

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, 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.

1.2 Principios Cuánticos

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

1.2.1 · Modelo de Bohr

En 1913, Niels Bohr propuso un modelo atómico para explicar el espectro de líneas del hidrógeno, combinando la mecánica clásica con la cuantización de Planck. Sus tres postulados fundamentales son:

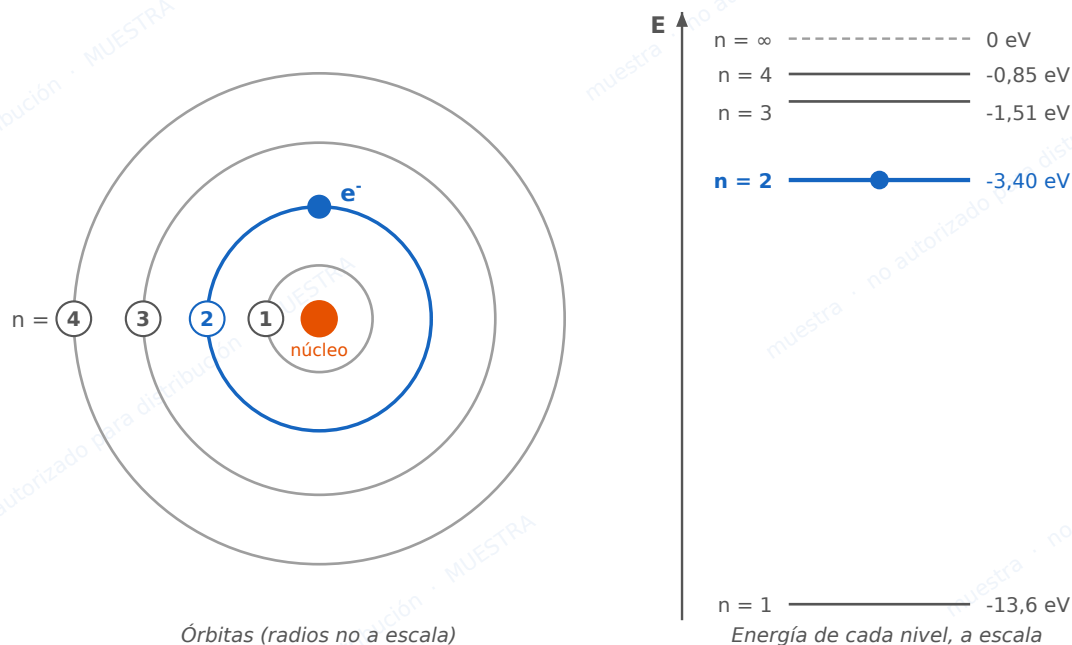
1. El electrón gira en **órbitas circulares** alrededor del núcleo sin emitir energía (órbitas estacionarias o permitidas).
2. Solo son posibles las órbitas en las que el **momento angular está cuantizado**: $m \cdot v \cdot r = n \cdot h / (2\pi)$, donde $n = 1, 2, 3, \dots$ (número cuántico principal).
3. Al pasar de una órbita a otra, el electrón **emite o absorbe un fotón** cuya energía es igual a la diferencia de energía entre los dos niveles: $\Delta E = h \cdot f$.

$$E_n = -13,6 / n^2 \quad (\text{eV})$$

$$r_n = n^2 \cdot a_0 \quad a_0 = 0,529 \text{ \AA} \quad (\text{radio de Bohr})$$

$$\Delta E = E_{n2} - E_{n1} = h \cdot f = h \cdot c / \lambda$$

Modelo de Bohr: órbitas cuantizadas



Cada órbita tiene una energía fija, $E = -13,6/n^2$ eV: solo son posibles esos valores.

Al pasar de una órbita a otra, el electrón emite o absorbe un fotón de energía $hf = |\Delta E|$.

Figura 1 - Modelo de Bohr para el hidrógeno. A la izquierda, las cuatro primeras órbitas permitidas, con los radios comprimidos para que quepan (los de verdad crecen como n^2); el electrón dibujado ocupa la $n=2$. A la derecha, la energía de cada nivel a escala: los niveles se juntan al subir y tienden a 0, que es el electrón ya separado del átomo.

