Estructura atómica

Test de 10 preguntas y flashcards de este tema en **farmeandopau.com** ›

Última revisión: 15 de noviembre de 2026.

Escanea y haz el test del tema

LA IDEA EN 30 SEGUNDOS

La estructura atómica abre el bloque de enlace y **sale en 57 de las 68 convocatorias** de 2025 y 2026, en las 17 comunidades. Lo que más cae: escribir **configuraciones electrónicas** de átomos e iones con el **diagrama de Moeller** (51 de 68, en las 17) y decidir si un conjunto de **números cuánticos** es posible o a qué orbital corresponde (30 de 68, en 13). Debajo están los **espectros**, el **modelo de Bohr**, la dualidad de **De Broglie**, **Heisenberg** y el concepto de **orbital**; los cálculos con fotones ($E = h\nu$) salen sobre todo en Cataluña y Madrid. Justifica siempre con la regla: sin porqué no puntúa.

1 Partículas del átomo: número atómico, número másico e isótopos

El átomo tiene un **núcleo** diminuto con protones y neutrones, donde está casi toda la masa, y una **corteza** con los electrones. Thomson descubrió el electrón (1897); Rutherford, el núcleo (1911), y Chadwick, el neutrón (1932).

- **Número atómico,** Z: número de protones. Identifica al elemento: todo átomo con $Z = 17$ es cloro. En el átomo neutro es también el número de electrones.
- **Número másico,** A: protones + neutrones (los **nucleones**). Los neutrones son $N = A - Z$. Se escribe ${}^{A}_{Z}\mathrm{X}$, por ejemplo ${}^{35}_{17}\mathrm{Cl}$: 17 protones y 18 neutrones.
- **Iones**: un catión ha perdido electrones y un anión los ha ganado; Z y A no cambian. Electrones del ion $= Z -$ carga: S^{2-} ($Z = 16$) tiene $16 + 2 = 18$ electrones y Fe^{3+} ($Z = 26$), $26 - 3 = 23$.
- **Isótopos**: átomos del mismo elemento (igual Z) con distinto número de neutrones (distinto A): ${}^{35}_{17}\mathrm{Cl}$ y ${}^{37}_{17}\mathrm{Cl}$; ${}^{1}_{1}\mathrm{H}$, ${}^{2}_{1}\mathrm{H}$ (deuterio) y ${}^{3}_{1}\mathrm{H}$ (tritio). Tienen **prácticamente las mismas propiedades químicas**, porque tienen la misma corteza electrónica; cambian las propiedades que dependen de la masa (densidad, velocidad de difusión y, algo, la rapidez de reacción, sobre todo en el H y el D).
- No confundas: mismo A y distinto Z son elementos distintos (**isóbaros**, como ${}^{40}_{18}\mathrm{Ar}$ y ${}^{40}_{20}\mathrm{Ca}$); mismo número de electrones son especies **isoelectrónicas** (F^-, Ne y Na^+ tienen 10).
- La **masa atómica** de la tabla es la media ponderada de los isótopos naturales. Cloro: 75,76 % de cloro-35 (34,969 u) y 24,24 % de cloro-37 (36,966 u): $0{,}7576 \cdot 34{,}969 + 0{,}2424 \cdot 36{,}966 = 35{,}45$ u. Por eso no es un número entero.

Partícula	Dónde está	Carga	Masa
Protón	Núcleo	$+1{,}602 \cdot 10^{-19}$ C (+1)	$1{,}673 \cdot 10^{-27}$ kg (≈ 1 u)
Neutrón	Núcleo	0	$1{,}675 \cdot 10^{-27}$ kg (≈ 1 u)
Electrón	Corteza	$-1{,}602 \cdot 10^{-19}$ C (-1)	$9{,}109 \cdot 10^{-31}$ kg (unas 1836 veces menos que el protón)

Valores CODATA redondeados (NIST). 1 u (unidad de masa atómica) $= 1{,}661 \cdot 10^{-27}$ kg.

PARTÍCULAS DE UN ION

¿Cuántos protones, neutrones y electrones tiene $^{56}_{26}\mathrm{Fe}^{3+}$?

Respuesta modelo

Protones $= Z = 26$. Neutrones $= A - Z = 56 - 26 = 30$. Electrones: la carga $+3$ indica que ha perdido 3 electrones, $26 - 3 = 23$.

Por qué puntúa. La carga solo cambia los electrones; el núcleo (protones y neutrones) es el mismo que en el átomo neutro.

¿ISÓTOPOS?

Razona si $^{40}_{18}\mathrm{Ar}$ y $^{40}_{20}\mathrm{Ca}$ son isótopos.

Respuesta modelo

No. Los isótopos tienen el mismo Z, y aquí Z es distinto (18 y 20): son elementos diferentes, argón y calcio. Tienen el mismo número de nucleones (40), pero distinto número de neutrones: $40 - 18 = 22$ y $40 - 20 = 20$.

Por qué puntúa. Fíjate siempre primero en Z: si cambia, cambia el elemento.

Quién lo pide de forma expresa

Las orientaciones de **Andalucía** 2026-27 recogen «Las partículas subatómicas, explicando las características y clasificación de las mismas. Los conceptos de número atómico y número másico.»; las de **Galicia** 2026/2027, cuestiones razonadas sobre «Partículas subatómicas fundamentais: protóns, electróns e neutróns» (partículas subatómicas fundamentales), y las matizaciones de la **Comunitat Valenciana** lo exigen como conocimiento previo («partículas subatómicas, número atómico, número másico, isótopos»). En 2025-2026 ha caído en Andalucía, Baleares, Canarias, la Comunitat Valenciana y Murcia.

2 La luz y los espectros atómicos

La radiación electromagnética es una onda que viaja en el vacío a $c = 3{,}00 \cdot 10^8$ m/s. Planck (1900) propuso que la energía se intercambia en paquetes, los **cuantos**; Einstein (1905) llamó **fotones** a los paquetes de luz.

- Onda: $c = \lambda\nu$. La longitud de onda λ (m) y la frecuencia ν (Hz $= \mathrm{s}^{-1}$) son inversamente proporcionales. El **número de onda** es $\bar{\nu} = 1/\lambda$ (Cataluña lo usa con el infrarrojo).
- **Energía de un fotón (Planck)**: $E = h\nu = \dfrac{hc}{\lambda}$, con $h = 6{,}626 \cdot 10^{-34}$ J·s. Más frecuencia (menos λ), más energía: un fotón ultravioleta tiene más energía que uno rojo.
- Para un **mol de fotones**, multiplica por N_A. Al revés, una energía en kJ/mol se pasa a julios **por átomo** dividiendo entre $N_A = 6{,}022 \cdot 10^{23}$ mol^{-1}. Y $1\ \mathrm{eV} = 1{,}602 \cdot 10^{-19}$ J.
- Espectro electromagnético, de menos a más energía: ondas de radio, microondas, **infrarrojo**, **visible** (de unos 400 nm, violeta, a unos 700 nm, rojo), **ultravioleta**, rayos X y rayos gamma.
- **Espectro de emisión**: un gas calentado o excitado con una descarga eléctrica emite luz solo de ciertas λ: **rayas brillantes** sobre fondo oscuro. **Espectro de absorción**: luz blanca que atraviesa el gas; faltan algunas λ (**rayas oscuras**), y cada una coincide con una raya de emisión del mismo elemento (el gas absorbe los saltos que parten de niveles ocupados: en un gas frío, casi solo del fundamental). Cada elemento tiene el suyo, como una huella dactilar: así descubrieron Bunsen y Kirchhoff el cesio (1860) y el rubidio (1861), y así se detectó el helio en el Sol (1868).
- **Por qué cambiaron la historia del átomo**: un espectro **discontinuo** significa que el electrón solo puede tener ciertas energías. El modelo de Rutherford (electrones girando en cualquier órbita) no lo explicaba y, además, según el electromagnetismo clásico, el electrón, al girar, radiaría energía y acabaría cayendo al núcleo. Es la «necesidad de la revisión del modelo atómico» que recoge el RD 243/2022.

¿IONIZA LA LUZ ROJA UN ÁTOMO DE SODIO?

La primera energía de ionización del sodio es 496 kJ/mol. ¿Puede un fotón de 650 nm ionizar un átomo de sodio? ¿Cuál es la longitud de onda máxima que lo consigue? Datos: $h = 6{,}626 \cdot 10^{-34}$ J·s; $c = 3{,}00 \cdot 10^{8}$ m/s; $N_A = 6{,}022 \cdot 10^{23}$ mol⁻¹.

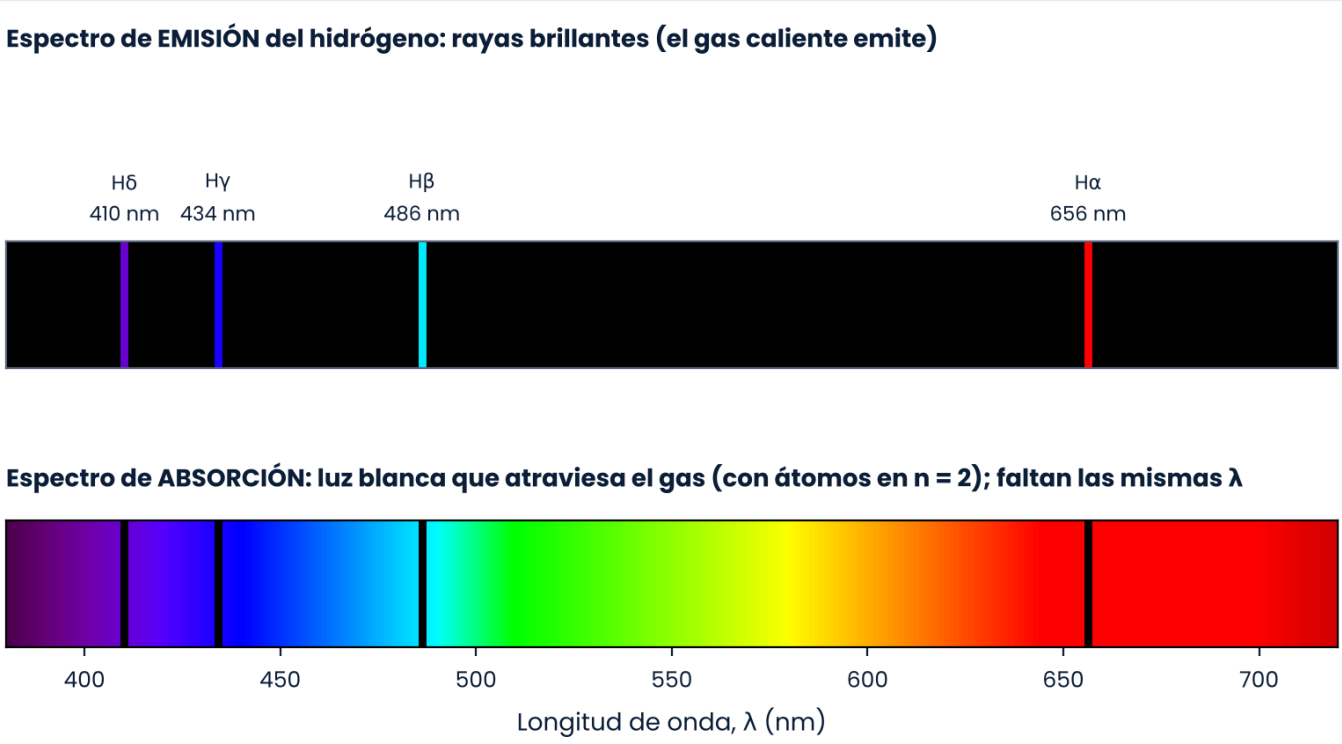
Respuesta modelo

Energía del fotón: $E = \dfrac{hc}{\lambda} = \dfrac{6{,}626 \cdot 10^{-34} \cdot 3{,}00 \cdot 10^{8}}{650 \cdot 10^{-9}} = 3{,}06 \cdot 10^{-19}$ J. Energía para ionizar **un** átomo: $\dfrac{496 \cdot 10^{3}\ \text{J/mol}}{6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{mol}^{-1}} = 8{,}24 \cdot 10^{-19}$ J. Como $3{,}06 \cdot 10^{-19} < 8{,}24 \cdot 10^{-19}$ J, **no lo ioniza**. Longitud de onda máxima: $\lambda = \dfrac{hc}{E} = \dfrac{6{,}626 \cdot 10^{-34} \cdot 3{,}00 \cdot 10^{8}}{8{,}24 \cdot 10^{-19}} = 2{,}41 \cdot 10^{-7}$ m $= 241$ nm (ultravioleta).

