

CRITERIOS DE EVALUACIÓN	ESTÁNDARES	ACTIVIDADES									
		1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
1. Analizar cronológicamente los modelos atómicos hasta llegar al modelo actual discutiendo sus limitaciones y la necesidad de uno nuevo.	1.1. Explica las limitaciones de los distintos modelos atómicos relacionándolos con los hechos experimentales que llevan asociados.	√		√							
	1.2. Calcula el valor energético correspondiente a una transición electrónica entre dos niveles dados relacionándolo con la interpretación de los espectros atómicos.		√		√						
2. Describir las características fundamentales de las partículas subatómicas diferenciando los distintos tipos.	2.1. Conoce las partículas subatómicas y los tipos de <i>quarks</i> presentes en la naturaleza íntima de la materia y en el origen primigenio del universo, explicando las características y clasificación de los mismos.	√	√	√							
3. Explicar los conceptos básicos de la mecánica cuántica: dualidad onda-corpúsculo e incertidumbre.	3.1. Determina longitudes de onda asociadas a partículas en movimiento para justificar el comportamiento ondulatorio de los electrones.					√					
4. Reconocer la importancia de la teoría mecanocuántica para el conocimiento del átomo.	4.1. Diferencia el significado de los números cuánticos según Bohr y la teoría mecanocuántica que define el modelo atómico actual, relacionándolo con el concepto de órbita y orbital.		√								
5. Identificar los números cuánticos para un electrón según el orbital en el que se encuentre.	5.1. Determina la configuración electrónica de un átomo y los números cuánticos posibles del electrón diferenciador.						√	√	√	√	√
Puntuación		1	1	1	1	1	1	1	1	1	1

1. Eje cronológico:

1803	1904	1910	1913	1924-1926
Modelo de Dalton	Thomson	Rutherford	Bohr	Mecanocuántico

Modelo atómico de Dalton. 1803. Toda materia está formada por pequeñas partículas esféricas e indivisibles llamadas átomos. Los átomos de un mismo elemento tienen iguales masa y tamaño. Los átomos de elementos diferentes tienen distintas masas y propiedades. Los átomos de diferentes elementos se combinan, en proporción constante, para formar compuestos.

Modelo atómico de Thomson. 1904. Se considera el átomo como una masa esférica con carga positiva distribuida uniformemente y con los electrones incrustados en ella, distribuidos lo más separados posible entre sí para evitar repulsiones. El número de cargas negativas es el necesario para anular la carga positiva del átomo, ya que este es eléctricamente neutro.

Modelo atómico de Rutherford. 1910. El átomo está formado por dos partes, la corteza y el núcleo, entre las cuales solo existe vacío.

- La corteza es la región donde se encuentran los electrones girando alrededor del núcleo, como los planetas giran alrededor del Sol.
- El núcleo es la zona donde se encuentran concentradas la masa y la carga positiva del átomo. Se denominan nucleones las partículas subatómicas que forman parte del núcleo del átomo, son los protones y los neutrones.

Modelo atómico de Bohr. 1913. Se considera que el electrón gira alrededor del núcleo a unas determinadas distancias (órbitas permitidas) sin intercambiar energía con el exterior. Al pasar el electrón de una órbita interna a otra más externa, el átomo absorbe energía, mientras que si lo hace de externa a interna, la cede. Este movimiento de electrones entre órbitas discretas, con energía cuantizada, explica la discontinuidad de los espectros atómicos.

Modelo mecánico. Se basa en:

1924. Dualidad onda-corpúsculo. Toda partícula en movimiento lleva asociada una onda.

Principio de indeterminación de Heisenberg. No se puede determinar simultáneamente y con total precisión la posición y el momento lineal de una partícula.

1926. Ecuación de onda de Schrödinger. Los orbitales son las zonas con alta probabilidad de encontrar electrones que se identificaron con zonas de alta densidad electrónica.

Este modelo describe los electrones mediante orbitales: funciones de onda, que son soluciones de la ecuación de onda de Schrödinger. Mientras que el modelo de Bohr describe el movimiento del electrón mediante órbitas.

- 2.** El modelo de Bohr no justifica la diferencia entre la primera y la segunda energía de ionización de calcio estando los dos electrones en el mismo orbital, ya que para Bohr la energía intercambiada depende únicamente de una constante, la constante de Rydberg para el H (R_H), y del nivel energético (n_i) y final (como se pierde, el electrón es infinito).

Este modelo no tiene en cuenta que al arrancar el primer electrón los protones atraerán al resto de electrones con más fuerza, por lo que extraer el segundo costará más.