Limitaciones del modelo de Bohr. Solo funciona para átomos con un electrón (H, He^+ , Li^{2+}). No explica la estructura fina de los espectros ni el comportamiento de átomos multielectrónicos. Fue superado por la mecánica cuántica, pero sus fórmulas siguen siendo válidas para el hidrógeno en PAU.

Truco. Para calcular la energía de ionización desde el nivel n : $E_{\text{ion}} = 13,6/n^2$ eV. Desde $n=1$ son 13,6 eV; desde $n=2$ son 3,4 eV; desde $n=3$ son 1,51 eV.

Error típico. No confundir E_n (energía del nivel, siempre negativa para el electrón ligado) con ΔE (diferencia de energía, que determina el fotón). Si calculas mal el signo, obtienes absorción donde debería ser emisión y viceversa.

1.2.2 · Dualidad onda-corpúsculo y longitud de onda de De Broglie

En 1924, Louis de Broglie propuso que la materia, al igual que la luz, tiene un comportamiento **dual: onda y corpúsculo a la vez**. A cualquier partícula en movimiento le corresponde una longitud de onda asociada:

$$\lambda = h / (m \cdot v)$$

λ = longitud de onda de De Broglie (m)

$h = 6,626 \cdot 10^{-34}$ J·s m = masa (kg) v = velocidad (m/s)

Para objetos macroscópicos (una pelota, un coche), la longitud de onda es tan pequeña que el efecto ondulatorio es indetectable. Solo para partículas subatómicas (electrones, protones) la longitud de onda es comparable al tamaño atómico y produce efectos observables como la **difracción de electrones**.

Truco. La masa del electrón es $m_e = 9,11 \cdot 10^{-31}$ kg. Si el problema da la energía cinética $E_c = mv^2/2$, despeja v , que es la raíz cuadrada de $2E_c/m$, antes de aplicar la fórmula de De Broglie.

Error típico. En la fórmula $\lambda = h/mv$, la masa debe estar en kg y la velocidad en m/s. Si la velocidad viene en km/h o la masa en uma, convierte antes. El resultado λ sale en metros; convierte a nm si pide comparar con longitudes de onda visibles.

1.2.3 · Principio de incertidumbre de Heisenberg

Werner Heisenberg demostró en 1927 que es imposible conocer simultáneamente con precisión arbitraria la posición y el momento lineal de una partícula subatómica. Esta limitación no es un defecto experimental, sino una propiedad fundamental de la naturaleza:

$$\Delta x \cdot \Delta p \geq h / (4\pi)$$

Δx = incertidumbre en posición (m)

Δp = incertidumbre en momento lineal = $m \cdot \Delta v$ (kg·m/s)

$$h / (4\pi) = 5,27 \cdot 10^{-35} \text{ J}\cdot\text{s}$$

Este principio tiene consecuencias profundas: los electrones no tienen órbitas definidas (como proponía Bohr) sino que están descritos por **funciones de onda** que dan la **probabilidad de encontrar al electrón** en cada punto del espacio. Las regiones de mayor probabilidad son los **orbitales atómicos**.

Formulación alternativa. También se escribe como $\Delta x \cdot m \cdot \Delta v \geq h/(4\pi)$. Si el problema da Δx y pide Δv , despeja: $\Delta v \geq h / (4\pi \cdot m \cdot \Delta x)$.

1.2.4 · Orbitales atómicos y números cuánticos

Un **orbital atómico** es la región del espacio en la que la probabilidad de encontrar al electrón es del 90 %. Cada orbital queda definido por **tres números cuánticos** (n , l , m_l) y admite como máximo **dos electrones** con espines opuestos (número cuántico $m_s = +1/2$ y $-1/2$).

Órbita y orbital no son lo mismo. En el modelo de Bohr el electrón recorre una **órbita**: una trayectoria circular concreta, con un radio que se puede calcular. El principio de incertidumbre acaba con esa idea, porque para dibujar una trayectoria haría falta conocer a la vez la posición y la velocidad. Un **orbital** no es un camino, sino una región del espacio y una probabilidad. Cambia también lo que significa n : en Bohr fijaba el radio de la órbita; en el modelo actual solo fija el nivel de energía y el tamaño medio de la nube electrónica. Andalucía y Castilla y León piden esa comparación con estas palabras: "la diferencia del significado de los números cuánticos según Bohr y de la teoría mecano-cuántica..., relacionándolo con el concepto de órbita y orbital".