Por qué puntúa. Compara siempre **por átomo** (o siempre por mol). Un fotón solo actúa sobre un átomo: muchos fotones rojos no suman su energía.

Diferencias entre comunidades

Cataluña: sus Orientacions PAU-2027 declaran no evaluable la «Identificació i argumentació de la rellevància de l'espectroscòpia en el context del desenvolupament històric del model atòmic» (argumentar la relevancia histórica de la espectroscopia), en la columna de lo no evaluable «en les PAU-2027»; los cálculos con fotones sí caen (energía para ionizar un átomo, ¿ioniza este fotón?). **Baleares**: su currículo (Decret 43/2025) añade la «Hipòtesi de Planck i efecte fotoelèctric» y su matriz pide «Calcular la energía de la radiación asociada a una longitud de onda o frecuencia con las ecuaciones de Planck» (traducido del catalán). **Murcia** (Orientación 2027): «No se pedirán cálculos de energías implicadas en saltos electrónicos.»



Espectros de emisión y de absorción del hidrógeno en el visible. Las cuatro rayas de la serie de Balmer (410, 434, 486 y 656 nm) aparecen brillantes en emisión y oscuras en absorción, en las mismas longitudes de onda. Para absorberlas, el hidrógeno necesita átomos en $n = 2$, como en la atmósfera del Sol y de las estrellas; el hidrógeno frío del laboratorio absorbe sobre todo en el ultravioleta (serie de Lyman).

3 El modelo de Bohr: niveles de energía del hidrógeno y series espectrales

Bohr (1913) aplicó la idea de Planck al átomo de hidrógeno. Es un modelo de transición: explica el espectro del H, pero mezcla física clásica (órbitas circulares) con condiciones cuánticas impuestas.

- **1.er postulado**: el electrón gira en órbitas circulares **estacionarias**, en las que no emite energía.
- **2.º postulado**: solo se permiten las órbitas en las que el momento angular es múltiplo de $h/2\pi$: $mvr = n\,\dfrac{h}{2\pi}$, con $n = 1, 2, 3\ldots$ (el **número cuántico principal**). Cada órbita tiene una energía fija, $E_n = -\dfrac{2{,}18 \cdot 10^{-18}\ \text{J}}{n^2} = -\dfrac{13{,}6\ \text{eV}}{n^2}$, y un radio que crece como n^2: $r_n = 0{,}529\,n^2$ Å.
- **3.er postulado**: el electrón solo absorbe o emite energía al **saltar** de una órbita a otra, en forma de un fotón con $\Delta E = |E_{\text{final}} - E_{\text{inicial}}| = h\nu$. Subir de nivel es una **absorción**; bajar, una **emisión**.
- El signo menos: la energía se mide respecto al electrón libre ($n = \infty$, $E = 0$); cuanto más negativa, más ligado. $n = 1$ es el **estado fundamental**; los demás, **excitados**. La energía de ionización del H desde $n = 1$ es $13{,}6$ eV $= 2{,}18 \cdot 10^{-18}$ J por átomo $= 1312$ kJ/mol.
- **Ecuación de Rydberg** (empírica, 1888; Bohr la dedujo): $\dfrac{1}{\lambda} = R_H\left(\dfrac{1}{n_1^2} - \dfrac{1}{n_2^2}\right)$, con $n_2 > n_1$ y $R_H = 1{,}097 \cdot 10^7$ m⁻¹. Es la misma ecuación de energía dividida entre hc: $\dfrac{2{,}18 \cdot 10^{-18}\ \text{J}}{hc} = 1{,}097 \cdot 10^7$ m⁻¹.
- Cada **serie** agrupa los saltos que terminan en el mismo nivel n_1. Solo la de Balmer cae en el visible.

Serie	Nivel de llegada	Región	Primera raya
Lyman	$n_1 = 1$	Ultravioleta	2 → 1: 122 nm
Balmer	$n_1 = 2$	Visible	3 → 2: 656 nm (roja, Hα)
Paschen	$n_1 = 3$	Infrarrojo	4 → 3: 1875 nm
Brackett y Pfund	$n_1 = 4$ y 5	Infrarrojo	5 → 4 y 6 → 5

Longitudes de onda calculadas con $R_H = 1{,}097 \cdot 10^7$ m⁻¹ (en el vacío).

LA RAYA ROJA DEL HIDRÓGENO

Calcula la longitud de onda del fotón emitido cuando el electrón del átomo de hidrógeno pasa de $n = 3$ a $n = 2$. Datos: $E_n = -2{,}18 \cdot 10^{-18}/n^2$ J; $h = 6{,}626 \cdot 10^{-34}$ J·s; $c = 3{,}00 \cdot 10^8$ m/s.

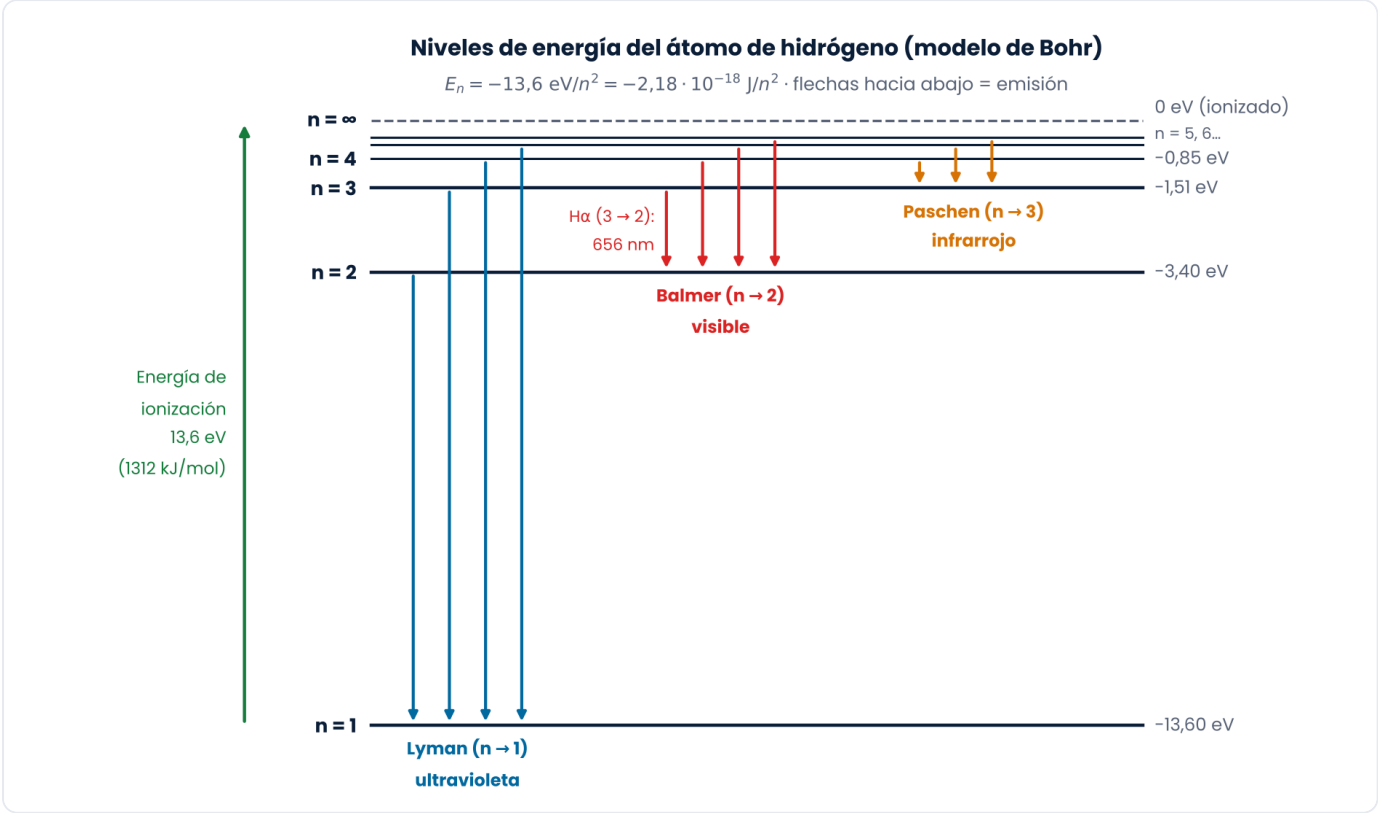
Respuesta modelo

$\Delta E = 2{,}18 \cdot 10^{-18}\left(\dfrac{1}{2^2} - \dfrac{1}{3^2}\right) = 2{,}18 \cdot 10^{-18} \cdot 0{,}1389 = 3{,}03 \cdot 10^{-19}$ J (se emite: el electrón baja). $\lambda = \dfrac{hc}{\Delta E} = \dfrac{6{,}626 \cdot 10^{-34} \cdot 3{,}00 \cdot 10^8}{3{,}03 \cdot 10^{-19}} = 6{,}57 \cdot 10^{-7}$ m $= 657$ nm: luz **roja visible**, la primera raya de la serie de Balmer (Hα).

Por qué puntúa. El valor medido es 656 nm; la diferencia viene de redondear las constantes. Sin saber cuál es el nivel de llegada no puedes decir la serie: aquí es $n_1 = 2$, Balmer.

Bohr con números: depende de la comunidad

Madrid: «Los cálculos energéticos a partir del modelo atómico de Bohr se consideran incluidos» (Ámbito de contenidos 2026-27). **La Rioja**: su guía de calificación 2025-26 valora que el alumno «calcula el valor energético correspondiente a una transición electrónica entre dos niveles dados». **Asturias**: Rydberg con cálculo (cayó en 2024) y nada de Sommerfeld: «No se plantearán, en el examen, problemas relacionados con las órbitas elípticas de Sommerfeld» (ficha de la materia 2025/2026). **Galicia**: «É suficiente que o alumno/a domine o modelo de Böhr a nivel cualitativo» (basta el modelo de Bohr a nivel cualitativo; Orientacións 2026/2027). **Comunitat Valenciana**: el acta de noviembre de 2025 (PAU 2026) dejaba fuera la «aplicación de la ecuación de Rydberg»; ya no se publica y la de octubre de 2026 no lo repite, aunque dice que para la PAU 2027 «se mantienen los mismos contenidos que en convocatorias anteriores»: lo más probable es que siga fuera (pendiente de confirmar para 2027). **Murcia**: sin cálculos de saltos electrónicos.



Niveles de energía del átomo de hidrógeno. $E_n = -13{,}6\ \text{eV}/n^2$: los niveles se juntan al subir. Las flechas hacia abajo son emisiones: la serie de Lyman acaba en $n = 1$ (ultravioleta), la de Balmer en $n = 2$ (visible) y la de Paschen en $n = 3$ (infrarrojo). La flecha verde es la energía de ionización, 13,6 eV.

