Unidad 1. Estructura de la materia

Actividades fin de epígrafe

1. Realiza un cuadro-resumen recogiendo las similitudes y diferencias de los modelos atómicos que incluya los descubrimientos experimentales que generaron cada uno.

La presente actividad tiene como objetivo que el alumnado de 1º de Bachillerato estructure y asimile la evolución histórica de la teoría atómica. Se busca que los estudiantes comprendan que la ciencia no es estática, sino que los modelos teóricos se actualizan y refinan conforme surgen nuevas evidencias experimentales. Es crucial que dominen la transición del concepto clásico de "trayectoria" u "órbita" al concepto probabilístico de "orbital".

Modelo Atómico	Similitudes con modelo anterior	Diferencias/Novedades	Descubrimiento Experimental Clave
Dalton (1808)	Retoma la idea filosófica de Demócrito sobre la indivisibilidad de la materia.	Primer modelo con base científica. Átomo como esfera maciza, indivisible e inmutable.	Leyes ponderales de la química (Conservación de la masa de Lavoisier, Proporciones definidas de Proust).
Thomson (1904)	El átomo es macizo, y mantiene la neutralidad eléctrica.	El átomo es divisible. Introduce la naturaleza eléctrica: una masa central positivo, con electrones (cargas negativas) incrustados.	Experimentos con tubos de rayos catódicos: descubrimiento del electrón (partícula con carga negativa).
Rutherford (1911)	Mantiene la existencia de partículas subatómicas positivas y negativas.	Modelo nuclear (*planetario*). El átomo está casi vacío. La masa y la carga positiva se concentran en un núcleo minúsculo; los electrones giran alrededor de forma desordenada.	Experimento de la lámina de oro: bombardeo con partículas α. La desviación drástica de unas pocas partículas

© McGraw Hill

			demostró la existencia del núcleo.

Modelo Atómico	Similitudes con modelo anterior	Diferencias/Novedades	Descubrimiento Experimental Clave
Bohr (1913)	Mantiene la estructura de núcleo central y electrones en movimiento en la corteza.	Introduce la cuantización. Los electrones giran en órbitas circulares estacionarias (niveles de energía, *n*) sin emitir radiación.	Espectros atómicos de emisión y absorción: explicación de las líneas espectrales discontinuas del hidrógeno. Explicación del efecto fotoeléctrico e ideas de Planck.

2. Justifica por qué las siguientes expresiones son erróneas:

***a)* En el modelo atómico de Dalton se distinguían protones y neutrones en el núcleo.**

***b)* Según Rutherford, los átomos eran macizos.**

***c)* En el modelo atómico de Bohr, los electrones pueden tener cualquier energía.**

El alumno desarrollará la capacidad de analizar críticamente la evolución histórica de la teoría atómica, argumentando con base científica la validez y las limitaciones de los diferentes modelos. Se fomenta la comprensión de que la ciencia es un proceso continuo de revisión. Los estudiantes deben conocer los postulados fundamentales de los modelos atómicos de Dalton, Thomson, Rutherford y Bohr, así como la cronología básica del descubrimiento de las partículas subatómicas.

a) "En el modelo atómico de Dalton se distinguían protones y neutrones en el núcleo."

John Dalton formuló su teoría atómica en 1808, basándose en las leyes ponderales de la química (como la ley de conservación de la masa y la ley de las proporciones múltiples). En su modelo, el átomo se define como una partícula esférica, indivisible e inmutable.

El alumno debe comprender que en la época de Dalton no existía conocimiento alguno sobre la naturaleza eléctrica de la materia ni sobre la estructura interna del átomo. El electrón no fue descubierto hasta 1897 por J. J. Thomson, el núcleo y el protón fueron identificados por E. Rutherford a partir de 1911, y el neutrón fue descubierto por J. Chadwick

© McGraw Hill

en 1932. Por tanto, el modelo de Dalton carece de estructura interna, núcleo o partículas subatómicas.

b) "Según Rutherford, los átomos eran macizos."

Esta expresión es diametralmente opuesta a la principal conclusión del modelo de Ernest Rutherford (1911). La idea de un átomo "macizo" corresponde a modelos anteriores, como la esfera maciza indivisible de Dalton o la esfera de carga positiva uniforme del modelo de Thomson (el "pudin de pasas").

Rutherford, mediante su experimento de dispersión de partículas alfa (α) al bombardear una fina lámina de oro, observó que la inmensa mayoría de las partículas atravesaban la lámina sin desviarse. El estudiante debe deducir de este hecho que el átomo es, en su mayor parte, espacio vacío. Rutherford propuso un modelo nuclear donde casi toda la masa y toda la carga positiva se concentran en un volumen diminuto en el centro (el núcleo atómico), mientras que los electrones orbitan a gran distancia en la corteza. Por consiguiente, el átomo de Rutherford está extremadamente lejos de ser macizo.

c) "En el modelo atómico de Bohr, los electrones pueden tener cualquier energía."

Análisis y justificación:

Esta afirmación viola el postulado central del modelo de Niels Bohr (1913), que introduce la física cuántica en la estructura atómica para explicar los espectros atómicos discontinuos y la estabilidad del átomo.

Bohr postuló la cuantización de la energía. El alumno debe interiorizar que el electrón solo puede girar en ciertas órbitas circulares permitidas, denominadas estados estacionarios, donde no emite energía. En estas órbitas, el momento angular del electrón () es un múltiplo entero de $\frac{h}{2\pi}$, expresado matemáticamente como:

$$m \cdot v \cdot r = n \cdot \frac{h}{2\pi}$$

Donde n es el número cuántico principal (n = 1,2,3,...) y h es la constante de Planck. Al estar limitados a estas órbitas específicas, los electrones solo pueden poseer valores de energía concretos y discretos (E_n). Un electrón no puede tener "cualquier energía" (un espectro continuo), sino que la energía está estrictamente cuantizada.

3. Utilizando el simulador bit.ly/Educaplus_espectros, visualiza los espectros de tres elementos diferentes y contesta a las siguientes preguntas:

***a)* ¿Son iguales los espectros al cambiar entre elementos? ¿Por qué?**

© McGraw Hill

***b)* ¿Son complementarios los espectros de absorción y emisión de un mismo elemento? ¿Por qué?**

El alumno desarrollará la capacidad de utilizar simulaciones digitales para la obtención de datos cualitativos, interpretando la interacción entre la radiación electromagnética y la materia. Se fomenta la comprensión empírica de la cuantización de la energía y la validación de los modelos atómicos mecano-cuánticos a partir de pruebas espectroscópicas.

a) ¿Son iguales los espectros al cambiar entre elementos? ¿Por qué?

No, los espectros son completamente diferentes para cada elemento.

Cada elemento químico posee un número de protones en el núcleo (número atómico, Z) y una configuración electrónica distintos. Esta variación en la carga nuclear efectiva y en la repulsión entre electrones genera un esquema de niveles de energía (estados estacionarios) que es único e irrepetible para cada elemento. En consecuencia, las diferencias de energía (ΔE) permitidas para las transiciones electrónicas son específicas de cada elemento, produciendo fotones con longitudes de onda (λ) características. El espectro actúa como una "huella dactilar" atómica.

b) ¿Son complementarios los espectros de absorción y emisión de un mismo elemento? ¿Por qué?

Sí, encajan perfectamente de forma complementaria (las líneas brillantes de emisión ocupan la misma posición en longitud de onda que las líneas oscuras del espectro de absorción).

Por el principio de conservación de la energía, la cantidad de energía que un electrón necesita absorber para saltar de un nivel inferior n_1 a un nivel superior n_2 es exactamente la misma cantidad de energía que liberará en forma de fotón cuando regrese del nivel n_2 al nivel n_1. Dado que la diferencia de energía (ΔE) es idéntica en ambos procesos (solo cambia el sentido del intercambio energético), la frecuencia (v) y la longitud de onda (λ) del fotón involucrado son exactamente las mismas.

4. ¿Por qué el modelo atómico de Rutherford no podía explicar los espectros atómicos?

La resolución de esta cuestión es fundamental para que el alumno comprenda el salto hacia la física moderna. El modelo de Rutherford no falló por los datos de su experimento de dispersión con partículas alfa (que demostró irrefutablemente la existencia del núcleo), sino porque aplicó leyes de la física macroscópica a sistemas subatómicos. El estudiante debe concluir que la resolución de esta crisis teórica exigió la audacia de Niels Bohr en 1913, quien introdujo la idea de la "cuantización" de la energía en el átomo, rompiendo con el electromagnetismo clásico para órbitas estacionarias.

Mc Graw Hill © McGraw Hill

Las leyes de la física clásica establecen que cualquier partícula cargada y acelerada debe emitir radiación electromagnética. Si aplicamos este principio al átomo de Rutherford, aparecen dos grandes contradicciones que hacen inviable el modelo:

- La inestabilidad atómica (El colapso del átomo): Si el electrón emite energía radiante continuamente debido a su aceleración orbital, su energía mecánica (suma de cinética y potencial) debe disminuir paulatinamente. Al perder energía, el radio de la órbita (*r*) se iría reduciendo gradualmente. El electrón trazaría una trayectoria en espiral y, en una fracción de segundo, se precipitaría contra el núcleo atómico. La materia colapsaría, lo cual es contrario a la realidad.

- La incapacidad para explicar los espectros discontinuos: a medida que el electrón espiraliza hacia el núcleo, su radio de órbita varía de forma continua. En consecuencia, la frecuencia y la longitud de onda de la radiación electromagnética que emite irían cambiando de manera ininterrumpida. Esto debería producir un espectro de emisión continuo (abarcando todas las longitudes de onda, como un arcoíris). Sin embargo, la evidencia experimental demuestra que los elementos químicos, al ser excitados, emiten fotones únicamente en frecuencias muy concretas, produciendo espectros de líneas (discontinuos). El modelo planetario carece de mecanismos para restringir la emisión de energía a valores discretos.

5. Calcula la energía (en función de E_0) de un electrón de un átomo de hidrógeno que realiza las siguientes transiciones:

***a)* De *n* = 2 a *n* = 3.**

***b)* De *n* = 4 a *n* = 2.**

***c)* De *n* = 3 a *n* = 5.**

***d)* De *n* = 5 a *n* = 1.**

El alumno desarrollará la capacidad de aplicar el modelo atómico de Bohr para cuantificar las transiciones energéticas de un electrón. Comprenderá la relación entre la cuantización de la energía y los espectros atómicos de emisión y absorción, trabajando con expresiones algebraicas y algebra de fracciones.

Para resolver este problema, nos basamos en el tercer postulado del modelo atómico de Bohr. La energía de un electrón en una órbita *n* está cuantizada y viene dada por la expresión:

$$E_n = -\frac{E_0}{n^2}$$

© McGraw Hill

Cuando un electrón realiza una transición desde un nivel inicial n_i hasta un nivel final n_f, la variación de energía (ΔE) del sistema se calcula como la diferencia entre la energía final y la energía inicial:

$$\Delta E = E_f - E_i$$

Sustituyendo la expresión de la energía cuantizada en la fórmula de la variación:

$$\Delta E = -\frac{E_0}{n_f^2} - \left(-\frac{E_0}{n_i^2}\right) = -E_0 \cdot \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2}\right)$$

a) Transición de $n = 2$ a $n = 3$

Datos:

$$n_i = 2 \quad ; \quad n_f = 3 \quad ; \quad \Delta E = ?$$

Resolución:

$$\Delta E = -E_0 \cdot \left(\frac{1}{3^2} - \frac{1}{2^2}\right)$$

$$\Delta E = -E_0 \cdot \left(\frac{1}{9} - \frac{1}{4}\right)$$

$$\Delta E = -E_0 \cdot \left(\frac{4-9}{36}\right)$$

$$\Delta E = \frac{5}{36} E_0$$

Respuesta: la energía de la transición es $\frac{5}{36} E_0$. Esta variación neta es positiva, indicando que el átomo absorbe energía (salto a un nivel superior).

b) Transición de $n = 4$ a $n = 2$

Datos:

$$n_i = 4 \quad ; \quad n_f = 2 \quad ; \quad \Delta E = ?$$

Resolución:

$$\Delta E = -E_0 \cdot \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{4^2}\right)$$