Los cuatro números cuánticos, uno dentro de otro: el ejemplo de $n = 3$

n principal

1, 2, 3, ...

nivel de energía y tamaño

l azimutal

0, 1, ..., $n-1$

subcapa: la forma

m_l magnético

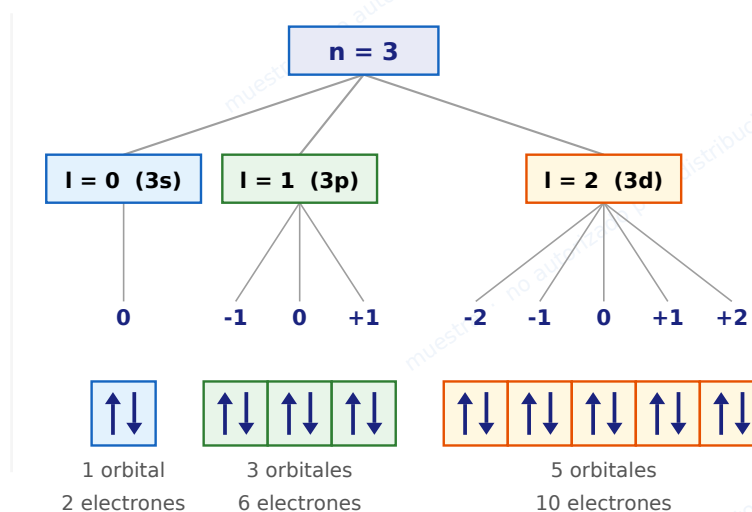
- l , ..., 0, ..., $+l$

orbital: su orientación

m_s espín

$+1/2$ o $-1/2$

electrón: 2 por orbital



$$n = 3: 1 + 3 + 5 = 9 \text{ orbitales} = n^2 \quad 2 \times 9 = 18 \text{ electrones} = 2n^2$$

$l = 0 \rightarrow s$ $l = 1 \rightarrow p$ $l = 2 \rightarrow d$ $l = 3 \rightarrow f$ máximo por subcapa, $2(2l+1)$: 2, 6, 10, 14

Figura 2 - Cómo se anidan los cuatro números cuánticos. A la izquierda, cada uno con su nombre, sus valores permitidos y lo que fija; a la derecha, lo que sale de $n=3$: tres subcapas ($l = 0, 1, 2$), nueve orbitales, uno por cada valor de m_l , y dos electrones por orbital, uno con cada espín.

Formas de los orbitales: el número cuántico l determina la forma del orbital. $l=0 \rightarrow$ orbital s (esférico); $l=1 \rightarrow$ orbital p (dos lóbulos, tipo haltera); $l=2 \rightarrow$ orbital d (cuatro lóbulos); $l=3 \rightarrow$ orbital f (formas complejas). Cada subcapa p tiene 3 orbitales ($m_l = -1, 0, +1$), cada d tiene 5 y cada f tiene 7.

Forma de los orbitales s y p

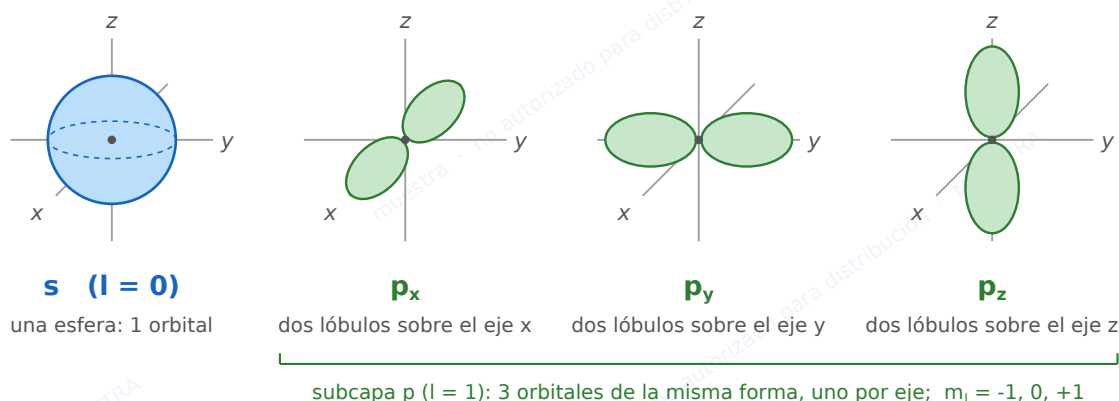


Figura 3 - El orbital s es una esfera centrada en el núcleo. Los tres orbitales p tienen la misma forma, dos lóbulos a lados opuestos del núcleo, y solo cambia el eje sobre el que se orientan. Los d y los f tienen formas más complicadas y no se dibujan.

