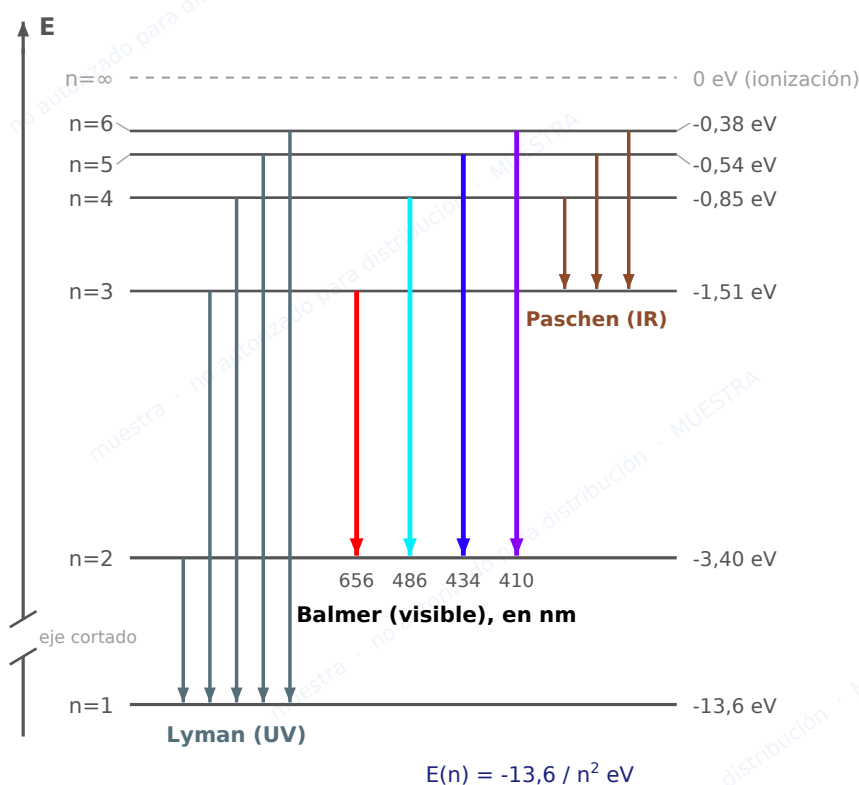


Figura 3 - Niveles de energía del hidrógeno. De $n=2$ hacia arriba, a escala; entre $n=1$ y $n=2$ el eje está cortado (ese salto, 10,2 eV, es tres veces todo lo que hay por encima de $n=2$). Flechas de Balmer, del color de la línea que emiten; Lyman (ultravioleta), en gris; Paschen (infrarrojo), en marrón.

Energías de los niveles del hidrógeno. $E_n = -13,6 / n^2$ (eV). El estado fundamental ($n=1$) tiene $E = -13,6$ eV. La ionización desde $n=1$ requiere 13,6 eV. Los valores negativos indican que el electrón está ligado: a mayor n , menos ligado.

Truco. Para identificar la serie de una transición, mira el nivel INFERIOR: $n_1=1 \rightarrow$ Lyman (UV), $n_1=2 \rightarrow$ Balmer (visible y ultravioleta cercano), $n_1=3 \rightarrow$ Paschen (IR). Una línea entre 380 y 780 nm solo puede ser de Balmer.

Error típico. La fórmula de Rydberg da $1/\lambda$, no λ directamente. Calcula $R \cdot (1/n_1^2 - 1/n_2^2)$ y luego haz $\lambda = 1/\text{resultado}$. Si te saltas ese último paso, el resultado queda en m^{-1} , no en metros.

1.1.5 · Interpretación energética de los espectros

Cada línea espectral corresponde a la transición de un electrón entre dos niveles. La diferencia de energía entre esos niveles determina la frecuencia del fotón emitido o absorbido:

$$\Delta E = E_{\text{sup}} - E_{\text{inf}} \quad |\Delta E| = h \cdot f = h \cdot c / \lambda$$

E_{sup} y E_{inf} son las energías de los dos niveles implicados

Sube de nivel (absorbe): el átomo gana ΔE y desaparece un fotón

Baja de nivel (emite): el átomo pierde ΔE y aparece un fotón

Error típico. La resta es entre los **dos niveles de la transición**, no con el nivel de ionización. Y en $h \cdot f$ va el **valor absoluto**: la energía de un fotón nunca es negativa, porque un fotón no puede llevar energía negativa. El signo solo dice si el átomo sube o baja.