4 El efecto fotoeléctrico

Al iluminar un metal con luz de frecuencia suficiente, salen electrones de su superficie. La física clásica no lo explicaba; Einstein (1905) lo hizo con fotones: cada fotón cede **toda** su energía a **un** electrón.

- **Ecuación de Einstein**: $h\nu = W_0 + E_{c,\text{máx}}$. La energía del fotón se gasta en arrancar el electrón (**trabajo de extracción** o función trabajo, W_0, propio de cada metal) y el resto queda como energía cinética del electrón.
- **Frecuencia umbral**: $\nu_0 = W_0/h$ (longitud de onda umbral, $\lambda_0 = hc/W_0$). Si $\nu < \nu_0$ (o $\lambda > \lambda_0$) **no sale ningún electrón**, por intensa que sea la luz.
- La **intensidad** (número de fotones por segundo) cambia cuántos electrones salen, no su energía. La **frecuencia** cambia la energía de cada electrón. La teoría ondulatoria predecía lo contrario: el efecto fotoeléctrico prueba que la luz también se comporta como partícula.
- Unidades: si W_0 viene en eV, pasa la energía del fotón a eV (o W_0 a julios) antes de restar.
- Aplicaciones: células fotoeléctricas y sensores de luz; las placas solares se basan en un fenómeno emparentado, el efecto fotovoltaico.

¿SALEN ELECTRONES?

Un metal tiene un trabajo de extracción de 2,30 eV y se ilumina con luz de 400 nm. ¿Se emiten electrones? ¿Con qué energía cinética máxima? ¿Cuál es la longitud de onda umbral? Datos: $h = 6{,}626 \cdot 10^{-34}$ J·s; $c = 3{,}00 \cdot 10^{8}$ m/s; $1\ \text{eV} = 1{,}602 \cdot 10^{-19}$ J.

Respuesta modelo

Fotón: $E = \dfrac{hc}{\lambda} = \dfrac{6{,}626 \cdot 10^{-34} \cdot 3{,}00 \cdot 10^{8}}{400 \cdot 10^{-9}} = 4{,}97 \cdot 10^{-19}$ J $= 3{,}10$ eV. Como $3{,}10 > 2{,}30$ eV, **sí se emiten**. $E_{c,\text{máx}} = 3{,}10 - 2{,}30 = 0{,}80$ eV $= 1{,}28 \cdot 10^{-19}$ J. Umbral: $\lambda_0 = \dfrac{hc}{W_0} = \dfrac{6{,}626 \cdot 10^{-34} \cdot 3{,}00 \cdot 10^{8}}{2{,}30 \cdot 1{,}602 \cdot 10^{-19}} = 5{,}39 \cdot 10^{-7}$ m $= 539$ nm.

Por qué puntúa. Con luz de 600 nm (más larga que 539 nm) no saldría ninguno, aunque subieras la intensidad.

Quién lo incluye y quién no

Madrid: «El efecto fotoeléctrico sí está incluido» (Ámbito de contenidos 2026-27); cayó en el examen coincidente de 2025 (con una gráfica de energía cinética frente a λ) y está en el modelo 2027. **Baleares**: su matriz pide «Calcular distintas magnitudes de la ecuación del efecto fotoeléctrico» (traducido del catalán). **Comunitat Valenciana**: el acta de noviembre de 2025 (PAU 2026) decía que el «efecto fotoeléctrico» no forma parte del temario PAU; ya no se publica y la de octubre de 2026 no lo repite, aunque mantiene «los mismos contenidos que en convocatorias anteriores» (pendiente de confirmar para 2027). El formulario de su examen 2027 trae la energía de un fotón. La ficha de **Asturias** de 2025-26 no lo nombra.

5 De la órbita al orbital: dualidad, incertidumbre y modelo mecanocuántico

El modelo de Bohr falla en cuanto hay más de un electrón. La mecánica cuántica (1924–1927) cambió la pregunta: el electrón no sigue una trayectoria; solo se puede dar la **probabilidad** de encontrarlo en una zona.

- **Límites de Bohr**: solo funciona con el H y los iones de un electrón (He^{+}, Li^{2+}); no explica los espectros de los átomos polielectrónicos, ni que las rayas se desdoblen al mirarlas con más resolución o en un campo magnético (efecto Zeeman), e impone la cuantización sin justificarla. Sommerfeld añadió órbitas elípticas (de ahí el número l), pero el problema de fondo siguió.
- **Dualidad onda-corpúsculo (De Broglie, 1924)**: toda partícula en movimiento lleva asociada una onda de longitud $\lambda = \dfrac{h}{mv}$. Se confirmó en 1927 con la difracción de electrones (Davisson y Germer). Solo se nota en partículas de masa muy pequeña.
- **Principio de incertidumbre (Heisenberg, 1927)**: no se pueden conocer a la vez, con precisión ilimitada, la posición y el momento lineal ($p = mv$) de una partícula: $\Delta x \cdot \Delta p \geq \dfrac{h}{4\pi}$. Para un electrón, deja sin sentido la idea de órbita: no se puede dibujar su trayectoria.
- **Modelo mecanocuántico (Schrödinger, 1926)**: el electrón se describe con una función de onda; su cuadrado da la probabilidad de encontrarlo en cada punto. Un **orbital** es la región del espacio donde la probabilidad de encontrar el electrón es alta (se suele dibujar la que encierra el 90 %).
- **Órbita ≠ orbital**: la órbita (Bohr) es una trayectoria definida; el orbital es una zona de probabilidad, sin trayectoria. Los orbitales **s** son esféricos; los **p** tienen dos lóbulos sobre un eje (p_x, p_y, p_z); los d y los f tienen formas más complejas.

ELECTRÓN FRENTE A PELOTA DE TENIS

Calcula la longitud de onda de De Broglie de un electrón ($m = 9{,}109 \cdot 10^{-31}$ kg) a $1{,}0 \cdot 10^{6}$ m/s y de una pelota de tenis de 57 g a 50 m/s. $h = 6{,}626 \cdot 10^{-34}$ J·s.

Respuesta modelo

Electrón: $\lambda = \dfrac{6{,}626 \cdot 10^{-34}}{9{,}109 \cdot 10^{-31} \cdot 1{,}0 \cdot 10^{6}} = 7{,}3 \cdot 10^{-10}$ m (0,73 nm), del orden del tamaño de un átomo: su carácter ondulatorio importa. Pelota: $\lambda = \dfrac{6{,}626 \cdot 10^{-34}}{0{,}057 \cdot 50} = 2{,}3 \cdot 10^{-34}$ m, imposible de detectar.

Por qué puntúa. La masa, en kilogramos: con gramos el resultado sale mil veces menor.

¿SE PUEDE HABLAR DE ÓRBITA?

La velocidad de un electrón se conoce con una incertidumbre de $1{,}0 \cdot 10^{6}$ m/s. ¿Con qué precisión, como máximo, se puede conocer su posición?

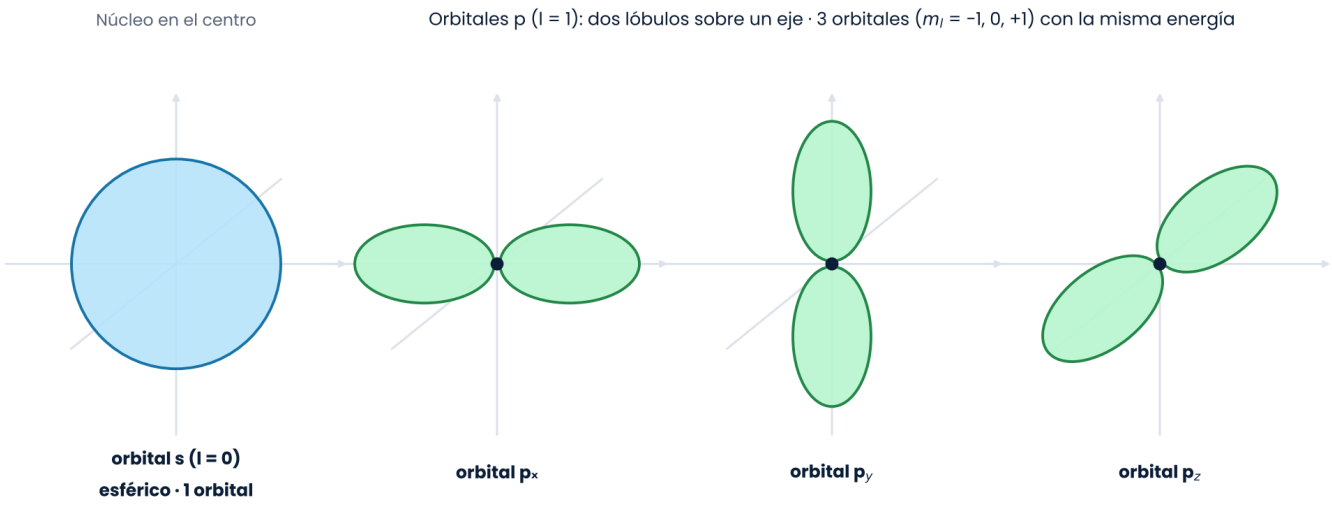
Respuesta modelo

$\Delta p = m\,\Delta v = 9{,}109 \cdot 10^{-31} \cdot 1{,}0 \cdot 10^{6} = 9{,}1 \cdot 10^{-25}$ kg·m/s. $\Delta x \geq \dfrac{h}{4\pi\,\Delta p} = \dfrac{6{,}626 \cdot 10^{-34}}{4\pi \cdot 9{,}1 \cdot 10^{-25}} = 5{,}8 \cdot 10^{-11}$ m (58 pm).

Por qué puntúa. Es tan grande como el radio de la primera órbita de Bohr (53 pm): no tiene sentido decir por dónde pasa el electrón.

Qué dicen los documentos

Comunitat Valenciana: su currículo (Decreto 108/2022) recoge «Introducción al modelo mecanocuántico. Concepto de orbital. Números cuánticos» y no nombra a Heisenberg ni la dualidad; sus matizaciones piden conocer «la representación de la probabilidad angular (forma) de los orbitales s y p». **Asturias**: «No será necesario realizar, en el examen, representaciones gráficas relacionadas con los orbitales atómicos» (ficha de la materia 2025/2026). **Extremadura**: su currículo (Decreto 109/2022) nombra la hipótesis de De Broglie. De Broglie con cálculo ha caído en Asturias en 2025 y 2026, y Heisenberg con cálculo en su modelo de 2025.



Forma de los orbitales s y p. El s es esférico; cada p tiene dos lóbulos a lo largo de un eje (x, y o z), con el núcleo en el centro. Los tres p de un mismo nivel tienen la misma energía.

6 Números cuánticos

La ecuación de Schrödinger da tres números cuánticos que definen un orbital, (n, l, m_l); el cuarto, el espín m_s, describe al electrón. Un **orbital** queda definido por **tres** números; un **electrón**, por **cuatro**.

- **Por subnivel**: $2l + 1$ orbitales y $2(2l + 1)$ electrones: s, 1 y 2; p, 3 y 6; d, 5 y 10; f, 7 y 14.

- **Por nivel**: n^2 orbitales y $2n^2$ electrones: $n = 1$, 1 orbital y 2 electrones; $n = 2$, 4 y 8; $n = 3$, 9 y 18; $n = 4$, 16 y 32.
- Subniveles de cada nivel: $n = 1$, solo 1s; $n = 2$: 2s y 2p; $n = 3$: 3s, 3p y 3d; $n = 4$: 4s, 4p, 4d y 4f. **No existen** 1p, 2d ni 3f.
- Cada combinación (n, l, m_l) es un orbital; con m_s, un **espín-orbital** (término que usa Asturias): un subnivel d tiene 5 orbitales y 10 espín-orbitales.
- **Electrones con una condición**: cuenta orbitales y multiplica. Con $n = 4$ y $m_l = -2$: solo $l = 2$ y $l = 3$ admiten $m_l = -2$ (un orbital 4d y uno 4f), así que caben **4 electrones**, no 6. Con $n = 2$ y $m_s = -\frac{1}{2}$: 4 orbitales, uno por orbital, **4 electrones**.