Truco. Número máximo de electrones en cada subcapa: s=2, p=6, d=10, f=14. Se calcula como $2(2l+1)$. En una capa n el máximo es $2n^2$ electrones.

Error típico. El número cuántico l va de 0 a n-1, NO de 1 a n. Para n=3: l puede ser 0, 1 o 2 (subcapas 3s, 3p, 3d). l=3 solo existe a partir de n=4.

Error típico. Llamar orbital a lo que es una subcapa. El 2p **no** es un orbital: es una subcapa con tres orbitales ($m_l = -1, 0, +1$), y por eso en el 2p caben 6 electrones y no 2. La regla no falla nunca: **en un orbital caben siempre 2 electrones**, sea s, p, d o f; en una subcapa caben esos 2 multiplicados por sus $2l+1$ orbitales. Si el enunciado pregunta "cuántos electrones caben en un orbital 3d" la respuesta es 2, no 10.

1.2.5 · Configuración electrónica: Aufbau, Pauli y Hund

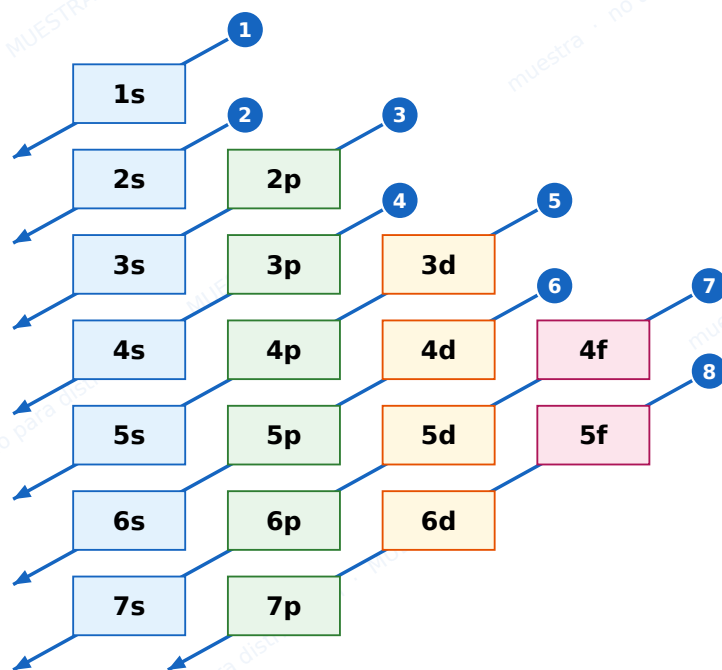
La **configuración electrónica** describe la distribución de los electrones en los orbitales del átomo en su estado fundamental. Se rige por tres principios:

Principio de Aufbau (construcción): los electrones ocupan primero los orbitales de menor energía. El **diagrama de Moeller** da el orden correcto de llenado.

Principio de exclusión de Pauli: en un mismo átomo no pueden existir dos electrones con los cuatro números cuánticos idénticos. Consecuencia: cada orbital admite como máximo dos electrones, y con espines opuestos ($+1/2$ y $-1/2$).

Regla de Hund: cuando hay varios orbitales de la misma subcapa disponibles, los electrones se distribuyen con un electrón por orbital y espines paralelos antes de emparejarse. Esto minimiza la repulsión electrónica.

Diagrama de Moeller: la regla de las diagonales



Cómo se lee

Cada flecha se recorre de arriba abajo, y las flechas van en orden, de la 1 a la 8.

La regla que hay detrás

El número de cada flecha es $n + l$. Va antes la subcapa de $n + l$ menor; si empatan, la de n menor.

Por eso 4s ($4 + 0 = 4$) va antes que 3d ($3 + 2 = 5$).