Esta es la base experimental del **modelo de Bohr**, desarrollado en la sección 1.2: solo existen órbitas con energías concretas, y cada transición emite o absorbe un fotón de frecuencia exacta.

PAU - Atención. Una forma de preguntarlo en la PAU: dan la longitud de onda de una línea y piden (1) energía del fotón, (2) niveles implicados, (3) serie a la que pertenece. Practica los tres tipos de cálculo con los ejercicios siguientes.

Ejercicios — Sección 1.1

Once ejercicios de espectros atómicos, efecto fotoeléctrico e interpretación energética, al estilo de los exámenes de PAU. En rojo, la explicación de qué se hace y por qué; en negro, los cálculos.

1. La línea roja del hidrógeno tiene longitud de onda 656 nm. Calcula la frecuencia y la energía del fotón emitido.

Aplicamos $f = c/\lambda$ y después $E = h \cdot f$. Convertimos λ a metros primero.

$$\lambda = 656 \text{ nm} = 656 \cdot 10^{-9} \text{ m}$$

$$f = c / \lambda = (3 \cdot 10^8) / (656 \cdot 10^{-9}) = 4,57 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$$

$$E = h \cdot f = 6,626 \cdot 10^{-34} \cdot 4,57 \cdot 10^{14} = 3,03 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$\text{En eV: } 3,03 \cdot 10^{-19} / 1,602 \cdot 10^{-19} = 1,89 \text{ eV}$$

Solución: $f = 4,57 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$ | $E = 3,03 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 1,89 \text{ eV}$

2. Calcula la longitud de onda de la transición $n=4 \rightarrow n=2$ en el hidrógeno e indica a qué serie pertenece.

El nivel inferior es $n=2$: serie de Balmer (visible). Aplicamos la ecuación de Rydberg.

$$1/\lambda = 1,097 \cdot 10^7 \cdot (1/4 - 1/16) = 1,097 \cdot 10^7 \cdot 0,1875$$

$$1/\lambda = 2,057 \cdot 10^6 \text{ m}^{-1}$$

$$\lambda = 1 / 2,057 \cdot 10^6 = 4,86 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 486 \text{ nm}$$

Solución: $\lambda = 486 \text{ nm}$ | serie de Balmer (azul-verde visible)

3. Un fotón tiene energía $2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J}$. Calcula su longitud de onda y determina si puede ionizar el hidrógeno desde $n=1$.

Calculamos λ con $E = hc/\lambda$. La energía de ionización del H desde $n=1$ es $13,6 \text{ eV} = 2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J}$.

$$\lambda = hc/E = (6,626 \cdot 10^{-34} \cdot 3 \cdot 10^8) / (2,18 \cdot 10^{-18}) = 9,12 \cdot 10^{-8} \text{ m} = 91,2 \text{ nm}$$

En eV: $2,18 \cdot 10^{-18} / 1,602 \cdot 10^{-19} = 13,6 \text{ eV} = \text{energía de ionización}$

El fotón tiene exactamente la energía necesaria para ionizar el H desde $n=1$.

Solución: $\lambda = 91,2 \text{ nm}$ (UV extremo) | Sí, ioniza el H desde $n=1$

4. Calcula la energía y la longitud de onda del fotón emitido en la transición $n=3 \rightarrow n=1$ del hidrógeno.

El nivel de llegada es $n=1$, así que es la serie de Lyman (UV). Calculamos $\Delta E = E(3) - E(1)$ con $E_n = -13,6/n^2 \text{ eV}$, y de ahí la λ con $\lambda = h \cdot c / \Delta E$.

$$E(n=3) = -13,6 / 9 = -1,511 \text{ eV} \quad E(n=1) = -13,6 \text{ eV}$$

$$\Delta E = -1,511 - (-13,6) = 12,09 \text{ eV} = 1,937 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

$$\lambda = hc/\Delta E = 1,988 \cdot 10^{-25} / 1,937 \cdot 10^{-18} = 102,6 \text{ nm}$$

Solución: $E = 12,09 \text{ eV} = 1,94 \cdot 10^{-18} \text{ J}$ | $\lambda = 102,6 \text{ nm}$ (Lyman, UV)

5. Calcula la longitud de onda límite de la serie de Balmer (transición $n=\infty \rightarrow n=2$) e indica si pertenece al visible.