3. a) Átomo. N.º de protones = $Z = 27$. Como es neutro, n.º de electrones = n.º de protones = 27. El n.º de neutrones es $A - Z = 59 - 27 = 32$.
Ion dipositivo. N.º de protones = $Z = 27$. El n.º de neutrones es $A - Z = 59 - 27 = 32$. Como es ion dipositivo, se han perdido dos electrones: $27 - 2 = 25$.
- b) Átomo: ${}_{27}^{59}\text{A}$. Ion: ${}_{27}^{59}\text{A}^{+2}$
- c) Un posible isótopo sería aquel con $Z = 27$ y $A = 60$, lo que implicaría 27 protones, 27 electrones y 33 neutrones.
4. La serie Balmer implica el paso de un electrón desde niveles energéticos con $n_2 > 2$ a niveles con $n_1 = 2$. Como es la tercera línea, $n_2 = 5$. Así:

$$E = R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) = 2,18 \cdot 10^{-18} \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{5^2} \right) = 4,58 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

5. Calculamos la energía para arrancar un electrón:

$$E = 1,86 \cdot 10^3 \cdot \frac{1}{6,022 \cdot 10^{23}} = 3,1 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$\lambda = \frac{hc}{E} = \frac{(6,63 \cdot 10^{-34} \text{ Js})(3 \cdot 10^8 \text{ ms}^{-1})}{(3,1 \cdot 10^{-19} \text{ J})} = 6,42 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 642 \text{ nm (luz roja)}$$

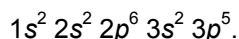
6. Conociendo los posibles valores que pueden tomar los diferentes números cuánticos, se tiene:
- a) $\left(3, 1, 2, +\frac{1}{2} \right)$: No existe, ya que no es posible que el número cuántico magnético sea mayor que el secundario, y aquí $m_l = 2$ y $l = 1$.
- b) $\left(3, 1, 0, -\frac{1}{2} \right)$: Sí existe. Todos los valores de los números cuánticos son posibles.
- c) $\left(2, 2, 0, +\frac{1}{2} \right)$: No existe, ya que el número cuántico secundario u orbital tiene que ser menor que el principal y aquí es igual: $n = l = 2$.
- d) $\left(4, 2, -1, -\frac{3}{2} \right)$: No existe. El número cuántico de espín m_s jamás puede tomar valores distintos de $+\frac{1}{2}$ y $-\frac{1}{2}$.
7. a) $\left(2, 0, 0, -\frac{1}{2} \right) \rightarrow n = 2, l = 0$ (orbital s) y $m_l = 0$. Se trata del orbital 2s.
- b) $\left(3, 2, 0, +\frac{1}{2} \right) \rightarrow n = 3, l = 2$ (orbital d), $m_l = 0$ y $m_s = +\frac{1}{2}$. Es un electrón del subnivel 3d, que posee cinco posibles orientaciones en el espacio (cinco valores de m_l), esto es, contiene cinco orbitales degenerados.

8. a) $2s \rightarrow n = 2, l = 0$ (orbital s) y $m_l = 0$

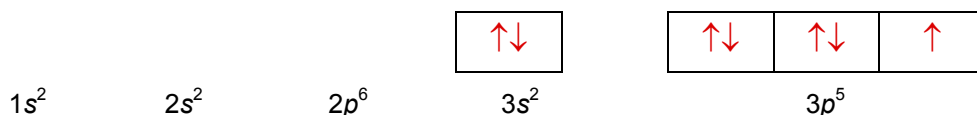
b) $2s^2 \rightarrow n = 2, l = 0$ (orbital s), $m_l = 0$ y $m_s = +\frac{1}{2}$ (primer electrón)

$n = 2, l = 0$ (orbital s), $m_l = 0$ y $m_s = -\frac{1}{2}$ (segundo electrón)

9. a) Como es neutro, $n.^\circ$ protones = $n.^\circ$ electrones = 17. Si empleamos el diagrama de Möller:



- b) Según la regla de Aufbau, los orbitales se llenan de menor a mayor energía. Según la de Hund, cuando existen orbitales degenerados, primero se semioocupan con electrones desapareados (espines paralelos) y después se llenan.



10. a) Verdadera. Al comparar las configuraciones electrónicas de ambos átomos se observa que el B es un estado excitado del A, en el que su electrón de valencia ha pasado a un subnivel más externo. Para ello necesita aporte energético.

- b) Falsa. Un elemento no varía si no lo hace su número atómico. Este es igual al número de protones, que al tratarse de átomos neutros, coincide con el de electrones. Sumando todos los superíndices obtenemos esta última cantidad.

$$\text{Número de electrones} = 2 + 2 + 6 + 1 = 11 = Z$$

- c) Verdadera. El último electrón en el átomo B está más alejado del núcleo, por lo que será atraído con menos fuerza. Se requerirá menos energía para arrancarlo.