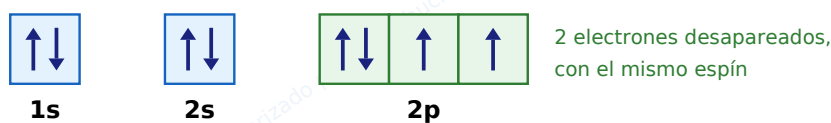
Máximo de electrones

	s: 2
	p: 6
	d: 10
	f: 14

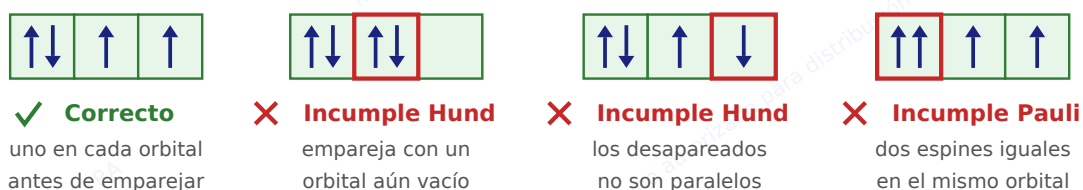
Orden de llenado: $1s \rightarrow 2s \rightarrow 2p \rightarrow 3s \rightarrow 3p \rightarrow 4s \rightarrow 3d \rightarrow 4p \rightarrow 5s \rightarrow 4d \rightarrow 5p \rightarrow 6s \rightarrow 4f \rightarrow 5d \rightarrow 6p \rightarrow 7s \rightarrow 5f \rightarrow 6d \rightarrow 7p$

Figura 4 - Diagrama de Moeller. Cada flecha recorre una diagonal de arriba abajo, y leyendo las flechas en orden, de la 1 a la 8, sale el orden de llenado: 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d, 7p.

Diagrama de orbitales del oxígeno ($Z = 8$)



Los cuatro electrones del 2p: un reparto correcto y tres que no lo son



Pauli: en un orbital caben como mucho 2 electrones, y con espines opuestos.

Hund: en una subcapa, primero un electrón en cada orbital, todos con el mismo espín.

Figura 5 - Diagrama de orbitales del oxígeno ($Z=8$): $1s^2 2s^2 2p^4$. Cada caja es un orbital y cada flecha, un electrón con su espín. Debajo, cuatro maneras de repartir los cuatro electrones del 2p: solo la primera cumple Pauli y Hund.

Notación: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} \dots$

Configuración abreviada: [gas noble previo] + electrones de valencia

Ej: Fe (Z=26) = [Ar] $4s^2 3d^6$ S (Z=16) = [Ne] $3s^2 3p^4$

PAU - Atención. Tipos de pregunta de PAU sobre este apartado: (1) configuración electrónica de un elemento, (2) configuración de un ion (quitar/añadir electrones desde el exterior), (3) números cuánticos del último electrón, (4) identificar elemento por su configuración. Memoriza el orden de llenado del diagrama de Moeller.

Truco. Para los iones, quita o añade electrones empezando siempre por el orbital de mayor energía. Ojo: en los metales de transición, el 4s se llena antes que el 3d, pero al ionizar se pierde primero el 4s. Por eso Fe^{2+} tiene config [Ar] $3d^6$, no [Ar] $4s^2 3d^4$.

Error típico. El cromo y el cobre se saltan el diagrama de Moeller, y son las dos únicas excepciones que hay que saberse. Moeller predice Cr (Z=24) = [Ar] $4s^2 3d^4$ y Cu (Z=29) = [Ar] $4s^2 3d^9$, y las dos son falsas. Lo real es **Cr: [Ar] $4s^1 3d^5$** y **Cu: [Ar] $4s^1 3d^{10}$** : un electrón del 4s pasa al 3d porque una subcapa d semillena (d^5 , cinco electrones desapareados con espines paralelos) o llena (d^{10}) es más estable que la que sale de contar sin más. Madrid lo pone por escrito: "Solo se exigirá conocer las excepciones en la configuración electrónica hasta el 4.º Periodo (incluido): Cr: [Ar] $3d^5 4s^1$ y Cu: [Ar] $3d^{10} 4s^1$ ". Los dos órdenes de escritura valen: 4s antes que 3d es el orden de llenado, 3d antes que 4s es el orden de energía una vez lleno el átomo.