El límite de la serie es la transición desde el nivel más alto posible: cuando $n_2 \rightarrow \infty$, el término $1/n_2^2$ se anula. Como el salto de energía es el mayor de la serie, la λ que sale es la MENOR de toda la serie.

$$1/\lambda = 1,097 \cdot 10^7 \cdot (1/4 - 0) = 1,097 \cdot 10^7 \cdot 0,25 = 2,743 \cdot 10^6 \text{ m}^{-1}$$

$$\lambda = 1 / 2,743 \cdot 10^6 = 3,646 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 364,6 \text{ nm}$$

364,6 nm queda por debajo de 380 nm, así que es UV: el límite de Balmer se escapa del visible.

Solución: $\lambda \text{ límite} = 364,6 \text{ nm}$ | UV, no visible

6. Un electrón del hidrógeno absorbe un fotón de 97,2 nm. Identifica los niveles implicados y la serie.

97,2 nm está en el ultravioleta, y la única serie del hidrógeno que cae entera en el UV es la de Lyman: suponemos $n_1=1$ y aplicamos Rydberg para despejar n_2 . Si sale un número entero, la suposición era buena.

$$1/\lambda = 1/(97,2 \cdot 10^{-9}) = 1,029 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$$

$$1,029 \cdot 10^7 = 1,097 \cdot 10^7 \cdot (1 - 1/n_2^2)$$

$$1/n_2^2 = 1 - 0,938 = 0,0620 \rightarrow n_2 = 4$$

Solución: Transición $n=1 \rightarrow n=4$ | serie de Lyman (UV)

7. Calcula la longitud de onda, frecuencia y energía de la primera línea de la serie de Paschen ($n=4 \rightarrow n=3$).

La primera línea de una serie es el salto más corto, el que viene del nivel justo de encima: Paschen tiene $n_1=3$, así que la primera línea es $n_2=4$. Sacamos λ con Rydberg, de ahí f con $c = \lambda \cdot f$, y de ahí E con $E = h \cdot f$.

$$1/\lambda = 1,097 \cdot 10^7 \cdot (1/9 - 1/16) = 1,097 \cdot 10^7 \cdot 0,04861 = 5,333 \cdot 10^5 \text{ m}^{-1}$$

$$\lambda = 1 / 5,333 \cdot 10^5 = 1,875 \cdot 10^{-6} \text{ m} = 1875 \text{ nm (infrarrojo)}$$

$$f = 3 \cdot 10^8 / 1,875 \cdot 10^{-6} = 1,60 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$$

$$E = 6,626 \cdot 10^{-34} \cdot 1,60 \cdot 10^{14} = 1,06 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 0,66 \text{ eV}$$

Solución: $\lambda = 1875 \text{ nm (IR)}$ | $f = 1,60 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$ | $E = 0,66 \text{ eV}$

8. La energía de ionización del H desde $n=1$ es 13,6 eV. Calcula la longitud de onda mínima de la serie de Lyman.

El límite de Lyman ioniza desde $n=1$. La energía del fotón = energía de ionización = 13,6 eV.

$$E = 13,6 \cdot 1,602 \cdot 10^{-19} = 2,179 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

$$\lambda = hc/E = 1,988 \cdot 10^{-25} / 2,179 \cdot 10^{-18} = 9,12 \cdot 10^{-8} \text{ m} = 91,2 \text{ nm}$$

Solución: λ mínima (Lyman) = 91,2 nm (UV extremo)

9. Un fotón de 122 nm incide sobre un átomo de hidrógeno en su estado fundamental. ¿Puede ser absorbido? Indica la transición.