¿n es un entero positivo (1, 2, 3…)?

↓

¿l está entre 0 y $n - 1$? Con $n = 3$, l vale 0, 1 o 2; nunca 3.

↓

¿m_l está entre $-l$ y $+l$? Con $l = 0$, solo $m_l = 0$.

↓

¿m_s es $+\frac{1}{2}$ o $-\frac{1}{2}$?

↓

Si todo se cumple, nómbralo: el número n y la letra de l ($n = 3$, $l = 2$: orbital 3d). Si algo falla, di **qué regla** incumple.

Número cuántico	Valores permitidos	Qué indica
Principal, n	1, 2, 3…	Nivel (capa): tamaño y, sobre todo, energía
Secundario o azimutal, l	0, 1… hasta $n - 1$	Subnivel y forma: $l = 0$ s; 1 p; 2 d; 3 f
Magnético, m_l	De $-l$ a $+l$, con el 0	Orientación: hay $2l + 1$ orbitales
Espín, m_s	$+\frac{1}{2}$ o $-\frac{1}{2}$	Orientación del espín, el momento angular propio del electrón (dos valores; se suele imaginar como un giro en uno u otro sentido)

Algunos exámenes escriben m y s en lugar de m_l y m_s: es lo mismo.

¿SON POSIBLES?

Razona si son posibles $(3, 2, -2, +\frac{1}{2})$, $(2, 2, 0, -\frac{1}{2})$ y $(4, 1, +2, +\frac{1}{2})$.

Respuesta modelo

$(3, 2, -2, +\frac{1}{2})$: **posible**; $l = 2 \leq n - 1 = 2$ y $m_l = -2$ está entre -2 y $+2$: un electrón **3d**. $(2, 2, 0, -\frac{1}{2})$: **imposible**, porque con $n = 2$, l solo puede ser 0 o 1 (no existe el 2d). $(4, 1, +2, +\frac{1}{2})$: **imposible**, porque con $l = 1$, m_l solo puede ser -1, 0 o $+1$.

Por qué puntúa. En La Rioja cada conjunto sin justificar vale la mitad: escribe siempre la regla que se cumple o que falla.

ELECTRÓN DIFERENCIADOR

Da los números cuánticos del electrón diferenciador del aluminio ($Z = 13$).

Respuesta modelo

Al: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^1$. El último electrón entra en un 3p: $n = 3$, $l = 1$, $m_l = -1$, 0 o $+1$ y $m_s = \pm\frac{1}{2}$. Por ejemplo, $(3, 1, -1, +\frac{1}{2})$.

Por qué puntúa. Los tres orbitales 3p tienen la misma energía, así que cualquier m_l de -1 a $+1$ es correcto si lo justificas; muchos libros empiezan por $m_l = -1$ y $m_s = +\frac{1}{2}$.

Cómo lo corrigen

La Rioja puntúa cada conjunto justificado y, si no se justifica, la mitad («0,2 cada uno, si no ponen justificación, contar 0,1», modelo 2026). **Andalucía** pregunta mucho en «verdadero o falso» (un orbital se describe con tres números y un electrón con cuatro: trampa habitual) y, sin justificar, el apartado vale 0. **Cantabria** ha preguntado la configuración o los números cuánticos del electrón diferenciador en todas sus convocatorias de 2024 a 2026.

7 Cómo se llenan los orbitales: Aufbau, Pauli, Hund y diagrama de Moeller

La **configuración electrónica** dice cómo se reparten los electrones en los orbitales. En el **estado fundamental** (el de menor energía) se cumplen a la vez tres reglas.

- Orden de llenado: **1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f 6d 7p**.
- **Electrones desapareados**: los que están solos en un orbital. Se cuentan con el diagrama de cajas: N ($2p^3$) tiene 3; O ($2p^4$), 2; Fe ($3d^6$), 4; Mn ($3d^5$), 5.
- Un d^6 en el estado fundamental siempre tiene desapareados: cinco electrones de uno en uno y el sexto se aparea, así que quedan **4 desapareados**.
- Un detalle de energía que explica los iones: el 4s se llena antes que el 3d, pero cuando el 3d ya tiene electrones el 4s queda por encima. Por eso los metales de transición **pierden primero los electrones 4s** al formar cationes.

Principio de mínima energía (Aufbau o construcción progresiva)

los electrones ocupan primero los orbitales de menor energía.

↓

Regla $n + l$ (diagrama de Moeller)

menor $n + l$, menor energía; si empatan, va antes el de menor n. Por eso el 4s ($4 + 0 = 4$) va antes que el 3d ($3 + 2 = 5$), y el 3d antes que el 4p ($4 + 1 = 5$: empate, gana el menor n).

↓

Principio de exclusión de Pauli

en un átomo no puede haber dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales. Consecuencia: **como máximo 2 electrones por orbital, con espines opuestos**.

↓

Regla de máxima multiplicidad de Hund

en orbitales de la misma energía (los tres p, los cinco d), los electrones se colocan primero **de uno en uno, con espines paralelos**, y después se aparean.

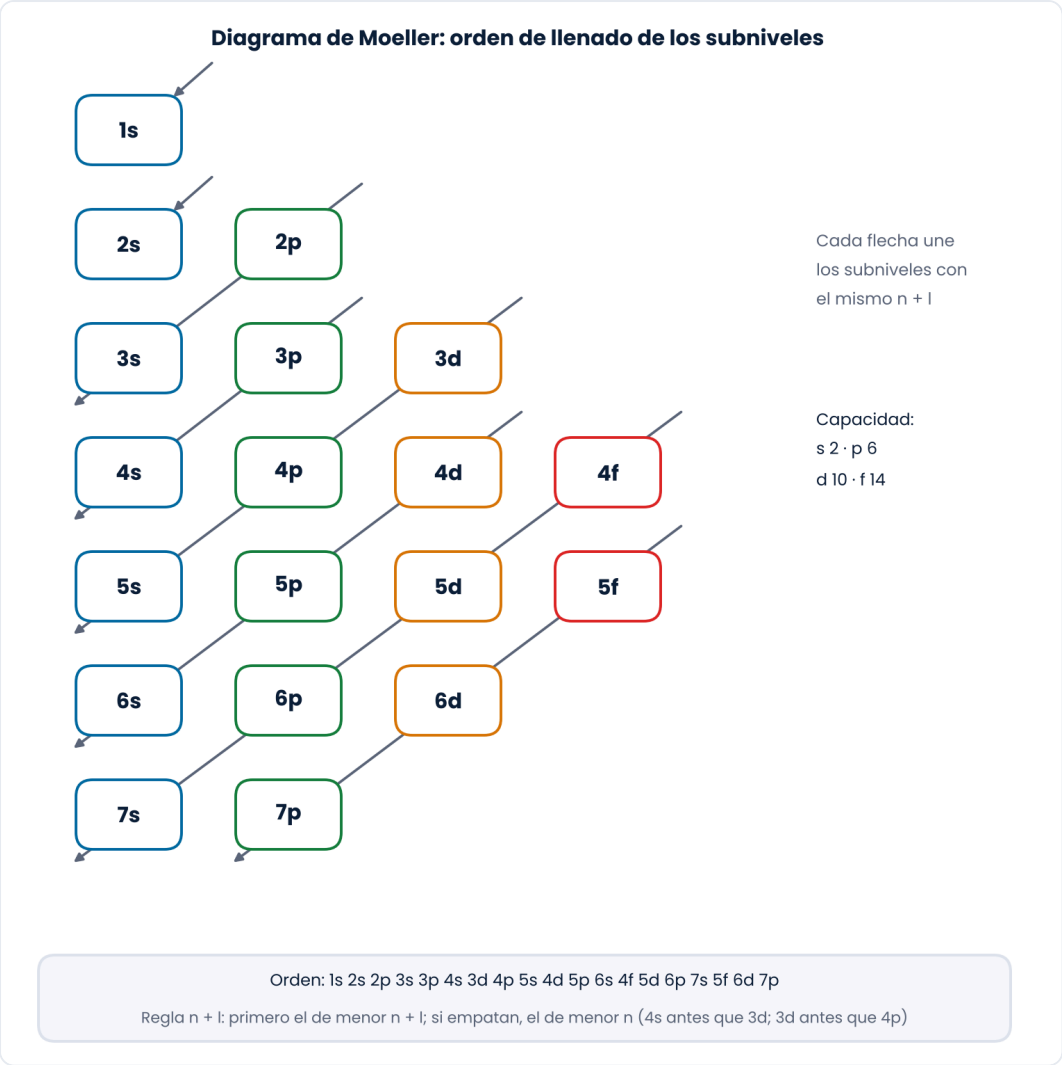


Diagrama de Moeller. Cada flecha une los subniveles con el mismo $n + l$ y se leen de arriba abajo: 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d…

8 Configuraciones electrónicas de átomos e iones

Se escribe cada subnivel con sus electrones como superíndice. Para abreviar, se pone entre corchetes el gas noble anterior: Na, $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1 = [Ne]\ 3s^1$.

- **Aniones**: ganan electrones en el último subnivel (Cl^-: [Ne] $3s^2\ 3p^6$). **Cationes**: pierden los del nivel n más alto. En los representativos, los de la capa de valencia (Al pierde $3p^1$ y $3s^2$: Al^{3+} = [Ne]); en los de transición, **primero los 4s** y luego los 3d.
- **Electrón diferenciador**: el último que entra siguiendo Moeller, el que distingue a un elemento del anterior. **Electrones de valencia**: los del último nivel n (más los d incompletos en los metales de transición): el Br tiene 7 ($4s^2\ 4p^5$).
- **Especies isoelectrónicas**: mismo número de electrones y misma configuración: O^{2-}, F^-, Ne, Na^+, Mg^{2+} y Al^{3+} tienen 10 ($1s^2\ 2s^2\ 2p^6$). Cómo se ordena su tamaño lo ves en el Tema 4.
- **Excepciones (Cr y Cu)**: un electrón 4s pasa al 3d porque un subnivel d **semilleno** (d^5) o **lleno** (d^{10}) es especialmente estable. En sus grupos pasa lo mismo con el Mo ([Kr] $4d^5\ 5s^1$), la Ag ([Kr] $4d^{10}\ 5s^1$) y el Au ([Xe] $4f^{14}\ 5d^{10}\ 6s^1$), pero no con el W ([Xe] $4f^{14}\ 5d^4\ 6s^2$): no es una regla general.
- **Posición en la tabla**: el periodo es el mayor n ocupado; el grupo sale de los electrones de valencia (ns^1, grupo 1; $ns^2\ np^5$, grupo 17; $ns^2\ (n-1)d^7$, grupo 9). Lo desarrollas en el Tema 4.
- **Sin tabla periódica**: muchas comisiones no la dan y nombran los elementos solo por Z. Apréndete nombre y símbolo de $Z = 1$ a 36.