Mc Graw Hill © McGraw Hill

$$\Delta E = -E_0 \cdot \left(\frac{1}{4} - \frac{1}{16} \right)$$

$$\Delta E = -E_0 \cdot \left(\frac{4-1}{16} \right)$$

$$\Delta E = -\frac{3}{16} E_0$$

Respuesta: la energía de la transición es $-\frac{3}{16} E_0$. La variación neta es positiva, lo que significa que el átomo emite un fotón para estabilizarse.

c) Transición de $n = 3$ a $n = 5$

Datos:

$$n_i = 3 \quad ; \quad n_f = 5 \quad ; \quad \Delta E = ?$$

Resolución:

$$\Delta E = -E_0 \cdot \left(\frac{1}{5^2} - \frac{1}{3^2} \right)$$

$$\Delta E = -E_0 \cdot \left(\frac{1}{25} - \frac{1}{9} \right)$$

$$\Delta E = -E_0 \cdot \left(\frac{9-25}{225} \right)$$

$$\Delta E = \frac{16}{225} E_0$$

Respuesta: la energía de la transición es $\frac{16}{225} E_0$. Al ser esta variación positiva, indica que el átomo absorbe energía (salto a un nivel superior).

d) Transición de $n = 5$ a $n = 1$

Datos:

$$n_i = 5 \quad ; \quad n_f = 1 \quad ; \quad \Delta E = ?$$

Resolución:

Mc Graw Hill © McGraw Hill

$$\Delta E = -E_0 \cdot \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{5^2} \right)$$

$$\Delta E = -E_0 \cdot \left(\frac{1}{1} - \frac{1}{25} \right)$$

$$\Delta E = -E_0 \cdot \left(\frac{25-1}{25} \right)$$

$$\Delta E = -\frac{4}{25} E_0$$

Respuesta: la energía de la transición es $-\frac{4}{25} E_0$. La variación neta es negativa, lo que significa que el átomo emite un fotón para estabilizarse. Representa la mayor emisión de energía de los cuatro apartados al regresar el electrón a su estado fundamental.

6. Para átomos hidrogenoides el modelo se puede aproximar a $E_n = E_n(H) \cdot Z^2$. Determinad, para los elementos asignados, la longitud de onda de los espectros de emisión de los primeros diez niveles e indicad qué líneas caen en la zona visible del espectro. $(E_0 = 13,6 \text{ eV}; 1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J})$

El alumno aplicará la extensión del modelo de Bohr a sistemas hidrogenoides para comprender la dependencia de la energía con el número atómico (*Z*). Desarrollará destrezas en el cálculo de transiciones electrónicas, el uso de constantes físicas fundamentales y la interpretación del espectro electromagnético (distinción entre zona visible, ultravioleta e infrarroja).

Para la resolución del problema debemos tener en cuenta que:

- Cálculo de la energía de transición (ΔE): cuando un electrón cae desde un nivel inicial n_i a un nivel final n_f ($n_i > n_f$), emite un fotón cuya energía es igual a la diferencia de energía entre niveles:

$$\Delta E = | E_f - E_i | = E_0 \cdot Z^2 \cdot \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$$

- Relación con la longitud de onda: utilizando la ecuación de de Broglie-Planck:

$$\Delta E = \frac{h \cdot c}{\lambda} \Rightarrow \lambda = \frac{h \cdot c}{\Delta E}$$

© McGraw Hill

- Conversión de unidades: es imperativo que ΔE se exprese en julios (J) para que la longitud de onda resulte en metros (m) en el SI.

- Identificación del espectro visible: se considerará zona visible aquella donde $380\text{nm} \leq \lambda \leq 750\text{nm}$ ($3{,}8 \cdot 10^{-7}\,\text{m}$ a $7{,}5 \cdot 10^{-7}\,\text{m}$).

Tomaremos como ejemplo el estudio del electrón del He^+, fijándonos en la transición del primer nivel de la serie que podría caer en el visible (de $n = 2$ a $n = 1$):

Datos:

$$Z = 2 \quad ; \quad n_i = 2 \quad ; \quad n_f = 1$$

$$E_0 = 13{,}6\ \text{eV} \cdot \frac{1{,}60 \cdot 10^{-19}\ \text{J}}{1\ \text{eV}} = 2{,}176 \cdot 10^{-18}\ \text{J}$$

Fórmula:

$$\lambda = \frac{h \cdot c}{E_0 \cdot Z^2 \cdot \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)}$$

Resolución:

$$\Delta E = 2{,}176 \cdot 10^{-18}\ \text{J} \cdot 2^2 \cdot \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{2^2} \right)$$

$$\Delta E = 2{,}176 \cdot 10^{-18} \cdot 4 \cdot (0{,}75) = 1{,}632 \cdot 10^{-18}\ \text{J}$$

$$\lambda = \frac{6{,}63 \cdot 10^{-34}\,\text{J} \cdot \text{s} \cdot 3{,}00 \cdot 10^{8}\,\text{m} \cdot \text{s}^{-1}}{1{,}632 \cdot 10^{-18}\,\text{J}}$$

$$\lambda = 1{,}219 \cdot 10^{-7}\,\text{m} = 121{,}9\text{nm}$$

Respuesta: esta línea se encuentra en la zona del ultravioleta, no es visible.

Siguiendo esta misma mecánica de cálculo, se calculan el resto de transiciones, cuyos valores se resumen en la siguiente tabla:

Transición (n_i→1)	ΔE(J)	λ(nm)	¿Es visible?
2→ 1	$1{,}632 \cdot 10^{-18}$	121,9	No (ultravioleta)
3→ 1	$1{,}934 \cdot 10^{-18}$	102,8	No (ultravioleta)

Mc Graw Hill © McGraw Hill

4→ 1	$2{,}040 \cdot 10^{-18}$	97,5	No (ultravioleta)
5→ 1	$2{,}089 \cdot 10^{-18}$	95,2	No (ultravioleta)
6→ 1	$2{,}116 \cdot 10^{-18}$	94,0	No (ultravioleta)
7→ 1	$2{,}132 \cdot 10^{-18}$	93,3	No (ultravioleta)
8→ 1	$2{,}142 \cdot 10^{-18}$	92,9	No (ultravioleta)
9→ 1	$2{,}149 \cdot 10^{-18}$	92,6	No (ultravioleta)
10→ 1	$2{,}154 \cdot 10^{-18}$	92,4	No (ultravioleta)

El análisis de las tablas elaboradas por el alumnado permite concluir que todas las transiciones electrónicas que terminan en el nivel fundamental (n = 1) en el átomo de hidrógeno (Serie de Lyman) emiten radiación con una energía superior a la del espectro visible, situándose en el ultravioleta.

En el caso de átomos hidrogenoides con $Z > 1$ (He^+, Li^{2+}, etc.), la energía de transición aumenta con el factor Z^2, lo que provoca que la longitud de onda sea aún más corta ($\lambda \propto 1/Z^2$). Por tanto, para cualquier sistema hidrogenoide, las transiciones al nivel fundamental están siempre fuera de la zona visible, desplazándose hacia el ultravioleta lejano o incluso la región de rayos X blandos.

7. Indica cuál es la principal diferencia entre el modelo atómico de Bohr y el modelo atómico cuántico.

El alumno desarrollará la capacidad de diferenciar modelos científicos basados en paradigmas distintos (determinismo frente a probabilidad). Se trabaja la comprensión de la naturaleza ondulatoria de la materia y la transición hacia la mecánica cuántica moderna.

La transición del modelo de Bohr (1913) al modelo atómico cuántico (modelo de Schrödinger, 1926) representa el cambio más profundo en la historia de la estructura atómica. La principal diferencia radica en la naturaleza del movimiento y la localización del electrón.

Mientras que el modelo de Bohr es un modelo transicional o semiclásico, el modelo actual es puramente mecano-cuántico. La estrategia para que el alumno comprenda esta diferencia debe centrarse en los siguientes puntos clave:

A. Concepto de órbita frente a orbital

© McGraw Hill

Modelo de Bohr: Define órbitas circulares precisas. Se asume que el electrón es una partícula puntual que se desplaza por una trayectoria definida con una posición y velocidad conocidas simultáneamente. Es un modelo determinista.

Modelo cuántico: debido al principio de incertidumbre de Heisenberg, es imposible conocer con precisión absoluta la posición y el momento del electrón al mismo tiempo. Por ello, desaparece el concepto de trayectoria y se sustituye por el de orbital: una región del espacio alrededor del núcleo donde existe una probabilidad elevada (generalmente superior al 90 %) de encontrar al electrón.

B. Naturaleza del electrón

Modelo de Bohr: trata al electrón esencialmente como una partícula cargada que orbita el núcleo, a la cual se le imponen condiciones de cuantización de forma un tanto arbitraria para explicar los espectros.

Modelo cuántico: considera la dualidad onda-corpúsculo de Luis de Broglie. El electrón se describe mediante una función de onda (ψ), que es una expresión matemática cuya solución (el cuadrado de la amplitud, $|\psi|^2$) indica la densidad de probabilidad de encontrar la partícula en un punto dado.

C. Los números cuánticos

Modelo de Bohr: utiliza principalmente un único número cuántico, el principal (n), para definir la energía y el radio de la órbita.

Modelo cuántico: requiere de cuatro números cuánticos (n, l, m_l, m_s) que surgen de la resolución de la ecuación de onda de Schrödinger y que definen no solo la energía, sino también la forma, la orientación espacial del orbital y el espín del electrón.

8. Justifica si son posibles estas combinaciones de números cuánticos e indica el orbital:

a) **(1, 1, 0, −1/2)** ***b)*** **(2, 1, −1, +1/2)** ***c)*** **(2, 1, −2, −1/2)** ***d)*** **(3, 0, 1, 1)**

El alumno desarrollará la capacidad de aplicar las reglas de cuantización derivadas de la ecuación de Schrödinger para determinar la estructura electrónica de los átomos. Se fomenta el rigor en la identificación de estados energéticos permitidos y la comprensión de que los números cuánticos no son valores arbitrarios, sino parámetros que definen la probabilidad de localización electrónica.

Para que una combinación de números cuánticos n, l, m_l, m_s sea válida, debe cumplir estrictamente las siguientes condiciones de contorno:

Mc Graw Hill © McGraw Hill

Número cuántico principal (n): define el nivel de energía. Debe ser un número entero positivo: $n \in \{1, 2, 3, \ldots\}$.

Número cuántico secundario o azimutal (l): define la forma del orbital. Para un valor de n dado, l puede tomar valores enteros desde 0 hasta n - 1.

Número cuántico magnético (m_l): define la orientación espacial. Para un valor de l dado, puede tomar valores enteros desde -l hasta +l, pasando por el 0.

Número cuántico de espín (m_s): define el sentido de giro intrínseco. Solo puede tomar dos valores: +1/2 o -1/2.

a) (1, 1, 0, -1/2)

Datos: $n = 1$, $l = 1$, $m_l = 0$, $m_s = -1/2$.

Análisis: para $n = 1$, el único valor permitido para el número cuántico secundario es $l = 0$ (ya que el valor máximo es n - 1). Como aquí se indica $l = 1$, la combinación es físicamente imposible.

Respuesta: no es posible. En el primer nivel de energía ($n = 1$) solo existe el subnivel *s* ($l = 0$). No existe el orbital *1p*.

b) (2, 1, -1, +1/2)

Datos: $n = 2$, $l = 1$, $m_l = -1$, $m_s = +1/2$.

Análisis:

$n = 2$ es un entero positivo (Correcto).

$l = 1$ es menor que n (Correcto, puede ser 0 o 1).

$m_l = -1$ está dentro del rango [-l, +l], es decir, [-1, +1] (Correcto).

$m_s = +1/2$ es un valor de espín permitido (Correcto).

Respuesta: es posible. Corresponde a un orbital *2p*.

c) (2, 1, -2, -1/2)

Datos: $n = 2$, $l = 1$, $m_l = -2$, $m_s = +1/2$.

Análisis: aunque n, l y m_s son correctos, el número cuántico magnético m_l debe estar comprendido entre -l y +l. Para $l = 1$, los valores posibles de m_l son {-1, 0, 1}. El valor -2 queda fuera de este rango.

© McGraw Hill

Respuesta: no es posible. El subnivel *p* (l = 1) solo tiene tres orientaciones espaciales posibles, no cinco.

d) (3, 0, 1, 1)

Datos: n = 3, l = 0, m_l = 1, m_s = 1.