Dos palabras que salen en el enunciado. Electrón diferenciador es el último electrón que se coloca al construir la configuración con el orden de llenado. Ojo, porque no siempre es el más externo: en el hierro el diferenciador está en el 3d, mientras que los electrones más externos son los dos del 4s. **Estado fundamental** es la configuración que sale del diagrama de Moeller, la de menor energía. Cualquier otra colocación de esos mismos electrones que respete el principio de Pauli no está mal escrita: es un **estado excitado**. Por ejemplo, en el berilio $1s^2 2s^2$ es el fundamental y $1s^2 2s^1 2p^1$ es un estado excitado.

Ejercicios — Sección 1.2

Diez ejercicios de principios cuánticos del tipo que pide la PAU. En rojo, la estrategia de resolución; en negro, los cálculos.

1. Escribe la configuración electrónica del azufre ($Z=16$) y determina el número de electrones desapareados.

Seguimos el orden de Moeller hasta agotar 16 electrones. Los electrones desapareados son los que están solos en un orbital (Hund).

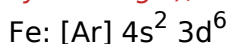


La subcapa 3p tiene 4 electrones en 3 orbitales (Hund): dos orbitales con un electrón y uno con dos $\rightarrow$ 2 electrones desapareados.

Solución: S: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ | 2 electrones desapareados

2. Escribe la configuración del ion Fe^{3+} ($Z=26$) usando notación abreviada.

Primero la configuración del Fe neutro; luego se quitan 3 electrones empezando por el 4s (mayor energía), después el 3d.



Quitar 3 electrones: primero los 2 del 4s, luego 1 del 3d.

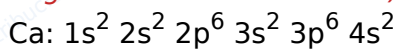


La configuración $3d^5$ es especialmente estable (subcapa semillena con espines paralelos).

Solución: $\text{Fe}^{3+}: [\text{Ar}] 3d^5$ | 5 electrones desapareados (muy estable)

3. Indica los cuatro números cuánticos del último electrón del calcio (Z=20).

La configuración del Ca termina en $4s^2$. El último electrón está en el orbital 4s con espín $-1/2$ (el segundo electrón del orbital).



Orbital 4s: $n=4$, $l=0$, $m_l=0$ (el único orbital s), $m_s=-1/2$ (segundo electrón).

Este último electrón es el que Andalucía y Castilla y León llaman "electrón diferenciador". El signo de m_s es un convenio: al primer electrón del orbital se le asigna $+1/2$ y al segundo $-1/2$, así que también se acepta $+1/2$ si se justifica.

Solución: $n=4$ $l=0$ $m_l=0$ $m_s=-1/2$

4. Un electrón tiene los números cuánticos $n=3$, $l=2$, $m_l=1$, $m_s=+1/2$. ¿A qué subcapa pertenece? ¿Es posible este estado?

Verificamos que cada número cuántico esté dentro de su rango válido para confirmar que el estado existe.

$n=3$: válido (capa M). $l=2$: válido ($0 \leq l \leq n-1 = 2$) $\rightarrow$ subcapa 3d.

$m_l=1$: válido ($-l \leq m_l \leq +l$, es decir -2 a $+2$). $m_s=+1/2$: válido.

Todos los valores son correctos. El electrón está en la subcapa 3d.

Solución: Subcapa 3d | el estado es posible (los cuatro números cuánticos están en su rango)

5. Calcula la longitud de onda de De Broglie de un electrón que se mueve a $2,0 \cdot 10^6$ m/s.

Aplicamos $\lambda = h / (m \cdot v)$ con m del electrón $= 9,11 \cdot 10^{-31}$ kg.

$$\lambda = h / (m \cdot v) = 6,626 \cdot 10^{-34} / (9,11 \cdot 10^{-31} \cdot 2,0 \cdot 10^6)$$

$$\lambda = 6,626 \cdot 10^{-34} / 1,822 \cdot 10^{-24} = 3,64 \cdot 10^{-10} \text{ m} = 0,364 \text{ nm}$$

Esta longitud de onda es del orden del tamaño atómico (angstroms): los efectos cuánticos son muy relevantes.

Solución: $\lambda = 3,64 \times 10^{-10} \text{ m} = 0,364 \text{ nm}$

6. La posición de un electrón se conoce con una incertidumbre de $1,0 \cdot 10^{-10}$ m. Calcula la incertidumbre mínima en su velocidad.