Especie	Configuración	Fíjate en
K ($Z = 19$)	[Ar] $4s^1$	El 4s va antes que el 3d
Fe ($Z = 26$)	[Ar] $4s^2\ 3d^6$	4 electrones desapareados
Br ($Z = 35$)	[Ar] $4s^2\ 3d^{10}\ 4p^5$	7 electrones de valencia ($4s^2\ 4p^5$)
Cr ($Z = 24$)	[Ar] $3d^5\ 4s^1$	Excepción: $3d^5$ semilleno
Cu ($Z = 29$)	[Ar] $3d^{10}\ 4s^1$	Excepción: $3d^{10}$ lleno
Fe^{2+}	[Ar] $3d^6$	Pierde antes los dos 4s
Fe^{3+}	[Ar] $3d^5$	Más estable que Fe^{2+} ($3d^5$ semilleno)
S^{2-}	[Ne] $3s^2\ 3p^6$	Isoelectrónico con Ar, Cl^-, K^+ y Ca^{2+}

Orden de escritura: Madrid usa el de llenado (Moeller) en sus ejemplos oficiales; Asturias escribe sus soluciones por capas, $(3d)^{10}\ (4s)^2$, y admite también el orden de Moeller. Lo seguro es el de Moeller.

UN CATIÓN DE TRANSICIÓN

Escribe la configuración de Fe^{3+} ($Z = 26$) y di cuántos electrones desapareados tiene.

Respuesta modelo

Fe: [Ar] $4s^2\ 3d^6$. Para formar Fe^{3+} pierde primero los dos 4s y después uno 3d: Fe^{3+} = [Ar] $3d^5$ (23 electrones). Cinco electrones en cinco orbitales d, uno en cada uno (Hund): **5 desapareados**.

Por qué puntúa. Error típico: quitar los tres del 3d y escribir [Ar] $4s^2\ 3d^3$.

IDENTIFICAR UN ELEMENTO POR SU ION

El ion X^{2+} tiene la configuración [Ar] $3d^8$. ¿Qué elemento es X?

Respuesta modelo

El ion tiene $18 + 8 = 26$ electrones; el átomo neutro tiene 2 más, 28: $Z = 28$, el **níquel**, [Ar] $4s^2\ 3d^8$. Al perder los dos 4s queda [Ar] $3d^8$.

Por qué puntúa. Para situar el elemento en la tabla usa siempre la configuración del átomo neutro.

Límites oficiales por comunidad

Madrid: «Solo se exigirá conocer las excepciones en la configuración electrónica hasta el 4º Periodo (incluido)»: Cr, $[Ar]3d^5 4s^1$, y Cu, $[Ar]3d^{10}4s^1$ (Ámbito de contenidos 2026-27). **Murcia**: «No se preguntarán excepciones a las configuraciones electrónicas.» **Asturias**: átomos con $Z \leq 36$ (con Cr y Cu) e iones con $Z \leq 20$, y el número atómico solo se da a partir de $Z = 19$ (ficha de la materia 2025/2026). **Comunitat Valenciana**: átomos e iones «de elementos representativos (hasta Z = 86) y de la primera serie de transición». **Andalucía**: «Podría no darse el número atómico, en algunas cuestiones de configuración electrónica, sistema periódico o similar, de elementos representativos de los períodos 1º al 4º, es decir, hasta Z=36.» **Canarias**: escribe la configuración del ion que te dan, pero sitúa el elemento con la del átomo neutro.

9 Estado fundamental, excitado o imposible

Pregunta clásica en Asturias (en la P1 de 2025 y de 2026) y en Madrid (examen coincidente de 2025): te dan configuraciones y decides. Tres comprobaciones, en este orden.

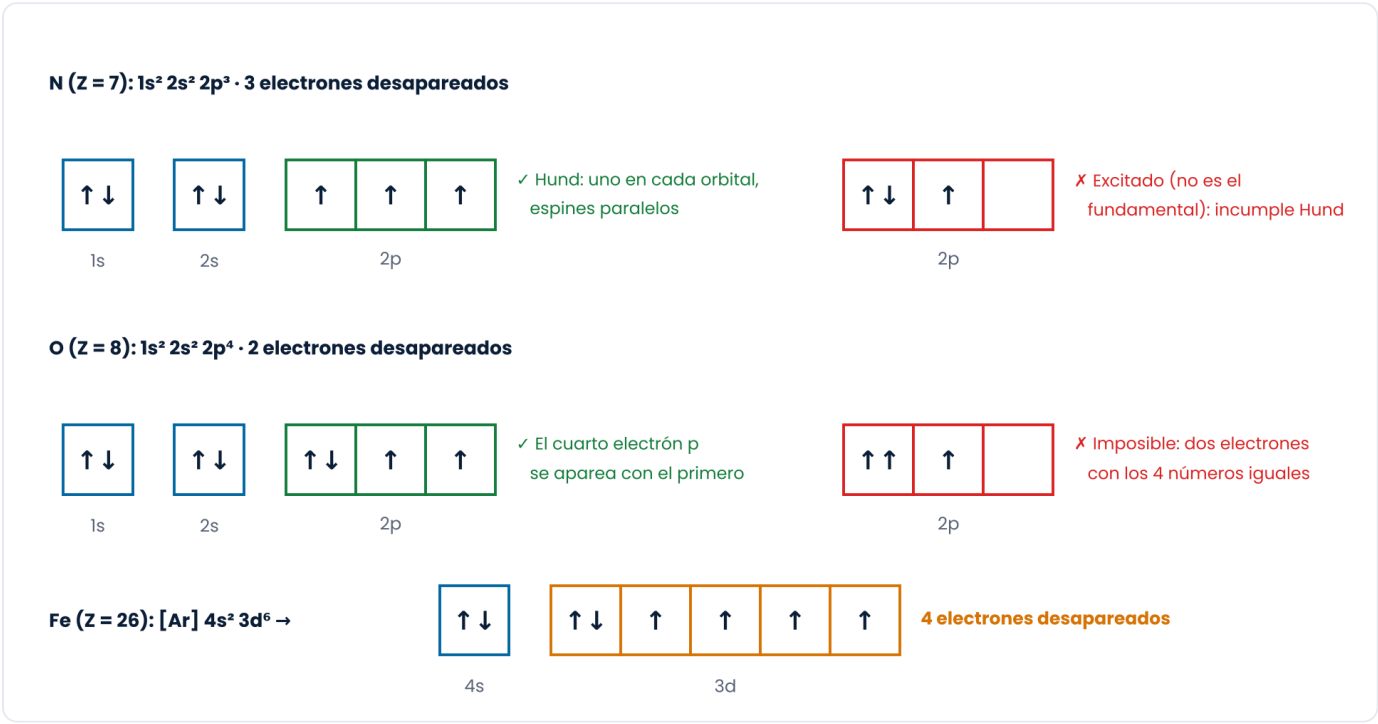
¿Existe cada subnivel y respeta su máximo? No hay 1p, 2d ni 3f, y s admite 2 electrones, p 6, d 10 y f 14. Si falla, es **imposible** (incumple los números cuánticos o el principio de Pauli).

¿Se llena en el orden de Moeller sin dejar huecos? Si hay un electrón en un subnivel más alto habiendo sitio en uno más bajo, es **excitado** (posible, pero no el de menor energía).

¿Respeta Hund en los orbitales de igual energía? Si está todo en orden, es **fundamental**. Recuerda que Cr ([Ar] $3d^5\ 4s^1$) y Cu ([Ar] $3d^{10}\ 4s^1$) son fundamentales.

Configuración	Estado	Por qué
$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$	Fundamental	Orden de Moeller completo (Na)
$1s^2\ 2s^2\ 2p^5\ 3s^1$	Excitado	Un electrón del 2p ha subido al 3s (Ne)
$1s^2\ 2s^1\ 2p^3$	Excitado	Queda un hueco en el 2s (C)
$1s^2\ 2s^3\ 2p^1$	Imposible	El 2s admite 2 electrones (Pauli)
$1s^2\ 2s^2\ 2d^1$	Imposible	No existe el 2d ($l \leq n-1$)
[Ar] $4s^2\ 3d^9$	Excitado	El Cu fundamental es [Ar] $3d^{10}\ 4s^1$

Para decir que es excitado, cuenta los electrones y compara con la configuración fundamental del mismo número de electrones.



Diagramas de cajas: Hund y Pauli. En el N, los tres electrones 2p van de uno en uno con espines paralelos; ponerlos apareados da un estado excitado. En el O, el cuarto electrón p se aparea con el primero; dos flechas iguales en una caja son imposibles (Pauli). El Fe, [Ar] $4s^2\ 3d^6$, tiene 4 electrones desapareados.

10 Qué te piden en tu comunidad

Resumen de lo que ha caído en las convocatorias ordinarias y extraordinarias de 2025 y 2026 (y en algunos modelos y reservas) y de lo que dicen los documentos oficiales. Que algo no haya caído no quiere decir que no entre.

Comunidad	Qué ha caído	Límites o añadidos oficiales
Andalucía	Siempre en la P1: configuraciones, números cuánticos (a menudo en «verdadero o falso»), partículas e isótopos	Las orientaciones 2026-27 añaden partículas, Z y A; puede no darse Z hasta $Z = 36$
Aragón	Configuración y números cuánticos en las 4 convocatorias	Ningún documento limita el tema
Asturias	Siempre en la P1: De Broglie, números cuánticos, estado fundamental, excitado o imposible, iones	Sin Sommerfeld ni dibujos de orbitales; átomos $Z \leq 36$ e iones $Z \leq 20$ (ficha 2025/2026)
Baleares	Configuraciones, isoelectrónicos e isótopos en «verdadero o falso»	El Decret 43/2025 añade Planck y el efecto fotoeléctrico (con cálculo en la matriz); no han caído en 2025-2026

Comunidad	Qué ha caído	Límites o añadidos oficiales
Canarias	P2A: configuraciones de átomos e iones, partículas, números cuánticos	Su currículo añade la regla de Hund
Cantabria	Configuración y números cuánticos del electrón diferenciador en las 4 convocatorias	Ningún documento limita el tema
Castilla-La Mancha	Configuraciones en 3 de 4 convocatorias y números cuánticos en 2	Ningún documento limita el tema
Castilla y León	Configuración del Mn y del Ca^{2+} (2026 ordinaria)	El Decreto 40/2022 añade Planck y la regla de Hund
Cataluña	Configuración con grupo, periodo y bloque; cálculos con fotones ($E = h\nu$, ¿ioniza?)	No evaluable: argumentar la relevancia histórica de la espectroscopia (Orientacions PAU-2027)
Comunitat Valenciana	Ejercicio 3: configuraciones e iones, números cuánticos, isótopos	Fuera Rydberg y efecto fotoeléctrico en la PAU 2026 (acta de noviembre de 2025, ya no se publica; pendiente de confirmar para 2027); hasta $Z = 86$ y primera serie de transición
Extremadura	Configuración en las 4 convocatorias (con el ion más estable en las dos ordinarias)	Su currículo nombra Hund y De Broglie
Galicia	Números cuánticos (2025) y configuraciones (2026 extraordinaria)	Bohr solo cualitativo; solo cuestiones razonadas, sin problemas
La Rioja	Números cuánticos permitidos y tipo de orbital; configuraciones	Su guía 2025-26 pide calcular la energía de una transición
Madrid	Pregunta 2: configuración y números cuánticos; energía de una transición (2026); efecto fotoeléctrico (2025, coincidente)	Excepciones solo Cr y Cu; Bohr con cálculo y efecto fotoeléctrico incluidos (ámbito 2026-27)
Murcia	Pregunta 1A: configuraciones, número cuántico l, protones y neutrones	Sin excepciones de configuración ni cálculos de saltos electrónicos
Navarra	Bloque 1 (obligatorio): configuración y números cuánticos en 2 de 4 convocatorias	Ningún documento limita el tema
País Vasco	Configuración y números cuánticos del último electrón en 2 de 4 convocatorias	Ningún documento limita el tema

Fuentes: exámenes y criterios oficiales 2025-2026 y documentos de cada comisión (orientaciones, actas, matrices y currículos) citados en las cajas de este tema.