Análisis: esta combinación presenta dos errores fundamentales:

Si l = 0, el único valor posible para m_l es 0. Por tanto, m_l = 1 es incorrecto.

El número cuántico de espín m_s solo puede ser +1/2 o -1/2. El valor 1 no está permitido por la mecánica cuántica.

Respuesta: no es posible. Incumple las restricciones de m_l para orbitales tipo *s* y presenta un valor de espín inexistente.

9. Elabora una tabla que recoja todos los posibles números cuánticos del segundo nivel energético:

El alumno desarrollará la capacidad de sistematizar la estructura electrónica de los átomos mediante el uso de los números cuánticos. Se fomenta la comprensión de la jerarquía de los niveles y subniveles de energía, así como la aplicación del principio de exclusión de Pauli para determinar la capacidad máxima de electrones en una capa.

Para el segundo nivel energético, el dato fundamental es el número cuántico principal:

n = 2

La determinación de los estados permitidos se basa en las siguientes restricciones:

Número cuántico secundario (l): toma valores enteros desde 0 hasta n - 1. Para n = 2, los valores son l = 0 (subnivel *s*) y l = 1 (subnivel *p*).

Número cuántico magnético (m_l): toma valores enteros desde -l hasta +l.

Número cuántico de espín (m_s): toma los valores +1/2 y -1/2 para cada orientación espacial.

A continuación, se presenta la tabla detallada con todos los estados posibles:

Nivel (n)	Subnivel (l)	Orbital (m_l)	Espín (m_s)	Notación orbital	Estado electrónico
2	0	0	+1/2	2*s*	(2, 0, 0, +1/2)
2	0	0	-1/2	2*s*	(2, 0, 0, -1/2)

© McGraw Hill

2	1	-1	+1/2	$2p_x$	(2, 1, -1, +1/2)
2	1	-1	-1/2	$2\ p_x$	(2, 1, -1, -1/2)
2	1	0	+1/2	$2\ p_y$	(2, 1, 0, +1/2)
2	1	0	-1/2	$2\ p_y$	(2, 1, 0, -1/2)
2	1	1	+1/2	$2\ p_z$	(2, 1, 1, +1/2)
2	1	1	-1/2	$2\ p_z$	(2, 1, 1, -1/2)

10. Justificad qué números cuánticos están involucrados en las transiciones energéticas determinadas en la actividad 6.

El docente trabajará con el alumnado la comprensión de la estructura electrónica de sistemas monoelectrónicos (hidrogenoides), la aplicación de las reglas de cuantización de Bohr y la relación entre los números cuánticos y los niveles de energía. Se fomenta el rigor en la descripción de estados cuánticos y la transición del modelo de Bohr al modelo mecanocuántico.

Para el ion helio (He^+), las transiciones energéticas estudiadas en la actividad 6 implican:

Nivel inicial (n_i): {1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, 8, 9, 10}.

Nivel final (n_i): 1.

Teniendo en cuenta que:

n: número cuántico principal (determina la energía y el tamaño).

l: número cuántico secundario o azimutal (determina la forma del orbital).

m_l: número cuántico magnético (determina la orientación).

m_s : número cuántico de espín (determina el giro intrínseco).

Podemos concluir que solamente el número cuántico n va a estar implicado en las transiciones energéticas, ya que el resto de números cuánticos describen diferentes posibilidades dentro de un mismo nivel energético.

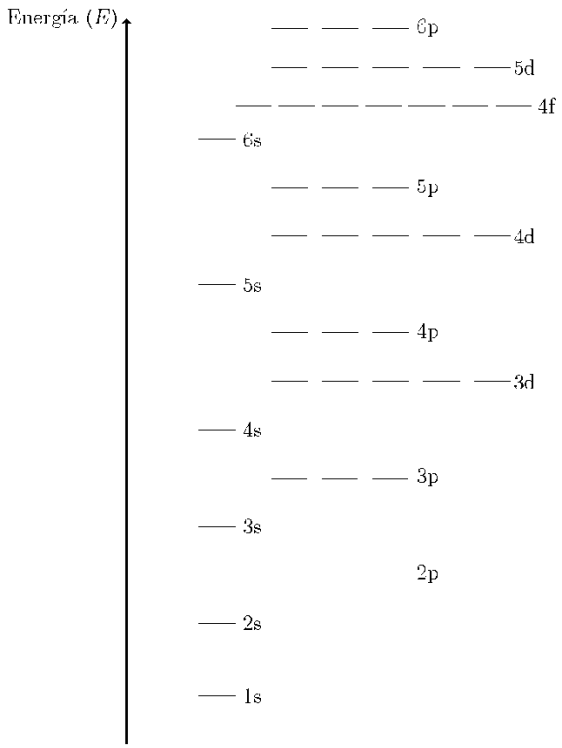
11. Realiza un diagrama de energía llegando hasta el orbital 6p.

El alumno desarrollará la capacidad de comprender la estructura electrónica de los átomos mediante el principio de mínima energía. Se fomenta la transición desde una visión simplificada de niveles de energía hacia la organización jerárquica de subniveles y orbitales, fundamentada en los números cuánticos.

© McGraw Hill

Para construir el diagrama de energías relativas hasta el orbital 6*p*, debemos considerar la energía de cada subnivel, la cual depende de la suma de los números cuánticos principal (*n*) y secundario (*l*), siguiendo la regla de Madelung (*n* + *l*). Aplicamos el principio de Aufbau, que establece que los electrones ocupan los orbitales en orden creciente de energía. Para determinar este orden, se utiliza el diagrama de Moeller. La energía de los orbitales aumenta conforme aumenta el valor de *n*+*l*; a igualdad de esta suma, tiene menor energía el orbital con menor *n*.

Así, obtenemos el siguiente diagrama:



12. Indica de las tres formas posibles la configuración electrónica de los siguientes átomos:

a) $_{44}$**Ru** ***b)*** $_{20}$**Ca** ***c)*** $_{83}$**Bi** ***d)*** $_{3}$**Li**

e) $_{13}$**Al** ***f)*** $_{36}$**Kr** ***g)*** $_{17}$**Cl** ***h)*** $_{92}$**U**

El alumno desarrollará la capacidad de representar la estructura electrónica de los átomos utilizando diferentes notaciones (estándar, orbitales y gas noble). Se fomenta la comprensión del principio de construcción (*Aufbau*), la regla de máxima multiplicidad de Hund y el principio de exclusión de Pauli, fundamentales para entender la reactividad química y la posición de los elementos en la tabla periódica.

Mc Graw Hill © McGraw Hill

La configuración electrónica describe la distribución de los electrones de un átomo en sus diferentes niveles y subniveles de energía. Para este nivel de 1º de Bachillerato, utilizaremos tres formas de representación:

- Configuración estándar: notación nl^x.

- Configuración de núcleo de gas noble (abreviada): utiliza el gas noble anterior para simplificar la capa interna.

- Diagrama de orbitales (cajas): representación de los espines electrónicos ($\uparrow, \downarrow$) para visualizar la ocupación de los orbitales degenerados.

A continuación, se detallan las configuraciones para cada elemento solicitado:

a) $_{44}$Ru (rutenio)

Estándar: $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^2\,3d^{10}\,4p^6\,5s^1\,4d^7$

Gas noble: $[Kr]5s^1\,4d^7$

Orbitales (valencia): [*Kr*] $\boxed{\uparrow}$ 5*s* $\boxed{\uparrow\downarrow}\boxed{\uparrow}\boxed{\uparrow}\boxed{\uparrow}\boxed{\uparrow}$ 4*d*

b) $_{20}$Ca (calcio)

Estándar: $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^2$

Gas noble: $[Ar]4s^2$

Orbitales (valencia): [*Ar*] $\boxed{\uparrow\downarrow}$ 4*s*

c) $_{83}$Bi (bismuto)

Estándar: $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^2\,3d^{10}\,4p^6\,5s^2\,4d^{10}\,5p^6\,6s^2\,4f^{14}\,5d^{10}\,6p^3$

Gas noble: $[Xe]6s^2\,4f^{14}\,5d^{10}\,6p^3$

Orbitales (valencia): [*Xe*]... $\boxed{\uparrow\downarrow}$ 6*s* $\boxed{\uparrow}\boxed{\uparrow}\boxed{\uparrow}$ 6*p*

d) $_{3}$Li (litio)

Estándar: $1s^2\,2s^1$

Gas noble: $[He]2s^1$

Orbitales (valencia): $[He]2s^1$

e) $_{13}$Al (aluminio)

© McGraw Hill

Estándar: $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^1$

Gas noble: $[Ne]3s^2\,3p^1$

Orbitales (valencia): [*Ne*] ↑↓ 3*s* ↑ ☐ ☐ 3*p*

f) $_{36}$Kr (kriptón)

Estándar: $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^2\,3d^{10}\,4p^6$

Gas noble: [Kr]

Orbitales (valencia): [*Ar*]... ↑↓ ↑↓ ↑↓ 4*p*

g) $_{17}$Cl (cloro)

Estándar: $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^5$

Gas noble: $[Ne]3s^2\,3p^5$

Orbitales (valencia): [*Ne*] ↑↓ 3*s* ↑↓ ↑↓ ↑ 3*p*

h) $_{92}$U (uranio)

Estándar: $1s^2 \ldots 6s^2\,4f^{14}\,5d^{10}\,6p^6\,7s^2\,5f^3\,6d^1$

Gas noble: $[Rn]7s^2\,5f^3\,6d^1$

Orbitales (valencia): [*Rn*] ↑↓ 7*s* ↑ ↑ ↑ ...5*f* ↑ ...6*d*

13. Repartiros los planetas del sistema solar entre los diferentes grupos. Investigad cuáles son los cinco elementos más abundantes de cada uno y determinad su configuración electrónica.

El alumno desarrollará la capacidad de búsqueda y selección de información científica (alfabetización informacional), relacionando la composición química macroscópica de los cuerpos celestes con la estructura electrónica microscópica de la materia. Se trabaja la competencia en comunicación lingüística a través de la terminología técnica y la competencia matemática y en ciencia, tecnología e ingeniería (STEM) mediante la aplicación de las reglas de construcción atómica.

Para esta actividad, se recomienda la técnica de Investigación Grupal.

Mc Graw Hill © McGraw Hill

- Logística: se divide la clase en 8 grupos (uno por planeta). Cada grupo investiga la composición atmosférica y geológica de su planeta para extraer los 5 elementos mayoritarios. Posteriormente, deben realizar la configuración electrónica de cada uno.

- Producto final: un "Infograma Planetario" (digital o en póster) que incluya la ficha técnica del planeta, la lista de elementos abundantes y sus configuraciones electrónicas detalladas, justificando su estado de agregación según su posición en la tabla periódica.

Debido a la extensión de la tabla periódica, se presenta a continuación la resolución técnica para un modelo representativo de cada categoría planetaria: La Tierra (planeta telúrico) y Júpiter (gigante gaseoso). El docente podrá extrapolar esta metodología para el resto de los planetas.

Identificamos los elementos más abundantes (en masa) y sus números atómicos (Z):

Caso 1: La Tierra (composición global aproximada)

Hierro (Fe): $Z = 26$

Oxígeno (O): $Z = 8$

Silicio (Si): $Z = 14$

Magnesio (Mg): $Z = 12$

Níquel (Ni): $Z = 28$

Caso 2: Júpiter (composición atmosférica/global)

Hidrógeno (H): $Z = 1$

Helio (He): $Z = 2$

Metano (carbono, C): $Z = 6$

Amoníaco (nitrógeno, N): $Z = 7$

Oxígeno (O): $Z = 8$

Aplicamos el principio de Aufbau (orden de energía creciente según el diagrama de Moeller), el principio de exclusión de Pauli (máximo 2 electrones por orbital con espines opuestos) y la regla de Hund (máxima multiplicidad).