Un fotón solo se absorbe si su energía coincide con un salto entre dos niveles: no vale ni un poco más ni un poco menos. Así que calculamos la energía del fotón y la comparamos con las diferencias entre los niveles del hidrógeno partiendo de $n=1$.

$$E = hc/\lambda = 1,988 \cdot 10^{-25} / (122 \cdot 10^{-9}) = 1,629 \cdot 10^{-18} \text{ J} = 10,17 \text{ eV}$$

$\Delta E(1 \rightarrow 2) = -3,4 - (-13,6) = 10,2 \text{ eV}$ (OK, coincide dentro del redondeo de los datos)

$$\Delta E(1 \rightarrow 3) = -1,51 - (-13,6) = 12,09 \text{ eV (no coincide)}$$

Solución: Sí, absorbido en la transición $n=1 \rightarrow n=2$ (serie de Lyman)

10. Un espectro de absorción del hidrógeno muestra una línea a 434 nm. Identifica los niveles y la serie.

434 nm cae dentro del visible (380-780 nm), y la única serie del hidrógeno con líneas en el visible es la de Balmer: el nivel de llegada es $n_1=2$. Despejamos n_2 con Rydberg. Da igual que el espectro sea de absorción: la transición es la misma, solo cambia el sentido.

$$1/\lambda = 1/(434 \cdot 10^{-9}) = 2,304 \cdot 10^6 \text{ m}^{-1}$$

$$2,304 \cdot 10^6 = 1,097 \cdot 10^7 \cdot (1/4 - 1/n_2^2)$$

$$2,304 \cdot 10^6 / 1,097 \cdot 10^7 = 0,2100 \rightarrow 1/n_2^2 = 0,25 - 0,2100 = 0,0400$$

$$n_2^2 = 1 / 0,0400 = 25 \rightarrow n_2 = 5$$

Solución: Transición $n=2 \rightarrow n=5$ | serie de Balmer | 434 nm (azul-violeta)

11. El trabajo de extracción del cesio es $W_0 = 2,1 \text{ eV}$. (a) Calcula su frecuencia umbral y la longitud de onda umbral. (b) ¿Qué energía cinética máxima tienen los electrones arrancados con luz de 400 nm? (c) ¿Arrancaría electrones la línea roja del hidrógeno del ejercicio 1 (656 nm)?

Todo sale de $h \cdot f = W_0 + E_{k,\text{máx}}$. El umbral es el caso en que el fotón llega justo con lo puesto y el electrón sale con energía cinética cero, así que allí $h \cdot f_0 = W_0$. Antes de nada pasamos W_0 a julios, porque h está en $\text{J} \cdot \text{s}$ y no se pueden mezclar unidades.

$$W_0 = 2,1 \cdot 1,602 \cdot 10^{-19} = 3,364 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$(a) f_0 = W_0/h = 3,364 \cdot 10^{-19} / 6,626 \cdot 10^{-34} = 5,08 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$$

$$\lambda_0 = c/f_0 = 3 \cdot 10^8 / 5,08 \cdot 10^{14} = 5,91 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 591 \text{ nm}$$

(b) Con 400 nm el fotón trae más energía que el umbral, y lo que sobra se lo lleva el electrón como energía cinética.

$$E_{\text{fotón}} = h \cdot c/\lambda = 1,988 \cdot 10^{-25} / (400 \cdot 10^{-9}) = 4,970 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 3,10 \text{ eV}$$

$$E_{k,\text{máx}} = 4,970 \cdot 10^{-19} - 3,364 \cdot 10^{-19} = 1,605 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 1,00 \text{ eV}$$

(c) La línea de 656 nm tiene λ mayor que la umbral de 591 nm, luego menos energía: 1,89 eV frente a los 2,1 eV que hacen falta.

No se emite ningún electrón, y da igual lo intensa que sea esa luz roja: subir la intensidad manda más fotones, pero cada uno sigue trayendo los mismos 1,89 eV.

Solución: $f_0 = 5,08 \cdot 10^{14}$ Hz, $\lambda_0 = 591$ nm | $E_{k,máx} = 1,61 \cdot 10^{-19}$ J = 1,00 eV | No, 656 nm no arranca electrones

Siguiente apartado: **1.2 Principios Cuánticos** — modelo de Bohr, dualidad onda-corpúsculo, principio de incertidumbre, orbitales, números cuánticos, configuración electrónica, Pauli y Hund. Con ejercicios resueltos paso a paso.