11 Ejercicio resuelto: configuración, números cuánticos y energía de una transición (Madrid 2026)

PAU COMUNIDAD DE MADRID 2026 · CONVOCATORIA ORDINARIA · PREGUNTA 2B (A ELEGIR ENTRE 2A Y 2B; 2,5 PUNTOS)

La configuración electrónica de un elemento X es [Ne]ns¹. Datos. h = 6,626×10⁻³⁴ J·s⁻¹; c = 3,00×10⁸ m·s⁻¹; 1 eV = 1,602×10⁻¹⁹ J.

a) Indique el valor de "n", el nombre y símbolo del elemento X, así como el grupo y el período a los que pertenece. Razone cómo varía la energía de ionización a lo largo de un grupo de la tabla periódica. (1 punto)

b) Justifique cuál es el catión más estable que puede formar el elemento X. Indique un catión divalente, un elemento neutro y un anión monovalente que sean isoelectrónicos con el catión más estable del elemento X. (0,5 puntos)

c) Si el electrón más externo del elemento X es excitado del orbital ns al orbital np, ¿cómo cambian sus números cuánticos? Explique si se trata de una absorción o de una emisión. (0,5 puntos)

d) Calcule la energía, en electronvoltios, asociada a la transición electrónica anterior, sabiendo que la longitud de onda de la radiación implicada es de 766,5 nm. (0,5 puntos)

Apartado a)

1. La idea: [Ne] es la configuración del gas noble del periodo 2. Después, el siguiente subnivel que se llena según Moeller es el 3s.
2. [Ne] = $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$ (10 electrones). El electrón que falta va al 3s: $n = 3$ y X es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$, con $Z = 10 + 1 = 11$.
3. $Z = 11$ es el **sodio, Na**. Acaba en ns^1 (un electrón de valencia): **grupo 1**, los alcalinos. El mayor nivel ocupado es $n = 3$: **periodo 3**.
4. Energía de ionización en un grupo: al bajar, cada elemento tiene una capa más, así que el electrón externo está más lejos del núcleo y más **apantallado** por los electrones internos. Aunque Z aumenta, la carga nuclear efectiva sobre ese electrón cambia poco y la atracción cae con la distancia: cuesta menos arrancarlo. **La energía de ionización disminuye al bajar en un grupo** (lo amplías en el Tema 4).

SOLUCIÓN $n = 3$; X es el sodio (Na), del grupo 1 y del periodo 3. La energía de ionización disminuye al descender en un grupo.

Apartado b)

1. El Na pierde con facilidad su único electrón 3s y queda con la configuración del neón, $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$: capa completa, muy estable. Quitar un segundo electrón obligaría a romper esa capa: la segunda energía de ionización del sodio (4562 kJ/mol) es casi diez veces la primera (496 kJ/mol).
2. Catión más estable: Na^+, con $11 - 1 = 10$ electrones.
3. Isoelectrónicos con Na^+ (10 electrones, $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$): catión divalente Mg^{2+} ($Z = 12$; $12 - 2 = 10$); elemento neutro **Ne** ($Z = 10$); anión monovalente F^- ($Z = 9$; $9 + 1 = 10$).

SOLUCIÓN El catión más estable es Na^+ (configuración de gas noble). Isoelectrónicos: Mg^{2+}, Ne y F^-.

Apartado c)

1. Electrón 3s: $n = 3$, $l = 0$, $m_l = 0$, $m_s = \pm\frac{1}{2}$. Electrón 3p: $n = 3$, $l = 1$, $m_l = -1$, 0 o $+1$, $m_s = \pm\frac{1}{2}$.
2. Por tanto: n **no cambia** (sigue en el nivel 3); l **pasa de 0 a 1** (de s a p); m_l puede pasar de 0 a -1, 0 o $+1$; m_s puede seguir igual.
3. El 3p tiene más energía que el 3s ($n + l = 4$ frente a 3). Para subir, el electrón tiene que **absorber** energía (un fotón): es una **absorción**. La vuelta del 3p al 3s sería una emisión.

SOLUCIÓN $(3, 0, 0, \pm\frac{1}{2}) \rightarrow (3, 1, -1/0/+1, \pm\frac{1}{2})$: cambia l de 0 a 1 (y puede cambiar m_l). Es una absorción.

Apartado d)

1. La idea: la energía de la transición es la del fotón absorbido, y se calcula con la ecuación de Planck usando $\nu = c/\lambda$.
2. Longitud de onda en metros: $766{,}5\ \mathrm{nm} = 766{,}5 \cdot 10^{-9}\ \mathrm{m}$.
3. $$E = \frac{hc}{\lambda} = \frac{6{,}626 \cdot 10^{-34}\ \mathrm{J{\cdot}s} \cdot 3{,}00 \cdot 10^{8}\ \mathrm{m/s}}{766{,}5 \cdot 10^{-9}\ \mathrm{m}} = 2{,}593 \cdot 10^{-19}\ \mathrm{J}$$
4. En electronvoltios:

$$E = \frac{2{,}593 \cdot 10^{-19}\ \mathrm{J}}{1{,}602 \cdot 10^{-19}\ \mathrm{J/eV}} = 1{,}62\ \mathrm{eV}$$

5. Errata del enunciado: los datos ponen $h = 6{,}626 \cdot 10^{-34}$ J·s⁻¹; la unidad correcta de la constante de Planck es **J·s**. No cambia el cálculo.
6. Para no despistarte: la raya real del sodio para 3s → 3p es el doblete amarillo de 589,0 y 589,6 nm (la luz de las farolas de sodio, 2,10 eV); 766,5 nm es una de las dos rayas equivalentes del potasio (4s → 4p: 766,5 y 769,9 nm; NIST, en el aire). El examen atribuye al sodio la raya del potasio, pero el cálculo que pide no cambia: usa el dato que te dan.

SOLUCIÓN $E = 2{,}59 \cdot 10^{-19}$ J por átomo $= 1{,}62$ eV.

Lo que puntúa. Criterios de Madrid 2026: puntuación máxima a) 1 punto, b) 0,5, c) 0,5 y d) 0,5, y se valoran la «Claridad de comprensión y exposición de conceptos», la «Capacidad de análisis y relación» y el «Desarrollo de la resolución de forma coherente y uso correcto de unidades». La solución oficial («Documento de trabajo orientativo») da $n = 3$, sodio, grupo 1 y periodo 3; justifica la energía de ionización porque «aumenta el radio atómico y el efecto de apantallamiento de los electrones internos»; da Mg^{2+}, Ne y F^-; dice que «n = 3 no cambia. l: cambia de 0 a 1» y que «se trata de un proceso de absorción», y obtiene $2{,}59 \cdot 10^{-19}$ J $= 1{,}62$ eV, como aquí. No publica el reparto dentro de cada apartado.

Error típico que te quita puntos. En el d), no pasar los nanómetros a metros (sale una energía 10^9 veces menor) o dar el resultado en julios cuando lo piden en electronvoltios. En el a), escribir solo «disminuye» sin razonar con la distancia y el apantallamiento: el enunciado dice «Razone».

12 Ejercicio resuelto: longitud de onda de De Broglie y números cuánticos (Asturias 2026)

PAU PRINCIPADO DE ASTURIAS 2026 · CONVOCATORIA EXTRAORDINARIA · PREGUNTA 1, OPCIÓN A (SE RESPONDEN 4 DE LAS 5 PREGUNTAS Y, DE CADA UNA, LA OPCIÓN A O LA B; 2,5 PUNTOS)

Pregunta 1. Opción A. (2,5 puntos)

a) Calcule la longitud de onda, λ, de un electrón que se mueve a 1/100 de la velocidad de la luz en el vacío, c. Datos: c = 299 792 458 m s^{-1}, h = 6,626 068 96 · 10^{-34} J s y m_e = 9,109 382 15 · 10^{-31} kg. (1,25 puntos)

b) Conteste, razonadamente, las siguientes cuestiones. b.1) (0,25 puntos) ¿Cuál es el valor mínimo del número cuántico n compatible con l = 0? b.2) (0,25 puntos) ¿Cuál es la letra utilizada, en la notación espectroscópica, para designar un orbital con l = 3? b.3) (0,25 puntos) ¿Cuál es el número de orbitales asociados a l = 2? b.4) (0,25 puntos) ¿Cuál es el número de espín-orbitales asociados a l = 2? b.5) (0,25 puntos) ¿Cuál es el número de orbitales asociados a n = 1? (1,25 puntos)

Apartado a)

1. La idea: un electrón en movimiento tiene asociada una onda (hipótesis de De Broglie): $\lambda = \dfrac{h}{m_e v}$. Solo falta la velocidad.
2. $v = \dfrac{c}{100} = \dfrac{299\,792\,458}{100} = 2\,997\,924{,}58$ m/s. La velocidad de la luz es exacta por definición: no la redondees.
3. $$\lambda = \frac{h}{m_e v} = \frac{6{,}626\,068\,96 \cdot 10^{-34}\ \text{J·s}}{9{,}109\,382\,15 \cdot 10^{-31}\ \text{kg} \cdot 2\,997\,924{,}58\ \text{m/s}} = 2{,}426\,310\,22 \cdot 10^{-10}\ \text{m}$$
4. Unidades: $\dfrac{\text{J·s}}{\text{kg·m/s}} = \dfrac{\text{kg·m}^2/\text{s}^2 \cdot \text{s}}{\text{kg·m/s}} = \text{m}$.
5. Cifras: h y m_e tienen 9 cifras significativas y c es exacta, así que el resultado lleva 9. En Asturias, dar $2{,}43 \cdot 10^{-10}$ m (3 cifras) resta 0,25 puntos, porque se desvía en más de dos cifras del resultado correcto.

6. Sentido químico: 0,243 nm es del orden del tamaño de un átomo. Por eso los electrones se difractan en los cristales y su carácter ondulatorio importa dentro del átomo.

SOLUCIÓN $\lambda = 2{,}426\,310\,22 \cdot 10^{-10}$ m (unos 0,243 nm).

Apartado b)

1. b.1) l toma valores de 0 a $n-1$. Para que $l=0$ sea posible basta $n-1 \geq 0$: $n=1$ (el orbital 1s).
2. b.2) $l = 0, 1, 2, 3$ se designan s, p, d y f: con $l=3$, un orbital **f**.
3. b.3) Con $l=2$, m_l va de -2 a $+2$: $-2, -1, 0, +1, +2$, es decir, **5 orbitales** (los d).
4. b.4) Cada orbital admite los dos valores de m_s ($+\frac{1}{2}$ y $-\frac{1}{2}$): $5 \cdot 2 =$ **10 espín-orbitales** (10 electrones como máximo).
5. b.5) Con $n=1$ solo cabe $l=0$ y, con él, $m_l=0$: **1 orbital** (el 1s). En general, un nivel tiene n^2 orbitales: $1^2=1$.

SOLUCIÓN b.1) $n=1$; b.2) f; b.3) 5 orbitales; b.4) 10 espín-orbitales; b.5) 1 orbital.

Lo que puntúa. Desglose oficial de Asturias: en el a), «λ = h/(me v)» 0,25 y «λ = 2,426 310 22 · 10-10 m» 1,00; cada cuestión del b), 0,25. En cada resultado final, además: «Si las unidades de una cantidad final no son correctas, se restan 0,25 puntos. Si el número de cifras significativas de un valor numérico final difiere del correcto en más de dos unidades, se restan 0,25 puntos.» Las soluciones oficiales del b) son «n = 1 (l = n − 1, · · ·)», la letra f, «5 orbitales (ml = −2, -1, 0, +1, +2)», «10 espín-orbitales (ml = -2, -1, 0, +1, +2 y ms = ±1/2)» y «1 orbital (l = 0 y ml = 0)», como aquí. La ficha de Asturias pide que la construcción esté «correctamente planteada, desarrollada y razonada».