Aplicamos el principio de Heisenberg: $\Delta x \cdot m \cdot \Delta v \geq h/(4\pi)$. Despejamos Δv .

$$\Delta v \geq h / (4\pi \cdot m \cdot \Delta x)$$

$$\Delta v \geq 6,626 \cdot 10^{-34} / (4\pi \cdot 9,11 \cdot 10^{-31} \cdot 1,0 \cdot 10^{-10})$$

$$\Delta v \geq 6,626 \cdot 10^{-34} / 1,145 \cdot 10^{-39} = 5,79 \cdot 10^5 \text{ m/s}$$

Solución: $\Delta v \geq 5,79 \times 10^5 \text{ m/s}$ (enorme: cuanto más localizado, más incierta la velocidad)

7. ¿Cuántos electrones con $n=3$ y $l=1$ puede haber como máximo en un átomo?

La subcapa 3p ($n=3$, $l=1$) tiene $2l+1=3$ orbitales. Cada orbital admite 2 electrones (Pauli).

$l=1 \rightarrow 3$ orbitales ($m_l = -1, 0, +1$).

Máximo de electrones = 3 orbitales $\times$ 2 electrones/orbital = 6 electrones.

Solución: Máximo 6 electrones (subcapa 3p completa)

8. Escribe la configuración electrónica del cromo ($Z=24$) y la del cobre ($Z=29$), e indica cuántos electrones desapareados tiene cada uno.

El diagrama de Moeller da una primera respuesta, pero estos dos elementos son las dos excepciones que la PAU exige saber, así que hay que corregirla. Los desapareados se cuentan aplicando Hund sobre la configuración ya corregida.

Lo que predice Moeller: Cr = [Ar] $4s^2 3d^4$ y Cu = [Ar] $4s^2 3d^9$. Las dos son falsas.

Un electrón del 4s pasa al 3d, porque una subcapa d semillena o llena es más estable:

Cr: [Ar] $4s^1 3d^5$ Cu: [Ar] $4s^1 3d^{10}$

Cr: los 5 electrones del 3d ocupan los 5 orbitales de uno en uno (Hund), y el 4s tiene 1 solo: $5 + 1 = 6$ desapareados.

Cu: el 3d está lleno, así que sus 10 electrones van emparejados y no cuenta ninguno; solo queda el del 4s: 1 desapareado.

Solución: Cr: [Ar] $4s^1 3d^5$, 6 electrones desapareados | Cu: [Ar] $4s^1 3d^{10}$, 1 electrón desapareado

9. Identifica el elemento que tiene la configuración electrónica [Ne] $3s^2 3p^3$.

Contamos los electrones totales: Ne tiene 10, más 2 del 3s y 3 del 3p = 15 electrones $\rightarrow Z=15$.

[Ne] tiene 10 electrones.

$10 + 2 + 3 = 15$ electrones $\rightarrow Z = 15 \rightarrow$ Fósforo (P).

Verificación: el P tiene 3 electrones desapareados en 3p (Hund), lo que le da alta reactividad.

Solución: Fósforo (P, Z=15) | 3 electrones desapareados en la subcapa 3p

10. Calcula la velocidad de un electrón cuya longitud de onda de De Broglie es igual a $1,0 \text{ \AA} = 1,0 \cdot 10^{-10} \text{ m}$.

Despejamos v de la fórmula de De Broglie: $v = h / (m \cdot \lambda)$.

$$v = h / (m \cdot \lambda) = 6,626 \cdot 10^{-34} / (9,11 \cdot 10^{-31} \cdot 1,0 \cdot 10^{-10})$$

$$v = 6,626 \cdot 10^{-34} / 9,11 \cdot 10^{-41} = 7,27 \cdot 10^6 \text{ m/s}$$

Esto es aproximadamente el 2,4% de la velocidad de la luz: claramente relativista pero asumible en el contexto de PAU.

Solución: $v = 7,27 \times 10^6 \text{ m/s}$

Siguiente apartado: **1.3 Sistema Periódico** — radio atómico, radio iónico, energía de ionización, afinidad electrónica y electronegatividad: tendencias en la tabla periódica y su relación con la configuración electrónica.