I. Elementos de la Tierra:

Hierro: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6 \rightarrow [Ar]4s^2 3d^6$

© McGraw Hill

Oxígeno: $1s^2 2s^2 2p^4 \rightarrow [He]2s^2 2p^4$

Silicio: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2 \rightarrow [Ne]3s^2 3p^2$

Magnesio: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 \rightarrow [Ne]3s^2$

Níquel: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8 \rightarrow [Ar]4s^2 3d^8$

II. Elementos de Júpiter:

Hidrógeno: $1s^1$

Helio: $1s^2$

Carbono: $1s^2 2s^2 2p^2 \rightarrow [He]2s^2 2p^2$

Nitrógeno: $1s^2 2s^2 2p^3 \rightarrow [He]2s^2 2p^3$

Oxígeno: $1s^2 2s^2 2p^4 \rightarrow [He]2s^2 2p^4$

14. Explica con tus propias palabras cuál es la importancia del sistema periódico en química.

El alumno desarrollará la capacidad de reconocer la tabla periódica como el marco teórico fundamental que sistematiza el conocimiento químico. Se trabaja la comprensión de la relación entre la estructura electrónica atómica y las propiedades macroscópicas de la materia, así como la capacidad de predicción de comportamientos químicos basándose en la posición de los elementos.

La tabla periódica no es un mero inventario de elementos; es la herramienta de organización más potente de la ciencia química. Su importancia radica en que condensa siglos de experimentación y teoría en una estructura lógica que permite entender el universo material.

A. Organización y clasificación sistemática

La primera gran importancia reside en el paso del caos al orden. Antes de Mendeleiev, los elementos eran curiosidades aisladas. El sistema periódico clasifica los elementos en función de su número atómico (*Z*), lo que revela una periodicidad: una repetición regular de propiedades físicas y químicas. Esto permite a los estudiantes agrupar elementos en familias o grupos, facilitando el estudio de la química al no tener que memorizar cada elemento de forma individual.

B. Capacidad predictiva

Mc Graw Hill © McGraw Hill

Es, quizás, el aspecto más fascinante desde el punto de vista del método científico. El sistema periódico permite predecir la existencia y las propiedades de elementos aún no descubiertos o sintetizados. Al observar los "huecos" en la tendencia de un grupo o periodo, los científicos pueden deducir la reactividad, el estado de agregación, el radio atómico o la electronegatividad de un elemento simplemente por su ubicación.

C. Relación estructura-propiedad

La tabla periódica es el puente entre lo microscópico y lo macroscópico. La posición de un elemento informa directamente sobre su configuración electrónica de valencia. Los estudiantes pueden deducir que los elementos del mismo grupo tienen configuraciones externas similares, lo que justifica por qué se comportan de manera análoga en las reacciones químicas (ej. los metales alcalinos y su tendencia a ceder un electrón).

D. Guía para el enlace químico y la reactividad

Para el alumno de 1º de Bachillerato, la tabla es una brújula para predecir el tipo de enlace. Al observar la ubicación de dos elementos, se puede estimar su diferencia de electronegatividad y determinar si formarán un enlace iónico, covalente o metálico. Además, permite entender las variaciones de las propiedades periódicas (energía de ionización, afinidad electrónica, radio atómico), que son las que finalmente dictan cómo y por qué ocurren las reacciones químicas.

15. ¿Por qué en la clasificación de Mendeleiev algunos elementos químicos se encontraban «fuera de lugar»?

El alumno desarrollará la capacidad de analizar la evolución histórica de los modelos de clasificación química, comprendiendo la importancia del rigor en la observación frente a la rigidez de una ley teórica. Se trabaja la comprensión de la estructura atómica y la transición del criterio de masa atómica al de número atómico.

Para que los estudiantes comprendan por qué ciertos elementos parecían estar "fuera de lugar" en la clasificación de Dmitri Mendeleiev, es necesario situarse en el contexto científico de mediados del siglo XIX.

A) El criterio de ordenación original

Mendeleiev enunció su ley periódica basándose en la masa atómica (entonces llamada peso atómico) creciente. Al organizar los elementos de esta forma, observó que las propiedades químicas se repetían periódicamente. Sin embargo, se encontró con "anomalías" donde el orden estricto de las masas atómicas obligaba a situar elementos en grupos cuyas propiedades químicas no coincidían con el resto de la familia.

Mc Graw Hill © McGraw Hill

B) La decisión de Mendeleiev

El genio de Mendeleiev radicó en priorizar las propiedades químicas (la valencia, el tipo de óxidos o hidruros que formaban) sobre el orden numérico de las masas atómicas. Si un elemento "debía" ir en un grupo por su masa, pero sus propiedades correspondían a otro, él lo intercambiaba, asumiendo que:

- Las masas atómicas medidas en la época podían ser erróneas.

- Existía una razón subyacente más importante que la masa para la periodicidad.

Existen tres casos paradigmáticos que el docente debe presentar a los estudiantes para ilustrar este conflicto:

Telurio (Te) e yodo (I):

- La masa atómica del telurio es 127,6 u.m.a. y la del yodo es 126,9 u.m.a.
- Siguiendo el orden de masas, el yodo debería ir antes que el telurio.
- Sin embargo, el telurio tiene propiedades similares al azufre y selenio (grupo 16), mientras que el yodo es claramente un halógeno similar al flúor y cloro (grupo 17). Mendeleiev decidió intercambiarlos "forzando" el sistema para mantener la coherencia química.

Argón (Ar) y potasio (K):

- Aunque el argón no fue descubierto hasta 1894, este caso confirma el problema. El argón tiene una masa de 39,9 u.m.a. y el potasio de 39,1 u.m.a.
- si se clasificaran por masa, el gas noble argón ocuparía el lugar del metal alcalino potasio.

Cobalto (Co) y níquel (Ni):

- El cobalto (58,9 u.m.a.) es ligeramente más pesado que el níquel (58,7 u.m.a.), pero sus propiedades obligaban a situar al cobalto antes.

16. Escribe la configuración electrónica de los siguientes elementos y relaciónala con su posición en el sistema periódico:

$_{4}$Be $_{17}$Cl $_{44}$Ru $_{54}$Xe $_{87}$Fr $_{92}$U $_{37}$Rb $_{32}$Ge

El alumno desarrollará la capacidad de representar la estructura electrónica de los átomos mediante el principio de construcción (*Aufbau*), comprendiendo que la configuración electrónica es la base de la organización de la tabla periódica. Se fomenta la capacidad de

© McGraw Hill

deducir el grupo y periodo de un elemento a partir de sus electrones de valencia y su número cuántico principal máximo.

Para cada elemento se proporciona el número atómico (*Z*), que en un átomo neutro coincide con el número de electrones a distribuir. A continuación, aplicamos el principio de Aufbau, siguiendo el orden energético de los orbitales según el diagrama de Moeller. Con estos datos:

- Periodo: corresponde al nivel energético más externo ocupado (valor máximo de *n*).

- Grupo: se determina según el bloque y la suma de electrones en la capa de valencia:

- Bloque s: grupo 1 (s^1) o grupo 2 (s^2).
- Bloque p: grupos 13 a 18 (s^2p^{1-6}).
- Bloque d: grupos 3 a 12 (s^2d^{1-10}).
- Bloque f: elementos de transición interna (lantánidos y actínidos).

A continuación, se detallan las configuraciones y su relación con el sistema periódico:

1. Berilio ($_4$Be)

a) Datos: $Z = 4$

b) Fórmula: $1s^2 2s^2$

c) Respuesta: periodo 2, grupo 2 (alcalinotérreos). Su capa de valencia termina en s^2, lo que lo sitúa en el segundo grupo del bloque s.

2. Cloro ($_{17}$Cl)

a) Datos: $Z = 17$

b) Fórmula: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

c) Respuesta: periodo 3, grupo 17 (halógenos). Al tener 7 electrones de valencia (s^2p^5), se encuentra en el bloque p.

3. Rutenio ($_{44}$Ru)

a) Datos: $Z = 44$

b) Fórmula: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1 4d^7$

© McGraw Hill

c) Respuesta: periodo 5, grupo 8. Es un metal de transición. *Nota docente:* el rutenio presenta una anomalía en el llenado del orbital 5s para ganar estabilidad en el subnivel d.

4. Xenón ($_{54}$Xe)

a) Datos: $Z = 54$

b) Fórmula: $[\mathrm{Kr}]5s^2\,4d^{10}\,5p^6$

c) Respuesta: periodo 5, grupo 18 (gases nobles). Tiene la capa de valencia completa, lo que le confiere su gran estabilidad química.

5. Francio ($_{87}$Fr)

a) Datos: $Z = 87$

b) Fórmula: $[\mathrm{Rn}]7s^1$

c) Respuesta: periodo 7, grupo 1 (alcalinos). Es el elemento más pesado de su grupo, situado en el bloque s.

6. Uranio ($_{92}$U)

a) Datos: $Z = 92$

b) Fórmula: $1s^2 \ldots 6s^2\,4f^{14}\,5d^{10}\,6p^6\,7s^2\,5f^3\,6d^1$

c) Respuesta: periodo 7, actínidos (transición interna). Se sitúa en el bloque f.

7. Rubidio ($_{37}$Rb)

a) Datos: $Z = 37$

b) Fórmula: $[\mathrm{Kr}]5s^1$

c) respuesta: periodo 5, grupo 1 (alcalinos).

8. Germanio ($_{32}$Ge)

a) Datos: $Z = 32$

b) Fórmula: $[\mathrm{Ar}]4s^2\,3d^{10}\,4p^2$

c) Respuesta: periodo 4, grupo 14 (carbonoideos o grupo del carbono). Sus 4 electrones de valencia (s^2p^2) definen su posición en el bloque p.

Mc Graw Hill © McGraw Hill

17. Buscad a qué grupos del sistema periódico pertenecen los elementos analizados en la actividad 13 y determinad si poseen algo en común.

La resolución de esta actividad tiene como objetivo que el estudiante trabaje la competencia en lectoescritura científica y la interpretación de la tabla periódica. Se pretende que el alumno relacione la composición química de diferentes cuerpos celestes con la arquitectura del sistema periódico, fomentando la capacidad de búsqueda de información técnica y el análisis comparativo de propiedades atómicas.

La estrategia docente consiste en clasificar estos elementos según su ubicación en el sistema periódico para deducir comportamientos químicos comunes. Debemos guiar al alumno para que observe que la Tierra es un planeta telúrico (rico en metales y silicatos), mientras que Júpiter es un gigante gaseoso (compuesto principalmente por elementos primordiales del sistema solar).

Tras completar la búsqueda y clasificación, el docente debe dirigir el análisis hacia las siguientes conclusiones comunes y diferenciales:

- Divergencia de fase y naturaleza: se observa que, en la Tierra, los elementos predominantes pertenecen mayoritariamente a grupos de metales (Fe, Mg, Ni) y elementos que forman sólidos covalentes o iónicos (Si, O). Esto justifica la densidad elevada del planeta (5514 $kg \cdot m^{-3}$).

- Predominio de elementos ligeros en Júpiter: en Júpiter, los elementos pertenecen a los grupos de gases nobles y no metales (H, He, N). Son elementos de baja masa atómica que permanecieron en estado gaseoso o fluido debido a la génesis del planeta.

- Puntos en común:

  - El oxígeno (O): es un elemento común en ambos, aunque en la Tierra se encuentra fijado en silicatos y óxidos sólidos, mientras que en Júpiter aparece en forma de vapor de agua o trazas de compuestos volátiles.

  - Grupo 14: ambos presentan elementos del grupo 14 (silicio en la Tierra y carbono en Júpiter), fundamentales para la estructura mineral en un caso y la química orgánica/atmosférica en el otro.

  - Configuración electrónica: los elementos de un mismo grupo detectados poseen el mismo número de electrones de valencia, lo que explica sus similitudes químicas.

18. Deduce el elemento químico al que pertenecen las siguientes configuraciones electrónicas:

© McGraw Hill

a) **[Ar] $4s^2$ $3d^{10}$ $4p^2$** ***b)*** **[Kr] $5s^2$ $4d^8$**

c) **[Xe] $6s^2$ $4f^{14}$ $5d^{10}$ $6p^4$** ***d)*** **[Xe] $6s^2$ $4f^7$**

La resolución de esta actividad tiene como objetivo que el estudiante desarrolle la competencia en la interpretación de la estructura electrónica de los átomos y su relación directa con la posición en la tabla periódica. Se busca que el alumno deje de ver la configuración electrónica como una simple serie de números y letras para entenderla como el "DNI" del elemento.

La estrategia de resolución se basa en:

- Identificación del periodo: viene dado por el máximo nivel energético ocupado (*n*).