Error típico que te quita puntos. Redondear el resultado a 2 o 3 cifras: en Asturias te quitan 0,25 aunque el cálculo esté bien. También usar la masa en gramos (resultado mil veces menor) o la velocidad de la luz entera en vez de $c/100$. En el b.4), contestar 5 (orbitales) cuando preguntan por espín-orbitales.

13 Ejercicio resuelto: configuraciones y fotón que ioniza la plata, en un teléfono móvil (Cataluña 2025)

PAU CATALUÑA 2025 · CONVOCATORIA ORDINARIA, SERIE DE RESERVA (SERIE 4) · EJERCICIO 1 (OBLIGATORIO; 2,5 PUNTOS)

Los teléfonos inteligentes contienen entre treinta y setenta elementos químicos; todos son esenciales para el funcionamiento de estos aparatos. Por ejemplo, en las baterías los elementos mayoritarios son el litio, el cobalto y el carbono; los vidrios de las pantallas se han endurecido (para hacerlos más resistentes) mediante un intercambio de iones de sodio por iones de potasio, y para el funcionamiento de las conexiones electrónicas se utilizan metales como el cobre, el oro y la plata. Datos: Números atómicos: Z(Li) = 3; Z(C) = 6; Z(Na) = 11; Z(K) = 19; Z(Co) = 27. Número de Avogadro: NA = 6,02 × 10^{23} mol^{-1}. Velocidad de la luz en el vacío: c = 3 × 10^{8} m s^{-1}. Constante de Planck: h = 6,63 × 10^{-34} J s. 1 nm = 10^{-9} m.

a) Escriba la configuración electrónica de los elementos que se utilizan en las baterías de los teléfonos inteligentes. Justifique a qué grupo, periodo y bloque de la tabla periódica pertenece cada uno. Razone, según la configuración electrónica y el modelo atómico de cargas eléctricas, si el radio atómico del sodio será mayor o menor que el radio atómico del potasio. (1,25 puntos)

b) Sabiendo que la energía de ionización de la plata es de 731 kJ mol^{-1}, calcule la frecuencia y la longitud de onda que debería tener un fotón capaz de ionizar un átomo de plata. Explique por qué el signo de la energía de ionización es positivo. (1,25 puntos)

Apartado a)

1. La idea: configuración con el diagrama de Moeller y, de ella, el **periodo** (mayor n), el **grupo** (electrones de valencia) y el **bloque** (tipo del último subnivel que se llena). Los elementos de las baterías son Li, Co y C.
2. **Li** ($Z = 3$): $1s^2\ 2s^1$. Periodo 2; grupo 1 (alcalinos), porque acaba en ns^1; bloque s.
3. **C** ($Z = 6$): $1s^2\ 2s^2\ 2p^2$. Periodo 2; grupo 14, porque tiene 4 electrones de valencia $ns^2\ np^2$; bloque p.
4. **Co** ($Z = 27$): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^7$. Periodo 4; grupo 9 ($2 + 7 = 9$ electrones en 4s y 3d); bloque d (metal de transición).
5. Radios: Na ($Z = 11$), $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$; K ($Z = 19$), $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$. El electrón externo del K está en el nivel 4, más lejos del núcleo. El K tiene 8 protones más, pero también 8 electrones internos más que los apantallan: la atracción efectiva sobre el electrón externo es parecida y actúa a más distancia. **Radio del Na < radio del K** (lo amplías en el Tema 4).

SOLUCIÓN Li: $1s^2\ 2s^1$ (periodo 2, grupo 1, bloque s). C: $1s^2\ 2s^2\ 2p^2$ (periodo 2, grupo 14, bloque p). Co: [Ar] $4s^2\ 3d^7$ (periodo 4, grupo 9, bloque d). El radio del sodio es menor que el del potasio.

Apartado b)

1. La idea: la energía de ionización viene **por mol**, pero un fotón ioniza **un** átomo. Pásala a julios por átomo con N_A y después usa Planck ($E = h\nu$) y $c = \lambda\nu$.
2. $$E = \frac{731 \cdot 10^3\ \text{J/mol}}{6{,}02 \cdot 10^{23}\ \text{átomos/mol}} = 1{,}214 \cdot 10^{-18}\ \text{J por átomo}$$
3. $$\nu = \frac{E}{h} = \frac{1{,}2143 \cdot 10^{-18}\ \text{J}}{6{,}63 \cdot 10^{-34}\ \text{J·s}} = 1{,}832 \cdot 10^{15}\ \text{Hz}$$

   (con la energía sin redondear, $1{,}2143 \cdot 10^{-18}$ J)
4. $$\lambda = \frac{c}{\nu} = \frac{3 \cdot 10^8\ \text{m/s}}{1{,}832 \cdot 10^{15}\ \text{s}^{-1}} = 1{,}638 \cdot 10^{-7}\ \text{m} = 164\ \text{nm}$$

   Es radiación **ultravioleta**: la luz visible no basta. Es la frecuencia **mínima** (y la longitud de onda **máxima**): un fotón de más energía también ionizaría el átomo.
5. Signo: la energía de ionización es la energía mínima que hay que **aportar** a un átomo en estado gaseoso para arrancarle un electrón: $\text{Ag}\,(\text{g}) \longrightarrow \text{Ag}^+\,(\text{g}) + \text{e}^-$. El núcleo atrae al electrón; separarlo cuesta energía, que el sistema absorbe: por convenio, es **positiva**.
6. Errata de los criterios oficiales: escriben «1,831 x 10^15 s-1 (ó 1,8431x 10^15 Hz)»; en el segundo valor sobra un 4. Su $1{,}831 \cdot 10^{15}$ Hz sale de dividir la energía ya redondeada ($1{,}214 \cdot 10^{-18}$ J); sin redondear es $1{,}832 \cdot 10^{15}$ Hz, y con tres cifras los dos dan $1{,}83 \cdot 10^{15}$ Hz. La longitud de onda oficial, $1{,}638 \cdot 10^{-7}$ m, es correcta.

SOLUCIÓN $\nu = 1{,}83 \cdot 10^{15}$ Hz y $\lambda = 1{,}64 \cdot 10^{-7}$ m (164 nm, ultravioleta). La energía de ionización es positiva porque hay que aportarla.

Lo que puntúa. Criterios de Cataluña (en catalán; traducidos): en el a), las tres configuraciones 0,15; el grupo, periodo y bloque de cada elemento, 0,25 por elemento, justificado («perquè la configuració electrònica acaba en ns1», porque la configuración electrónica acaba en ns^1); las configuraciones de Na y K 0,10, y la comparación de radios 0,25. En el b), la energía por átomo con N_A 0,15; $E = h\nu$ 0,10; la frecuencia 0,30; $\lambda = c/\nu$ 0,10; la longitud de onda 0,30, y por qué la energía de ionización es positiva 0,30. Los criterios dan $1{,}214 \cdot 10^{-18}$ J por átomo, $1{,}831 \cdot 10^{15}$ Hz (con la energía

redondeada) y $1{,}638 \cdot 10^{-7}$ m: el mismo resultado que aquí con tres cifras. Desde 2026, cada resultado sin unidades o con unidades incorrectas resta 0,10.

Error típico que te quita puntos. Meter los 731 kJ/mol directamente en $E = h\nu$, sin dividir entre N_A: la frecuencia sale $6{,}02 \cdot 10^{23}$ veces mayor, un valor absurdo. En el a), dar grupo, periodo y bloque sin justificarlos (se puntúa el porqué) o poner el cobalto en el grupo 7 contando solo los electrones 3d.

Conceptos clave

Número atómico (Z)

Número de protones del núcleo. Identifica al elemento; en el átomo neutro coincide con el número de electrones.

Número másico (A)

Número de protones más neutrones (nucleones). Los neutrones son $A - Z$.

Isótopos

Átomos de un mismo elemento (mismo Z) con distinto número de neutrones (distinto A), como el cloro-35 y el cloro-37. Tienen prácticamente las mismas propiedades químicas (la misma corteza electrónica).

Especies isoelectrónicas

Átomos o iones con el mismo número de electrones y la misma configuración, como $\mathrm{F^-}$, Ne y $\mathrm{Na^+}$.

Fotón

Cuanto de radiación electromagnética. Su energía es $E = h\nu = hc/\lambda$.

Espectro de emisión

Conjunto de radiaciones que emite un elemento excitado: rayas brillantes de longitudes de onda propias de cada elemento.

Espectro de absorción

Rayas oscuras que aparecen al pasar luz blanca por un elemento en estado gaseoso: faltan longitudes de onda que coinciden con rayas de su espectro de emisión.

Efecto fotoeléctrico

Emisión de electrones por un metal iluminado con luz de frecuencia mayor que la umbral: $h\nu = W_0 + E_{c,\text{máx}}$.

Trabajo de extracción (W_0)

Energía mínima para arrancar un electrón de la superficie de un metal. Fija la frecuencia umbral, $\nu_0 = W_0/h$.

Dualidad onda-corpúsculo

Toda partícula en movimiento tiene asociada una onda de longitud $\lambda = h/(mv)$ (De Broglie, 1924).

Principio de incertidumbre

No se pueden conocer a la vez con precisión ilimitada la posición y el momento lineal de una partícula: $\Delta x \cdot \Delta p \geq h/4\pi$ (Heisenberg, 1927).

Orbital

Región del espacio donde la probabilidad de encontrar un electrón es alta. Queda definido por tres números cuánticos (n, l, m_l) y admite como máximo dos electrones, con espines opuestos.

Números cuánticos

n (nivel, 1, 2, 3…), l (subnivel y forma, de 0 a $n-1$), m_l (orientación, de $-l$ a $+l$) y m_s (espín, $\pm\frac{1}{2}$).

Principio de exclusión de Pauli

En un átomo no puede haber dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales: como máximo dos electrones por orbital, con espines opuestos.

Regla de Hund

En orbitales de igual energía, los electrones se colocan primero de uno en uno con espines paralelos y después se aparean (máxima multiplicidad).

Principio de mínima energía (Aufbau)

Los electrones ocupan primero los orbitales de menor energía, en el orden de la regla $n + l$ (diagrama de Moeller).

Electrón diferenciador

El último electrón que entra al construir la configuración según Moeller; el que distingue a un elemento del anterior.

Estado excitado

Configuración posible pero de mayor energía que la fundamental: algún electrón ocupa un orbital superior habiendo hueco en uno inferior.

MODO PAU

Siete claves que valen puntos

Moeller

Escribe la configuración en el orden de la regla $n + l$: **4s antes que 3d**, 5s antes que 4d. Comprueba que los superíndices suman Z.

Iones

Los aniones ganan electrones al final; los cationes de transición pierden **primero los 4s**: Fe^{3+} = [Ar] $3d^5$.

Números cuánticos

$0 \leq l \leq n-1$; $-l \leq m_l \leq +l$; $m_s = \pm\frac{1}{2}$. Si un conjunto es imposible, di **qué regla falla**. Un orbital lleva 3 números; un electrón, 4.

Pauli y Hund

Dos electrones por orbital con espines opuestos; en orbitales de igual energía, **primero de uno en uno**. Así cuentas los desapareados.

Excepciones

Cr [Ar] $3d^5$ $4s^1$ y **Cu** [Ar] $3d^{10}$ $4s^1$. Madrid solo exige estas dos (ámbito 2026-27); Murcia no las pregunta.

