

ESTRUCTURA DE LA MATERIA Y MODELO ATÓMICO (2º BACH.)

Guía rápida tipo esquema para exámenes (2º Bachillerato)

Objetivo: repasar el modelo cuántico con más nivel: dualidad onda-partícula, números cuánticos, orbitales, configuraciones electrónicas (incluyendo excepciones), isótopos e isóbaros, y relación con periodicidad y espectros (ideas clave de examen).

1. Magnitudes nucleares y notación

- Número atómico Z = nº de protones. Número másico $A = p^+ + n^0$. Neutrones: $n^0 = A - Z$.
- Notación: A_ZX . En átomo neutro: $e^- = Z$. En ion: $e^- = Z - \text{carga}$ (si es catión) o $Z + |\text{carga}|$ (si es anión).
- Isótopos: mismo Z , distinto A . Isóbaros: mismo A , distinto Z . Isótonos: mismo n^0 .
- Defecto de masa y energía de enlace: $E \approx \Delta m \cdot c^2$ (idea cualitativa: estabilidad nuclear).

2. De Rutherford a Bohr: lo mínimo imprescindible

- Rutherford: núcleo pequeño y denso (+); la mayor parte del átomo es vacío (dispersión α).
- Bohr (H): niveles cuantizados. Transiciones: $\Delta E = h \cdot \nu$. Explica el espectro del hidrógeno (series de Lyman, Balmer...).
- Limitación: no sirve bien para átomos polielectrónicos $\rightarrow$ se necesita el modelo cuántico.

Modelo	Qué explica	Limitación clave
Bohr (H)	Espectro del H; niveles	No describe bien polielectrónicos
Cuántico	Orbitales, periodicidad	Probabilístico; no "órbitas"

.

3. Modelo cuántico: ideas clave

- Dualidad onda-partícula (de Broglie): $\lambda = h/(m \cdot v)$. Heisenberg: no se puede conocer simultáneamente posición y momento con precisión absoluta.
- Orbital: región de alta probabilidad; no es una órbita. Nube electrónica (función de onda).
- Números cuánticos: n (nivel), l (subnivel: s,p,d,f), m_l (orientación), m_s (espín $\pm 1/2$).
- Capacidades: s^2 , p^6 , d^{10} , f^{14} . Nº de orbitales: s(1), p(3), d(5), f(7).

4. Configuración electrónica (examen)

- Aufbau: 1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p... (regla $n+l$).
- Pauli: máx. 2 e^- por orbital con espines opuestos. Hund: primero se ocupan orbitales degenerados con espines paralelos.
- Excepciones típicas: Cr ...4s¹3d⁵; Cu ...4s¹3d¹⁰ (estabilidad semillena/llena).
- Iones: se quitan primero los e^- del nivel n más alto (en transición: se pierde 4s antes que 3d).

5. Conexión con periodicidad (muy preguntado)

- Z efectiva $\uparrow$ hacia la derecha $\rightarrow$ radio $\downarrow$ y energía de ionización / electronegatividad $\uparrow$ (tendencias generales).
- Electrones de valencia determinan grupo y reactividad (representativos).
- En isoelectrónicos: mayor $Z \rightarrow$ menor radio.