- Identificación del grupo:

- Si termina en s^n: grupo *n*.
- Si termina en d^n : grupo *n* + 2.
- Si termina en p^n: grupo *n* + 12.
- Si pertenece al bloque *f*: elementos de transición interna.

a) [Ar] $4s^2$ $3d^{10}$ $4p^2$

Respuesta: se encuentra en el periodo 4 (nivel 4 ocupado) y en el grupo 14 (bloque *p*, siguiendo la regla 2 + 12 para el bloque *p*). Por tanto, el elemento es el germanio (Ge).

b) [Kr] $5s^2$ $4d^8$

Respuesta: se ubica en el periodo 5 y en el grupo 10 (bloque *d*, sumando 2 + 8). El elemento es el paladio (Pd).

Nota para el docente: el Pd es una excepción común en la configuración real, pero según el principio de Aufbau planteado en el ejercicio, corresponde a este lugar.

c) [Xe] $6s^2$ $4f^{14}$ $5d^{10}$ $6p^4$

Respuesta: pertenece al periodo 6 y al grupo 16 (anfígenos), ya que termina en el bloque *p* con 4 electrones (4 + 12 = 16). El elemento es el polonio (Po).

d) [Xe] $6s^2$ $4f^7$

Respuesta: es un elemento de transición interna perteneciente a la serie de los lantánidos (periodo 6), siendo el 7.

19. Clasifica razonadamente en orden creciente de radio atómico las siguientes series:

Mc Graw Hill © McGraw Hill

***a)* Be, Mg, Sr** ***b)* Ca, Ga, Br** ***c)* Na, K, Ge, Se, Kr**

La resolución de esta actividad tiene como objetivo que el estudiante desarrolle la competencia en el análisis de las propiedades periódicas, específicamente el radio atómico. Se busca que el alumno trascienda la memorización y comprenda las causas físicas (carga nuclear efectiva y apantallamiento) que determinan el tamaño de los átomos.

Para clasificar correctamente el radio atómico, es preciso atender a dos ejes fundamentales:

- Variación en un grupo (vertical): el radio atómico aumenta al descender en un grupo. Al bajar, aumenta el número cuántico principal (*n*), lo que implica que los electrones de valencia ocupan niveles de energía más alejados del núcleo. El efecto del aumento de capas electrónicas (apantallamiento) predomina sobre el aumento de la carga nuclear.

- Variación en un periodo (horizontal): el radio atómico disminuye al avanzar hacia la derecha (al aumentar *Z*). En un mismo periodo, los electrones se añaden al mismo nivel energético, pero la carga nuclear (*Z*) aumenta. Esto provoca una mayor atracción del núcleo sobre la nube electrónica (aumento de la carga nuclear efectiva, (Z_{ef}), contrayendo el átomo.

a) Serie: Be, Mg, Sr

Análisis y datos:

- Be (berilio): grupo 2, periodo 2.
- Mg (magnesio): grupo 2, periodo 3.
- Sr (estroncio): grupo 2, periodo 5.

Razonamiento:

Los tres elementos pertenecen al mismo grupo (alcalinotérreos). Siguiendo la tendencia de grupo, el radio aumenta según aumenta el número de capas electrónicas (n).

- Be tiene 2 niveles ocupados.
- Mg tiene 3 niveles ocupados.
- Sr tiene 5 niveles ocupados.

Respuesta (orden creciente):

Be < Mg < Sr

b) Serie: Ca, Ga, Br

Mc Graw Hill © McGraw Hill

Análisis y Datos:

- Ca (calcio): grupo 2, periodo 4.
- Ga (galio): grupo 13, periodo 4.
- Br (bromo): grupo 17, periodo 4.

Razonamiento:

Los tres elementos pertenecen al mismo periodo (periodo 4). Al avanzar de izquierda a derecha, aumenta el número atómico (*Z*) y, por tanto, la carga nuclear. Como el apantallamiento apenas varía (los electrones entran en la misma capa), la carga nuclear efectiva (Z_{ef}) aumenta, ejerciendo una mayor atracción y reduciendo el radio.

- El Br es el que está más a la derecha (mayor atracción nuclear).
- El Ca es el que está más a la izquierda (menor atracción nuclear).

Respuesta (orden creciente):

Br < Ga < Ca

c) Serie: Na, K, Ge, Se, Kr

Análisis y datos:

- Na (sodio): grupo 1, periodo 3.
- K (potasio): grupo 1, periodo 4.
- Ge (germanio): grupo 14, periodo 4.
- Se (selenio): grupo 16, periodo 4.
- Kr (kriptón): grupo 18, periodo 4.

Razonamiento:

Debemos realizar un análisis combinado:

- Comparación por periodos: el Na (periodo 3) tiene menos capas que el resto (periodo 4). Sin embargo, el Na es un metal alcalino. Comparado con el K (mismo grupo), el Na es más pequeño.
- Comparación en el periodo 4: para los elementos K, Ge, Se, Kr, aplicamos la tendencia horizontal. El radio disminuye hacia la derecha: K > Ge > Se > Kr.

Mc Graw Hill © McGraw Hill

- Integración: el K es el mayor de todos por estar en el periodo 4 y en el grupo 1. El Na es menor que el K, pero los elementos situados muy a la derecha del periodo 4 (Se, Kr) han sufrido tal contracción por carga nuclear efectiva que resultan ser incluso más pequeños que el Na.

Nota técnica para el docente: el Na ($r \approx 186\text{pm}$) es mayor que el Ge ($r \approx 122\text{pm}$), Se ($r \approx 117\text{pm}$) y Kr ($r \approx 110\text{pm}$), debido a que el cambio de periodo al grupo 1 supone un aumento de tamaño muy drástico.

Respuesta (orden creciente):

Kr < Se < Ge < Na < K

20. La gráfica de la izquierda muestra la variación real de los radios atómicos al avanzar por la tabla periódica. Identifica la variación al descender en un grupo y avanzar de izquierda a derecha en un periodo.

Esta actividad tiene como objetivo que el estudiante desarrolle la competencia de interpretación y análisis de gráficas científicas, vinculando la información visual con las leyes que rigen la estructura atómica. Se busca que el alumno identifique patrones periódicos y comprenda la naturaleza cíclica de las propiedades de los elementos.

La gráfica representa el radio atómico (*r*), medido en ángstroms (Å), en función del número atómico (*Z*). En ella analizaremos:

- Identificación de la variación al descender en un grupo. Si observamos los elementos marcados como picos superiores, sus valores aproximados de radio son:

- Li ($Z = 3$) → 1,5 Å
- Na ($Z = 11$) → 1,8 Å
- K ($Z = 19$) → 2,2 Å
- Rb ($Z = 37$) → 2,4 Å
- Cs ($Z = 55$) → 2,6 Å

Razonamiento:

Se observa una tendencia creciente. Al aumentar *Z* dentro del mismo grupo, el radio aumenta. Esto se debe a que, aunque la carga nuclear aumenta, se van añadiendo nuevas capas electrónicas (aumento del número cuántico principal *n*). El efecto de apantallamiento de las capas internas es muy superior al aumento de la atracción nuclear, por lo que los electrones de valencia se encuentran cada vez más alejados del núcleo.

Mc Graw Hill © McGraw Hill

- Identificación de la variación al avanzar en un periodo. Si seguimos el recorrido entre un metal alcalino y el elemento que precede al siguiente alcalino:

- Del Li ($Z = 3$) hacia el F ($Z = 9$): la curva desciende pronunciadamente.
- Del Na ($Z = 11$) hacia el Cl ($Z = 17$): la curva vuelve a descender.

Razonamiento:

Se observa una tendencia decreciente. Al aumentar Z en un mismo periodo, los electrones se incorporan al mismo nivel energético. Sin embargo, el núcleo tiene cada vez más protones, lo que aumenta la carga nuclear efectiva (Z_{ef}). Al no aumentar significativamente el apantallamiento, el núcleo atrae con más fuerza a los electrones periféricos, contrayendo la nube electrónica y reduciendo el radio.

Conclusión final:

La gráfica es una prueba visual de la ley periódica. Los estudiantes deben notar que:

- La periodicidad es clara: el patrón se repite "en ondas". Cada onda representa un periodo de la tabla.
- Excepciones y anomalías: se observa que en los metales de transición (bloque *d)* y transición interna (bloque *f*, como el Eu y Yb), la disminución del radio es mucho más suave (una "meseta"). Esto se debe a que los electrones entran en subniveles internos (*d* o *f*) que apantallan de forma muy eficaz la carga nuclear, compensando en gran medida el aumento de protones.
- Coherencia: el resultado es totalmente coherente con el modelo atómico de capas y la ley de Coulomb, donde la distancia depende del equilibrio entre las fuerzas atractivas núcleo-electrón y las repulsivas electrón-electrón.

21. ¿Es compatible que los gases nobles posean a la vez los valores de energía de ionización más altos y las afinidades electrónicas más bajas?

La resolución de esta actividad tiene como objetivo que el estudiante profundice en la comprensión de las propiedades periódicas y la estabilidad electrónica. Se busca que el alumno sea capaz de interrelacionar la configuración electrónica de capa cerrada (regla del octeto) con las energías asociadas al intercambio de electrones, pasando de una visión memorística a una capacidad de predicción físico-química.

Recordemos que:

Mc Graw Hill © McGraw Hill

- Energía de ionización (*EI*): energía necesaria para arrancar un electrón de un átomo neutro, gaseoso y en su estado fundamental.

- Afinidad electrónica (*AE*): variación de energía que se produce cuando un átomo neutro, gaseoso y en estado fundamental, capta un electrón.

Teniendo en cuenta la configuración electrónica de los gases nobles (ns^2np^6), a excepción del helio que es $1s^2$):

- Los gases nobles presentan los valores de *EI* más altos de sus respectivos periodos. Esto es plenamente compatible con su estructura por dos razones:

- Carga nuclear efectiva (Z_{ef}): dentro de un periodo, los gases nobles son los elementos con mayor número de protones para un mismo nivel energético, lo que genera una atracción máxima sobre sus electrones.

- Estabilidad de octeto: romper una configuración de capa cerrada requiere una cantidad de energía excepcional porque se pierde la simetría electrónica y la estabilidad de niveles llenos.

- En cuanto a la *AE*, los gases nobles tienen valores extremadamente bajos (técnicamente positivos o cercanos a cero).

- Al tener los subniveles *s* y *p* completos, el electrón adicional debe ocupar un orbital en un nivel de energía superior (*n*+1).

- Ese nuevo nivel está mucho más alejado del núcleo y sufre un gran apantallamiento por parte de los electrones internos.

- Por tanto, el átomo no tiene "interés" en captar el electrón; de hecho, hay que suministrar energía para forzar la formación del anión, lo que resulta en una afinidad electrónica prácticamente nula o negativa (según el convenio de signos utilizado).

22. Clasifica razonadamente en orden creciente de radio iónico los siguientes átomos e iones: O^-, O^{2+}, O, O^{2-}.

Esta actividad tiene como objetivo que el alumno desarrolle la competencia de análisis de la estructura atómica y electrónica aplicada a las variaciones de tamaño en especies isoelectrónicas o del mismo elemento. Se busca que el estudiante comprenda cómo la alteración del número de electrones, manteniendo constante la carga nuclear (*Z*), afecta a la repulsión interelectrónica y, por ende, al volumen de la nube atómica.

Al ser átomos de un mismo elemento, pero con distinta carga:

© McGraw Hill

- Carga nuclear constante: en todas estas especies, el núcleo tiene 8 protones. La fuerza atractiva total que ejerce el núcleo es la misma en todos los casos.

- Efecto de la pérdida de electrones (cationes): al eliminar electrones, disminuye la repulsión entre ellos. Los electrones restantes son atraídos con más fuerza hacia el núcleo, lo que contrae la nube electrónica. Por tanto, el catión es siempre menor que el átomo neutro.

- Efecto de la ganancia de electrones (aniones): al añadir electrones al mismo nivel energético, aumenta la repulsión interelectrónica (apantallamiento entre electrones de la misma capa). Esto provoca que la nube electrónica se expanda para minimizar la repulsión. Por tanto, el anión es siempre mayor que el átomo neutro.

Se puede razonar:

- Catión (O^{2+}): es la especie con menos electrones (6). La atracción del núcleo sobre estos pocos electrones es máxima, resultando en el radio más pequeño.

- Átomo neutro (O): tiene el equilibrio base de 8 protones y 8 electrones. Su tamaño es el de referencia.

- Anión monovalente (O^{-}): posee un electrón extra (9). La repulsión aumenta respecto al átomo neutro, expandiendo el radio.