Fotones

$E = h\nu = hc/\lambda$ es la energía de **un** fotón: para comparar con kJ/mol, multiplica o divide por N_A. La longitud de onda, en metros.

Justifica

«Verdadero» o «falso» sin la regla vale 0 en Andalucía y en Galicia, y la mitad en La Rioja.

Cómo te lo pueden preguntar

- Configuraciones electrónicas de átomos e iones (con grupo y periodo, ion más estable, electrones desapareados o de valencia): sale en 51 de las 68 convocatorias de 2025 y 2026, en las 17 comunidades.
- Números cuánticos: decir si un conjunto es posible y a qué orbital corresponde, cuál tiene más energía o dar los del electrón diferenciador: sale en 30 de las 68 convocatorias, en 13 comunidades.
- Estructura atómica en conjunto (configuraciones, números cuánticos, espectros): sale en 57 de las 68 convocatorias, en las 17 comunidades, casi siempre en la misma pregunta que la tabla periódica (Tema 4) o el enlace (Temas 5 y 6).
- Espectros y fotones (energía de una transición en eV, frecuencia y longitud de onda del fotón que ioniza un átomo, número cuántico de un electrón excitado): 4 de las 68 convocatorias, en 3 comunidades (Cataluña, Madrid y Murcia); en Cataluña, también en sus series de reserva.
- Partículas subatómicas e isótopos (protones, neutrones y electrones de un ion; si dos especies son isótopos): sobre todo en Andalucía (P1 de varias reservas y del modelo 2027) y también en Baleares, Canarias, la Comunitat Valenciana y Murcia.
- Estado fundamental, excitado o imposible y longitud de onda de De Broglie: en la Pregunta 1 de Asturias de 2025 y 2026; estados excitados también en Madrid (examen coincidente de 2025).

No lo confundas

- **Órbita** (Bohr: trayectoria circular definida) con **orbital** (mecánica cuántica: región donde es probable encontrar el electrón, sin trayectoria).
- **Isótopos** (mismo Z, distinto A) con **isóbaros** (mismo A, distinto Z: elementos distintos) y con **isoelectrónicos** (mismo número de electrones: F^-, Ne, Na^+).
- **Estado excitado** (posible: un electrón en un orbital más alto habiendo hueco abajo) con **estado imposible** (incumple Pauli o usa un subnivel que no existe: $2s^3$, $2d^1$).

- **Emisión** (el electrón baja de nivel y sale un fotón: rayas brillantes) con **absorción** (sube de nivel al absorber un fotón: rayas oscuras).
- **Frecuencia** de la luz (decide si salen electrones en el efecto fotoeléctrico y con qué energía) con **intensidad** (decide cuántos salen).
- **Orden de llenado** (4s antes que 3d) con **orden de salida** al formar cationes (los metales de transición pierden antes los 4s).
- **Número de orbitales** de un subnivel ($2l+1$) con **número de electrones o espín-orbitales** ($2(2l+1)$): un d tiene 5 orbitales y 10 electrones.

Ponte a prueba

PAU Andalucía 2026 (examen de reserva 3), Pregunta 1A (a elegir entre 1A y 1B; 2 puntos: 0,5 puntos cada apartado). El ion X^{2-} tiene Z= 16 y A= 32: a) Escriba la configuración electrónica de X. b) Indique una posible combinación de números cuánticos para el electrón diferenciador de X. c) Razone el número de partículas que hay en el núcleo del ion X^{2-} d) ¿Cuántos electrones desapareados tiene el ion X^{2-}?

Solución: a) $Z = 16$: X es el azufre, $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$. **b)** El electrón diferenciador es el último que entra, en un 3p: $n = 3$, $l = 1$, $m_l = -1$, 0 o $+1$, $m_s = \pm\frac{1}{2}$. Por Hund, los tres primeros 3p entran desapareados con el mismo espín y el cuarto se aparea con uno de ellos, con espín contrario: con el convenio habitual (llenar de $m_l = -1$ a $+1$ y con $+\frac{1}{2}$ primero), una combinación posible es $(3, 1, -1, -\frac{1}{2})$. Como piden «una posible», también vale otra $(3, 1, m_l, \pm\frac{1}{2})$ si la justificas: el orbital 3p y el sentido del espín se eligen por convenio. No hay solución oficial publicada de esta reserva. **c)** En el núcleo están los protones y los neutrones, que no cambian al formar el ion: 16 protones (Z) y $32 - 16 = 16$ neutrones, en total **32 partículas**. Los 18 electrones del ion están en la corteza, no en el núcleo. **d)** S^{2-}: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$ (18 electrones, como el argón): todos los orbitales llenos, **0 electrones desapareados**.

PAU Castilla-La Mancha 2025 (ordinaria), Pregunta 2, Ejercicio B (a elegir entre los ejercicios A y B; 2,5 puntos). Responda a las siguientes cuestiones: a) (1 punto) Explique cuáles de los siguientes grupos de números cuánticos son imposibles para un electrón en un átomo: (4, 2, 0, +1/2) (3, 3, 2,-1/2) (2,0,1,+1/2) (3,1,1,-1/2) b) (1 punto) Explique los orbitales donde se sitúan los electrones que corresponden con los grupos de números cuánticos anteriores que están permitidos. c) (0,5 puntos) Justifique cuál de dichos orbitales tiene mayor energía.

Solución: a) $(4, 2, 0, +\frac{1}{2})$: posible ($l = 2 \leq 3$; $m_l = 0$ entre -2 y $+2$). $(3, 3, 2, -\frac{1}{2})$: **imposible**, porque l tiene que valer de 0 a $n - 1 = 2$. $(2, 0, 1, +\frac{1}{2})$: **imposible**, porque con $l = 0$, m_l solo puede ser 0. $(3, 1, 1, -\frac{1}{2})$: posible. **b)** $(4, 2, 0, +\frac{1}{2})$: $n = 4$ y $l = 2$, un orbital **4d**; $(3, 1, 1, -\frac{1}{2})$: $n = 3$ y $l = 1$, un orbital **3p**. **c)** Por la regla $n + l$: 4d, $4 + 2 = 6$; 3p, $3 + 1 = 4$. **El 4d tiene más energía.** Coincide con la solución oficial («El orbital 4d tiene más energía que el 3p porque la suma de n+l es mayor»).

PAU Aragón 2026 (ordinaria), Pregunta 3, apartado 3A (a elegir entre 3A y 3B; 2 puntos). Dados los elementos A (Z = 35) y B (Z = 38): a) Escriba las configuraciones electrónicas de los elementos A y B e indique a qué grupo y periodo pertenecen. (0,5 puntos) b) Justifique cuál de los siguientes conjuntos de números cuánticos representa al electrón más energético del elemento de número atómico 38: (0,5 puntos) i) (5, 1, −1, 1/2) ii) (5, 0, −1, −1/2) iii) (4, 2, −2, 1/2) iv) (5, 0, 0, −1/2) c) Indique, de forma razonada, cuál de los dos elementos tendrá un menor radio atómico y cuál tendrá una mayor energía de ionización. (0,5 puntos) d) Razone qué tipo de enlace (iónico, covalente o metálico) se formará entre A y B, y cuál será la fórmula del compuesto resultante. (0,5 puntos)

Solución: a) A ($Z = 35$), bromo: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^5$, grupo 17, periodo 4. B ($Z = 38$), estroncio: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2$, grupo 2, periodo 5. **b)** El electrón más energético del Sr está en el 5s: $n = 5, l = 0, m_l = 0, m_s = \pm\frac{1}{2}$. Solo vale **iv)** $(5, 0, 0, -\frac{1}{2})$: i) es un 5p, vacío en el Sr; ii) es imposible ($m_l = -1$ con $l = 0$); iii) es un 4d, también vacío. **c)** El Br tiene una capa menos y, en su periodo, más carga nuclear efectiva: **menor radio** y **mayor energía de ionización** el Br (Tema 4). **d)** Sr es un metal que cede 2 electrones (Sr^{2+}) y Br un no metal que gana 1 (Br^{-}): enlace **iónico** y, para que las cargas se compensen, $\mathrm{SrBr_2}$ (Tema 5). Es lo que da la solución oficial.

Fuentes

1. Real Decreto 243/2022, de 5 de abril, por el que se establecen la ordenación y las enseñanzas mínimas del Bachillerato (Química, bloque A: espectros atómicos y principios cuánticos de la estructura atómica)
2. Examen PAU Química Comunidad de Madrid 2026 (ordinaria), con criterios y soluciones
3. Examen PAU Química Asturias 2026 (extraordinaria)
4. Criterios y soluciones PAU Química Asturias 2026 (extraordinaria)
5. Examen PAU Química Cataluña 2025 (serie de reserva, en castellano)
6. Criteris de correcció PAU Química Cataluña 2025 (serie de reserva)
7. Examen PAU Química Andalucía 2026 (reserva 3)
8. Examen PAU Química Castilla-La Mancha 2025 (ordinaria)
9. Criterios PAU Química Castilla-La Mancha 2025 (ordinaria)
10. Examen PAU Química Aragón 2026 (ordinaria), con criterios
11. Madrid: Modelo 2027 de Química con soluciones y «Ámbito de contenidos de la materia Química», curso 2026-2027 (Comisión de Materia; versión corregida publicada por la UAM, 6-11-2026)
12. Universidad de Murcia: Orientación sobre los contenidos del examen de Química (PAU 2027)
13. Universidad de Oviedo: Información sobre la PAU, curso 2025/2026, Química (ficha de la materia)
14. Comunitat Valenciana: Acta de coordinación de Química de octubre de 2026 (reuniones del 6 y el 13-10-2026, PAU 2027); sustituye a la de noviembre de 2025, que ya no se publica
15. Comunitat Valenciana: Matizaciones sobre el programa de Química (PAU)
16. CiUG (Galicia): Orientacións, curso 2026/2027
17. Cataluña: Orientacions per a l'examen de la matèria Química de les PAU-2027 (versión de 12-11-2026)
18. Junta de Andalucía: Directrices y orientaciones generales para la PAU, Química, curso 2026-27
19. Illes Balears: Decret 43/2025, d'1 d'agost, currículum del batxillerat (BOIB núm. 103)
20. Universidad de La Rioja: Guía de calificación de la materia Química, PAU 2025-2026 (con el modelo de examen y su solucionario)
21. NIST: CODATA Internationally Recommended Values of the Fundamental Physical Constants (h, c, m_e, e, N_A)
22. NIST Atomic Spectra Database (rayas del hidrógeno, del sodio y del potasio)
23. NIST Handbook of Basic Atomic Spectroscopic Data (H, Na y K: rayas y energías de ionización)
24. IUPAC CIAAW: masa atómica y abundancia isotópica del cloro
25. R. H. Petrucci y otros, Química general, 11.ª ed., Pearson (capítulo 8, Los electrones en los átomos)

Imágenes: Farmeando PAU: Farmeando PAU, esquema de elaboración propia (Python y matplotlib). · Farmeando PAU: Farmeando PAU, esquema de elaboración propia (Python y matplotlib). · Farmeando PAU: Farmeando PAU, esquema de elaboración propia (Python y matplotlib). · Farmeando PAU: Farmeando PAU, esquema de elaboración propia (Python y matplotlib). · Farmeando PAU: Farmeando PAU, esquema de elaboración propia (Python y matplotlib).

Apuntes de Farmeando PAU · farmeandopau.com · Revisados frente a fuentes. Última revisión: 15 de noviembre de 2026. Licencia CC BY-NC-ND 4.0: puedes copiarlo y compartirlo citándonos, sin uso comercial ni cambios (las imágenes, con su propia licencia). ¿Un error? Avísanos desde la página del tema. Cómo los hacemos: farmeandopau.com/metodologia.