- Anión divalente (O^{2-}): es la especie con más electrones (10). La repulsión interelectrónica es máxima en este grupo, lo que genera la mayor expansión de la nube electrónica.

El orden razonado de menor a mayor radio es:

$$O^{2+} < O < O^{-} < O^{2-}$$

23. ¿Puedes establecer alguna relación entre la electronegatividad de un elemento químico y su carácter metálico y no metálico? Justifica tu respuesta.

La resolución de esta actividad tiene como objetivo que el estudiante desarrolle la competencia de síntesis y relación de conceptos en el marco de las propiedades periódicas. Se busca que el alumno integre la comprensión de la electronegatividad no como un valor aislado, sino como la fuerza impulsora que determina el comportamiento macroscópico de los elementos (metales frente a no metales) y su posterior capacidad de enlace.

Recordemos los conceptos clave:

- Electronegatividad (χ): Tendencia o capacidad de un átomo en una molécula para atraer hacia sí los electrones de enlace.

© McGraw Hill

- Carácter metálico: Tendencia de un elemento a perder electrones y formar cationes (baja energía de ionización).

- Carácter no metálico: Tendencia de un elemento a ganar electrones y formar aniones (alta afinidad electrónica).

Observando la tabla periódica podemos observar:

- Metales y baja electronegatividad: Los metales se sitúan a la izquierda y abajo en la Tabla Periódica. Tienen radios atómicos grandes y bajas energías de ionización. Su núcleo ejerce poca atracción sobre los electrones periféricos. Por consiguiente, su electronegatividad es baja, lo que facilita que cedan electrones (carácter metálico).

- No metales y alta electronegatividad: Los no metales se sitúan a la derecha y arriba (excluyendo gases nobles en este contexto de enlace). Tienen radios pequeños y alta carga nuclear efectiva. Atraen con mucha fuerza tanto sus propios electrones como los de átomos vecinos. Por tanto, poseen una alta electronegatividad, lo que define su tendencia a captar electrones (carácter no metálico).

El resultado del análisis permite concluir que la tabla periódica está dividida por una línea diagonal (la "escalera" de semimetales) que separa dos mundos energéticos:

- El mundo de la baja electronegatividad: Donde los elementos "regalan" electrones (Metales).
- El mundo de la alta electronegatividad: Donde los elementos "secuestran" electrones (No metales).

24. Apoyándote en los conceptos de energía de ionización y/o afinidad electrónica, justifica la tendencia de:

***a)* Formar cationes del Ru.**

***b)* No formar iones del Kr.**

***c)* Formar aniones del Br.**

***d)* Comportamiento del Ge.**

Esta actividad tiene como objetivo que el estudiante consolide la capacidad de predicción del comportamiento químico de los elementos a partir de sus propiedades periódicas. Se busca que el alumno relacione la estabilidad electrónica (configuración de gas noble o subniveles llenos/semillenos) con los intercambios energéticos implicados en la formación de iones.

Para justificar las tendencias, debemos observar la posición de cada elemento y su configuración electrónica de valencia:

© McGraw Hill

Elemento	Símbolo	*Z*	Ubicación	Capa de valencia
Rutenio	Ru	44	Grupo 8, Periodo 5	$[Kr]5s^1 4d^7$
Kriptón	Kr	36	Grupo 18, Periodo 4	$[Ar]4s^2 3d^{10} 4p^6$
Bromo	Br	35	Grupo 17, Periodo 4	$[Ar]4s^2 3d^{10} 4p^5$
Germanio	Ge	32	Grupo 14, Periodo 4	$[Ar]4s^2 3d^{10} 4p^2$

La estabilidad química de un átomo depende de su tendencia a alcanzar configuraciones electrónicas de menor energía, generalmente similares a las de un gas noble (regla del octeto).

- Energía de ionización (*EI*): Si es baja (típico de metales), el átomo cede electrones fácilmente para formar cationes.

- Afinidad electrónica (*AE*): Si es muy negativa/exotérmica (típico de no metales), el átomo libera mucha energía al captar electrones para formar aniones.

- Configuración de capa cerrada: Los sistemas con subniveles llenos son inertes.

a) Formar cationes del Ru

- Justificación: El rutenio es un metal de transición. Posee una energía de ionización relativamente baja en comparación con los no metales de su periodo. Al tener electrones en los orbitales 5s y 4d, el núcleo no los retiene con excesiva fuerza, permitiendo que el átomo pierda electrones para alcanzar estados de oxidación positivos (como Ru^{2+} o Ru^{3+}). La formación de cationes es el proceso energéticamente más favorable para los metales al interactuar químicamente.

b) No formar iones del Kr

- Justificación: El kriptón presenta una configuración de capa cerrada ($4s^2 4p^6$).

  - Su *EI* es sumamente alta: requiere una cantidad de energía ingente arrancar un electrón de un nivel completo y muy estable.

  - Su AE es positiva (endotérmica): no tiene tendencia a ganar electrones, ya que el electrón adicional debería ocupar el nivel 5s, mucho más alejado y apantallado.

  - Por tanto, la inercia química le impide formar iones en condiciones estándar.

c) Formar aniones del Br

- Justificación: El bromo es un halógeno con una configuración de valencia $4s^2 4p^5$.

© McGraw Hill

- Posee una afinidad electrónica muy negativa: desprende mucha energía al captar un electrón, ya que esto le permite completar su octeto ($4p^6$) y alcanzar la configuración estable del Kr.

- Al estar muy a la derecha en el periodo, su Z_{ef} es alta, atrayendo con gran fuerza el electrón adicional hacia su capa de valencia. Esto justifica su tendencia casi exclusiva a formar el anión bromuro (Br^-).

d) Comportamiento del Ge

- Justificación: El germanio se encuentra en el grupo 14, en la frontera entre metales y no metales (semimetal).

- Su *EI* y *AE* tienen valores intermedios. No tiene una tendencia marcada a perder 4 electrones (requeriría demasiada energía acumulada: $EI_1 + EI_2 + EI_3 + EI_4$) ni a ganar 4 electrones (la repulsión interelectrónica sería muy alta).

- Consecuencia: En lugar de formar iones monoatómicos estables, el Ge tiende a compartir electrones mediante enlaces covalentes, comportándose como un semiconductor.

25. Realiza un esquema conjunto de la variación de todas las propiedades periódicas.

La elaboración de un esquema conjunto de las propiedades periódicas permite al estudiante desarrollar la competencia de síntesis y visión sistémica de la química. El objetivo es que el alumno no perciba el radio atómico, la energía de ionización o la electronegatividad como conceptos aislados, sino como manifestaciones de una misma causa subyacente: la estructura electrónica y la fuerza electrostática núcleo-electrón.

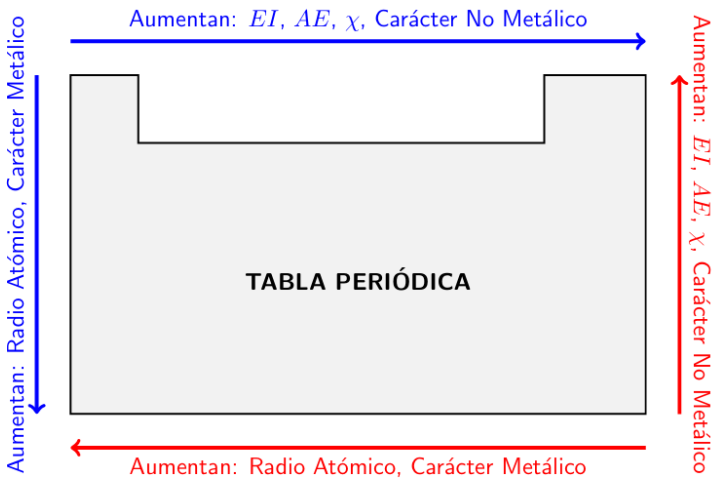
Podemos partir de una tabla-resumen, sobre la que construir el esquema:

Propiedad Periódica	Tendencia en Grupo (descender)	Tendencia en Periodo (derecha)
Radio Atómico	Aumenta	Disminuye
Radio Iónico	Aumenta	Variable (según carga)
Energía de Ionización	Disminuye	Aumenta
Afinidad Electrónica	Disminuye (en valor absoluto)	Aumenta (en valor absoluto)
Electronegatividad	Disminuye	Aumenta

© McGraw Hill

Carácter Metálico	Aumenta	Disminuye

Y el esquema obtenido sería:



26. Clasificad en orden creciente para todas sus propiedades periódicas los elementos identificados para cada grupo en la actividad 13.

La resolución de esta actividad tiene como objetivo que el estudiante desarrolle la competencia de análisis comparativo y sistémico de la Tabla Periódica. Se busca que el alumno integre el conocimiento sobre la estructura atómica para predecir el comportamiento físico-químico de elementos pertenecientes a diferentes bloques (s, p, d).

Para establecer un orden creciente, primero debemos ubicar los elementos en la Tabla Periódica y anotar sus parámetros fundamentales:

Elemento	Símbolo	Z	Grupo	Periodo	Bloque
Hidrógeno	H	1	1	1	s
Helio	He	2	18	1	s
Carbono	C	6	14	2	p
Nitrógeno	N	7	15	2	p
Oxígeno	O	8	16	2	p
Magnesio	Mg	12	2	3	s

© McGraw Hill

Silicio	Si	14	14	3	p
Hierro	Fe	26	8	4	d
Níquel	Ni	28	10	4	d

Se deben aplicar dos criterios vectoriales fundamentados en la Ley de Coulomb y el Efecto Pantalla:

- En un grupo: Al descender, aumenta el número de capas electrónicas (n). Esto aumenta el radio y disminuye la atracción del núcleo sobre los electrones externos.

- En un periodo: Al avanzar a la derecha, aumenta Z_{ef} (más protones para un mismo nivel de apantallamiento). Esto contrae el átomo y aumenta la fuerza necesaria para arrancar electrones o la capacidad de atraerlos.

El orden para cada propiedad periódica es:

- Radio atómico. El tamaño aumenta hacia la izquierda y hacia abajo.

Los elementos del periodo 4 (metales de transición) y periodo 3 son mayores que los de los periodos 1 y 2. Por tanto, el He es el más pequeño (máxima Z_{ef} en el nivel 1). El Mg y los metales de transición (Fe, Ni) tienen más capas ocupadas.

$$He < H < O < N < C < Si < Ni < Fe < Mg$$

- Energía de ionización (*EI*) y Electronegatividad (x). Ambas crecen hacia la derecha y hacia arriba. (Nota: El He tiene la mayor *EI* pero su x es nula; para el resto, la tendencia es análoga).

Los metales (Mg, Fe, Ni) ceden electrones fácilmente (baja *EI*). Los no metales pequeños (O, N) los retienen con fuerza.

$$Mg < Fe < Ni < Si < H < C < N < O < He$$

- Afinidad electrónica (*AE*). Aumenta (en valor absoluto) hacia la derecha y hacia arriba, exceptuando los gases nobles. Por eso, el He tiene *AE* positiva (inestable), mientras que el O es el que más energía libera al captar electrones.

$$He < Mg < Fe < Ni < H < Si < C < N < O$$

- Carácter metálico. Aumenta hacia la izquierda y hacia abajo. Es la inversa de la electronegatividad. Los elementos que más fácilmente pierden electrones son los metales de periodos altos.

Mc Graw Hill © McGraw Hill

He < O < N < C < H < Si < Ni < Fe < Mg

© McGraw Hill

Actividades “En el laboratorio”

La presente práctica de laboratorio tiene como objetivo fundamental que el alumno comprenda la naturaleza discontinua de la energía en los átomos. A través de la observación directa, se trabajan las siguientes competencias:

- Interpretación de fenómenos macroscópicos (color de la llama) mediante modelos microscópicos (transiciones electrónicas).
- Relación entre magnitudes físicas: vinculación de la longitud de onda (λ) con la frecuencia ($\vee$) y la energía (E) de los fotones emitidos.
- Rigor en el método científico: importancia de la descontaminación de muestras y la observación sistemática.

Para la resolución de las actividades propuestas, se recomienda la técnica 1-2-4:

- Individual (1): Cada alumno responde a las cuestiones basándose en sus notas de laboratorio.
- Parejas (2): Contrastan las respuestas, especialmente los valores de longitud de onda estimados.
- Grupo base (4): Consensuan una explicación teórica común basada en los modelos atómicos para presentar al docente.

Resolución de actividades

1. Describe los colores que has observado para cada elemento. ¿Hay alguno que te haya sorprendido?

Los resultados esperados en el laboratorio para los cationes metálicos son:

- Sodio (Na^+): Amarillo intenso y persistente.
- Potasio (K^+): Violeta/Lila pálido (a menudo requiere mirar a través de un vidrio de cobalto para filtrar el sodio residual).
- Calcio (Ca^{2+}): Rojo anaranjado (rojo ladrillo).
- Estroncio (Sr^{2+}): Rojo intenso (carmín).
- Bario (Ba^{2+}): Verde amarillento (manzana).
- Cobre (Cu^{2+}): Azul-verde.

© McGraw Hill

2. ¿Por qué es tan importante limpiar el portamuestras o la varilla antes de cada ensayo? ¿Qué ocurriría si no se limpiara adecuadamente?

Es crítico limpiar la varilla con HCl y calor hasta que la llama sea incolora para evitar la contaminación cruzada. El sodio, en particular, es un contaminante ubicuo y su emisión amarilla es tan intensa que enmascara los colores de otros elementos con energías de emisión más débiles.

3. ¿Qué elemento produce una llama de color amarillo intenso?

El elemento es el sodio (Na). Su emisión se debe al "doblete del sodio" en la región de los 589 nm, una transición muy probable y eficiente desde el punto de vista energético.

4. ¿Por qué cada sal emite un color distinto al calentarse?

Cada sal emite un color distinto porque cada elemento posee una estructura electrónica única. Los niveles de energía están cuantizados y la diferencia de energía (ΔE) entre el estado excitado y el estado fundamental es específica de cada átomo. Al ser $E = h \cdot \nu$, una energía específica implica una frecuencia y, por tanto, una longitud de onda (color) específica.

5. ¿Qué modelo o modelos atómicos justifican esta emisión de colores?

- Modelo de Bohr: Introdujo la cuantización de las órbitas y la idea de que los electrones emiten energía al saltar de una órbita superior a una inferior.
- Modelo mecano-cuántico: Refina esto mediante el concepto de orbitales y niveles/subniveles de energía, explicando por qué existen múltiples líneas en un espectro.

6. ¿Cómo se relacionan los colores observados con los niveles energéticos de los electrones?

El proceso sigue este protocolo:

1. Excitación: El calor de la llama aporta energía, promoviendo un electrón de un nivel de energía inferior (n_i) a uno superior (n_f).
2. Relajación: El electrón, al ser inestable en niveles altos, regresa a un nivel inferior.
3. Emisión: La diferencia de energía se libera en forma de fotón:

$$\Delta E = E_f - E_i = h \cdot \nu = h \cdot \frac{c}{\lambda}$$

© McGraw Hill

Donde *h* es la constante de Planck ($6{,}63 \cdot 10^{-34}$ J · s) y c la velocidad de la luz ($3 \cdot 10^{8}$ m · s^{-1}).

7. ¿Se puede usar esta técnica para identificar elementos desconocidos? ¿Por qué?

Sí, se puede utilizar. El espectro de emisión es la "huella dactilar" de un elemento. Comparando el color observado (o mejor, las líneas espectrales medidas con un espectroscopio) con patrones conocidos, se puede identificar el metal presente.

8. ¿Podría utilizarse este método para identificar un elemento en una mezcla de varias sales? Justifica tu respuesta.

Es difícil mediante observación visual directa debido a la superposición de colores (mezcla sustractiva/aditiva en el ojo humano) y al predominio de ciertos elementos como el sodio. Sin embargo, si se utiliza un espectroscopio de prisma, se pueden separar las líneas individuales de cada elemento de la mezcla y así identificarlos todos de forma inequívoca.

9. Investiga un uso práctico del ensayo a la llama en la vida cotidiana o en la industria.

- Pirotecnia: El uso más común. Los colores de los fuegos artificiales se logran añadiendo sales metálicas (estroncio para el rojo, bario para el verde, etc.).
- Industria química: Control de calidad para detectar trazas de metales.
- Astronomía: Para determinar la composición química de estrellas distantes analizando la luz que nos llega (espectroscopía estelar).

© McGraw Hill

Actividades “Práctica Virtual”.

Esta actividad tiene como objetivo que el alumnado comprenda la estructura interna de la materia y las reglas que rigen la arquitectura electrónica de los átomos. El éxito de esta secuencia pedagógica radica en que el alumno rompa la idea intuitiva de que los niveles se completan estrictamente por orden de capa (n = 1, 2, 3...), introduciendo el rigor del modelo mecanocuántico.

1. Describe cómo se llenan los orbitales atómicos en orden de energía creciente. ¿Qué regla de la configuración electrónica explica este orden?

Los orbitales se llenan siguiendo el principio de Aufbau (o de construcción). El orden específico viene determinado por la regla de Madelung o del diagrama de Moeller, que establece que se llenan primero aquellos orbitales donde la suma de los números cuánticos principal (n) y secundario (l) es menor. En caso de igualdad, se llena primero el de menor n.

2. Cuando se llenan orbitales degenerados (como los 2p), ¿cómo se distribuyen los electrones inicialmente antes de empezar a aparearse? ¿Qué principio se aplica en este caso?

Cuando los electrones ocupan orbitales con la misma energía (degenerados), como los tres orbitales 2p, se aplica la regla de máxima multiplicidad de Hund.

- Procedimiento: Los electrones se distribuyen de forma que ocupen el mayor número posible de orbitales, manteniendo sus espines paralelos (desapareados), antes de comenzar a completarlos con un segundo electrón de espín opuesto.
- Justificación: Esta configuración minimiza la repulsión electrostática entre electrones, otorgando mayor estabilidad al átomo en su estado fundamental.

Mc Graw Hill © McGraw Hill

Actividades finales

Primeros modelos atómicos

Esta serie de actividades está diseñada para que el alumnado de 1º de Bachillerato comprenda la evolución histórica de los modelos atómicos, transitando desde una concepción macroscópica y filosófica hacia una descripción microscópica basada en evidencias experimentales.

El docente debe hacer hincapié en que cada modelo surgió para explicar una anomalía del anterior. Es fundamental que los estudiantes no vean los modelos antiguos como "errores", sino como aproximaciones que fueron útiles hasta que la tecnología permitió experimentos más precisos (como el tubo de vacío o la radiactividad). Se recomienda finalizar con el cálculo de la relación de tamaños núcleo/átomo (1:100 000) para visualizar el concepto de "átomo hueco".

1. Según los primeros alquimistas, ¿cuáles eran los elementos constituyentes de la materia?

En las etapas previas a la química moderna, se consideraba que la materia estaba constituida por cuatro elementos fundamentales: tierra, aire, agua y fuego. Los alquimistas añadieron conceptos como el azufre (principio de combustibilidad), el mercurio (principio de fluidez y carácter metálico) y la sal (principio de solidez y resistencia al fuego).

2. ¿Cuál fue la principal aportación de Dalton al mundo de la ciencia? Enumera los postulados de su modelo atómico.

La principal aportación de John Dalton fue la atomización de la química, proporcionando una base científica a la hipótesis atómica mediante leyes ponderales.

Postulados:

1. La materia está formada por partículas indivisibles llamadas átomos.
2. Los átomos de un mismo elemento son iguales en masa y propiedades.
3. Los átomos de diferentes elementos tienen masas y propiedades distintas.
4. Los compuestos se forman por la unión de átomos de distintos elementos en proporciones fijas de números enteros sencillos.
5. En las reacciones químicas, los átomos se intercambian, pero ninguno se crea ni se destruye.

3. Según el modelo atómico de Dalton, ¿cómo eran los átomos de diferentes elementos químicos? ¿En qué se diferenciaban?

© McGraw Hill

Según Dalton, la diferencia fundamental entre los átomos de distintos elementos era su masa atómica y sus propiedades químicas intrínsecas. El átomo se concebía como una esfera maciza e indivisible; por tanto, la identidad del elemento venía determinada exclusivamente por su peso relativo.

4. Indica de manera justificada y de acuerdo al modelo de Dalton si las siguientes frases son verdaderas o falsas:

***a)* Los compuestos se forman por combinación de átomos enteros.**

***b)* En el modelo de Dalton se distinguen protones y neutrones en el núcleo.**

a) Verdadero: Es el cuarto postulado de su modelo. Los compuestos como el agua (H_2O) se forman por la unión de átomos enteros, no fracciones de ellos.

b) Falso: El modelo de Dalton considera al átomo como una partícula indivisible y sin estructura interna. El núcleo, los protones y los neutrones no se descubrirían hasta un siglo después.

5. ¿Podía Dalton diferenciar entre isótopos de un mismo elemento químico?

No. Dalton no podía diferenciarlos porque uno de sus postulados fundamentales afirmaba que todos los átomos de un mismo elemento son idénticos en masa. El concepto de isótopo (mismo elemento, distinta masa) contradice directamente la base de su teoría.

6. Con ayuda de internet, cita un experimento o evidencia que apoye el modelo de Dalton.

La ley de las proporciones múltiples, enunciada por él mismo, es la mayor evidencia. Por ejemplo, el carbono y el oxígeno pueden formar CO y CO_2. La relación de masas de oxígeno que se combinan con una cantidad fija de carbono son números enteros sencillos (1:2), lo cual solo es posible si la materia es discreta (átomos).

7. ¿Por qué el experimento de Thomson demostró que el modelo atómico de Dalton no era correcto? Explica con tus palabras el experimento de Thomson y las conclusiones alcanzadas.

Joseph John Thomson utilizó tubos de rayos catódicos. Al aplicar campos eléctricos y magnéticos, observó que los rayos (partículas) se desviaban hacia el polo positivo.

- Conclusión: los rayos estaban formados por partículas con carga negativa y masa miles de veces menor que el átomo de hidrógeno. Esto demostró que el átomo era divisible, invalidando el modelo de Dalton. A estas partículas las llamó electrones.

Mc Graw Hill © McGraw Hill

8. ¿Cómo se distribuía la carga en el modelo de Thomson? Describe brevemente cómo es la estructura de un átomo según este modelo.

La carga positiva se distribuía de forma uniforme y difusa por todo el volumen del átomo. Los electrones (carga negativa) estaban incrustados en esta masa positiva como las pasas en un bizcocho, garantizando la neutralidad eléctrica total.

9. Explica por qué algunas de las partículas α (He^{2+}) con las que se bombardeaba la lámina de oro en el experimento de Rutherford llegaban a rebotar, otras se desviaban y la mayoría seguían su trayectoria inalterada.

La interpretación de las trayectorias de las partículas α (He^{2+}) fue:

- Trayectoria inalterada: La mayoría atraviesan la lámina porque el átomo es mayoritariamente espacio vacío.
- Desviación: Algunas pasan cerca de un centro densamente cargado positivamente y sufren repulsión electrostática.
- Rebote: Unas pocas chocan casi frontalmente con un núcleo muy pequeño, denso y positivo que concentra casi toda la masa.

10. Resume las principales características del modelo atómico de Rutherford.

a. Núcleo: zona central muy pequeña donde reside la carga positiva y la masa.
b. Corteza: zona donde los electrones giran alrededor del núcleo en órbitas circulares.
c. Neutralidad: el número de electrones es igual a la carga positiva del núcleo.

11. ¿Qué diferencia hay entre un átomo macizo y un átomo hueco?

Un átomo macizo (Dalton/Thomson) implica que la masa y la carga ocupan todo el volumen disponible. Un átomo hueco (Rutherford) implica que el volumen atómico está definido por la órbita de los electrones, pero la materia real está concentrada en un punto central minúsculo, siendo el resto vacío.

12. ¿Qué diferencias hay en masa y carga eléctrica entre las partículas subatómicas? Construye una tabla comparativa.

Partícula	Símbolo	Localización	Carga Eléctrica (C)	Masa (kg)
Protón	p^+	Núcleo	$+1,60 \cdot 10^{-19}\,C$	$1,67 \cdot 10^{-27}\,kg$
Neutrón	n^0	Núcleo	0 C	$1,67 \cdot 10^{-27}\,kg$
Electrón	e^-	Corteza	$-1,60 \cdot 10^{-19}\,C$	$9,11 \cdot 10^{-31}\,kg$

© McGraw Hill

13. Indica por qué el modelo atómico de Rutherford es incapaz de explicar los espectros atómicos.

El modelo de Rutherford es un modelo de física clásica. Según este, un electrón podría girar a cualquier distancia del núcleo y, por tanto, emitir o absorber energía de forma continua. Sin embargo, los experimentos mostraban espectros de rayas (discretos), lo que indicaba que solo ciertas energías estaban permitidas, algo que Rutherford no podía explicar.

14. ¿Qué problema fundamental tenía el modelo de Rutherford respecto a la estabilidad del átomo?

Según el electromagnetismo clásico, toda carga acelerada (como un electrón en movimiento circular) debe emitir energía radiante continuamente. Al perder energía, el electrón debería describir una órbita espiral hasta colapsar contra el núcleo, lo que haría que la materia fuera inestable y desapareciera en una fracción de segundo.

15. Según la mecánica clásica, ¿qué debería ocurrir con los electrones que giraban alrededor del núcleo en el modelo atómico de Rutherford? ¿Cómo solucionaba este problema?

La mecánica clásica predecía el colapso del electrón. Rutherford no pudo solucionar este problema. Fue Niels Bohr quien, años después, postuló que los electrones solo pueden girar en órbitas estacionarias específicas sin emitir radiación, introduciendo la cuantización de la energía para salvar la estabilidad del átomo.

Modelo atómico de Bohr

Los alumnos deberán comprender la transición histórica de la física clásica a la cuántica, interpretar la cuantización de magnitudes físicas y aplicar modelos matemáticos para describir la estructura interna de la materia.

16. ¿Qué parte de la física que nunca se había empleado para explicar la estructura atómica introdujo Bohr para elaborar su modelo atómico? ¿Qué concepto usó?

Bohr introdujo la física cuántica (o mecánica cuántica incipiente) para explicar la estabilidad atómica, algo que la física clásica no podía lograr. El concepto fundamental que utilizó fue la cuantización, aplicado específicamente al momento angular del electrón en su órbita.

17. Explica con tus palabras qué es la cuantización de la energía.

© McGraw Hill

La cuantización implica que una magnitud física no puede tomar cualquier valor arbitrario, sino solo ciertos valores discretos o "paquetes" definidos. Es análogo a una escalera: se puede estar en el primer escalón o en el segundo, pero es físicamente imposible permanecer "entre" dos escalones. En el átomo, esto significa que el electrón solo puede poseer niveles de energía específicos.

18. Enuncia los postulados en los que se basa el modelo atómico de Bohr.

- Primer postulado: Los electrones describen órbitas circulares en torno al núcleo sin irradiar energía (órbitas estacionarias).

- Segundo postulado: Solo son permitidas aquellas órbitas en las que el momento angular del electrón es un múltiplo entero de $h/2\pi$ ($L = n \cdot \hbar$).

- Tercer postulado: El electrón solo emite o absorbe energía cuando salta de una órbita a otra. La energía del fotón emitido o absorbido es igual a la diferencia de energía entre los niveles: $\Delta E = E_f - E_i = h \cdot \nu$.

19. Describe brevemente cómo es la estructura de un átomo según el modelo de Bohr.

El átomo consta de un núcleo central pequeño y positivo. Los electrones giran a su alrededor en niveles energéticos definidos (capas). A diferencia del modelo de Rutherford, el electrón no puede estar a cualquier distancia, sino en órbitas con radios fijos. Cuanto más alejada está la órbita del núcleo, mayor es la energía del electrón.

20. Completa sabiendo que son átomos neutros:

En átomos neutros, el número de protones (p^+) es igual al número de electrones (e^-). Se cumple que $Z = p^+$ y $A = Z + n^0$.

Átomo	*Z*	*A*	p^+	n^0	e^-
$^{51}_{23}V$	23	51	23	28	23
$^{41}_{18}Ar$	18	41	18	23	18
$^{103}_{45}Rh$	45	103	45	58	45
$^{48}_{18}Ar$	18	48	18	30	18
$^{53}_{23}V$	23	53	23	30	23
$^{57}_{45}Rh$	45	57	45	12	45

Mc Graw Hill © McGraw Hill

$^{1}_{1}H$	1	1	1	0	1
$^{2}_{1}H$	1	2	1	1	1
$^{3}_{1}H$	1	3	1	2	1

21. ¿Qué son los isótopos? Identifícalos en la tabla del ejercicio anterior si están presentes.

Los isótopos son átomos de un mismo elemento (igual *Z*) que poseen distinto número de neutrones (distinto *A*).

En la tabla anterior se pueden observar:

-Vanadio: $^{51}_{23}V$ y $^{53}_{23}V$.

-Argón: $^{41}_{18}Ar$ y $^{48}_{18}Ar$.

- Rodio: $^{103}_{45}Rh$ y $^{57}_{45}Rh$.

- Hidrógeno: $^{1}_{1}H$, $^{2}_{1}H$ y $^{3}_{1}H$.

22. ¿Qué son las órbitas estacionarias enunciadas en el modelo atómico de Bohr? ¿Por qué son capaces de explicar los espectros atómicos?

Las órbitas estacionarias son estados en los que el electrón no emite energía electromagnética a pesar de estar acelerado. Explican los espectros atómicos porque los intercambios de energía ocurren mediante saltos electrónicos discretos. Cada salto produce una línea en el espectro con una frecuencia (ν) específica, resultando en un "código de barras" único para cada elemento.

23. ¿Ofrece Bohr alguna explicación al hecho de que los electrones no colapsen con el núcleo atómico?

Sí, Bohr ofrece una explicación basada en su segundo postulado: el electrón tiene un estado de energía mínima (nivel fundamental, n = 1) del cual no puede descender más. Al estar cuantizado el momento angular, el radio no puede ser cero, evitando que el electrón "caiga" al núcleo.

24. Calcula la diferencia de distancia al núcleo (expresado en función de r_0) en un átomo de hidrógeno que existe entre los niveles energéticos 1 y 2. Repite la operación para los niveles energéticos 2 y 3.

A. Análisis y datos

Mc Graw Hill © McGraw Hill

- Expresión del radio de Bohr: $r_n = n^2 \cdot r_0$
- Niveles a comparar: n = 1, 2, 3.
- Incógnita: Δr_{2-1} y Δr_{3-2}

B. Fundamento teórico y estrategia

Utilizamos la relación del radio proporcional al cuadrado del número cuántico principal *n*.

C. Desarrollo matemático

- Para $n = 1 \rightarrow r_1 = 1^2 \cdot r_0 = r_0$
- Para $n = 2 \rightarrow r_2 = 2^2 \cdot r_0 = 4 \cdot r_0$
- Para $n = 3 \rightarrow r_3 = 3^2 \cdot r_0 = 4 \cdot r_0$

Diferencia 1 y 2:

$$\Delta r_{2-1} = r_2 - r_1 = 4 \cdot r_0 - r_0 = 3 \cdot r_0$$

Diferencia 2 y 3:

$$\Delta r_{3-2} = r_3 - r_2 = 9 \cdot r_0 - 4 \cdot r_0 = 5 \cdot r_0$$

25. Según las ecuaciones del átomo de Bohr, justifica:

***a)* ¿Es posible $r = 5 \cdot r_0$?**

No. Según la fórmula $r_n = n^2 \cdot r_0$, para que el radio fuera $5 \cdot r_0$, n^2 debería valer 5, lo que implica $n = \sqrt{5} \approx 2,23$. Como *n* debe ser un número entero, este radio no es posible.

***b)* ¿Puede valer una energía $-\frac{E_0}{16}$?**

Sí. La energía de los niveles está cuantizada según $E_n = -\frac{E_0}{n^2}$. Si $E = -\frac{E_0}{16}$, entonces $n^2 = 16$, lo que da un valor entero $n = 4$. Es la energía correspondiente al cuarto nivel energético.

26. ¿Cuáles son las limitaciones del modelo atómico de Bohr?

- No explica los espectros de átomos polielectrónicos (solo funciona bien para el Hidrógeno o hidrogenoides).

- No justifica por qué existen órbitas estacionarias (se postulan, pero no se demuestran).

No explica la estructura fina de los espectros (desdoblamiento de líneas detectado por Sommerfeld).

© McGraw Hill

- Infringe el principio de incertidumbre de Heisenberg (posterior), al definir trayectorias exactas para el electrón.

Espectros atómicos

El alumnado debe ser capaz de relacionar los saltos electrónicos con la naturaleza discontinua de la materia y la energía. Se trabaja la interpretación de fenómenos ópticos bajo el prisma del modelo de Bohr y la capacidad de cálculo energético asociado a transiciones cuánticas.

27. ¿Qué es el espectro electromagnético? ¿Qué aspecto presenta?

Es la distribución energética del conjunto de las ondas electromagnéticas. Comprende desde las radiaciones de menor longitud de onda (rayos gamma) hasta las de mayor longitud de onda (ondas de radio). Su aspecto es una sucesión continua de radiaciones, de las cuales solo una pequeña parte (el espectro visible) es perceptible por el ojo humano.

28. Compara el aspecto que presentan un espectro de emisión, un espectro de absorción y el espectro de la luz blanca:

***a)* ¿Cuáles son continuos y cuáles discontinuos?**

El espectro de la luz blanca es continuo (un arcoíris sin interrupciones). Los espectros de emisión y absorción de los elementos son discontinuos (líneas sobre fondo negro o líneas negras sobre fondo coloreado).

***b)* Desde el punto de vista energético, ¿por qué tienen ese aspecto?**

En la luz blanca se emiten todas las frecuencias posibles del visible. En los espectros atómicos, la energía está cuantizada, por lo que solo se emiten o absorben fotones cuyas energías corresponden exactamente a la diferencia entre los niveles energéticos permitidos del átomo.

29. Explica con tus palabras qué está ocurriendo en un átomo del que se obtiene:

***a)* Un espectro de emisión.**

Ocurre cuando un electrón excitado en un nivel superior decae a un nivel de menor energía, liberando la diferencia en forma de fotón.

***b)* Un espectro de absorción.**

Ocurre cuando un átomo es iluminado con luz blanca y sus electrones captan fotones con la energía exacta para promocionar a niveles superiores, restando esas frecuencias del haz de luz original.

Mc Graw Hill © McGraw Hill

30. ¿Qué ocurre si superponemos los espectros de absorción y emisión de un mismo elemento químico? Justifica tu respuesta.

Si se superponen, obtendríamos un espectro continuo. Esto se debe a que las líneas negras del espectro de absorción (frecuencias absorbidas) coinciden exactamente con las líneas coloreadas del espectro de emisión (frecuencias emitidas), ya que los niveles de energía del elemento son los mismos en ambos procesos.

31. ¿Por qué cada elemento químico posee un espectro único? ¿Esto tiene utilidad en un laboratorio químico?

Cada elemento tiene una configuración electrónica única y, por tanto, una estructura de niveles energéticos singular. Esto hace que sus saltos electrónicos generen un espectro exclusivo. En el laboratorio, esto permite identificar la composición de sustancias mediante la espectroscopía, incluso en muestras astronómicas.

32. Explica el hecho de que en un espectro de emisión del hidrógeno se vean varias líneas espectrales cuando este átomo solo tiene un electrón.

Aunque tenga un solo electrón, existen infinitos niveles energéticos permitidos (n = 1, 2, 3,...). En una muestra gaseosa hay millones de átomos; algunos electrones saltarán del nivel 2 al 1, otros del 3 al 2, del 4 al 1, etc. Cada tipo de salto genera una línea espectral distinta, dando lugar a las series de Lyman, Balmer o Paschen.

33. Usando las ecuaciones del átomo de Bohr, determina, expresada en E_0, la energía que:

***a)* Emite un electrón al pasar del nivel $n = 3$ a $n = 1$.**

- Datos: $n_i = 3$, $n_f = 1$

- Fórmula:

$$\Delta E = E_f - E_i = -\frac{E_0}{n_f^2} - \left(-\frac{E_0}{n_i^2}\right) = E_0\left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2}\right)$$

- Resolución:

$$\Delta E = E_0\left(\frac{1}{3^2} - \frac{1}{1^2}\right) = E_0\left(\frac{1}{9} - 1\right)$$

$$\Delta E = -\frac{8}{9}E_0$$

El signo negativo indica energía emitida.

© McGraw Hill

***b)* Absorbe un electrón al pasar del nivel *n* = 1 a *n* = 3.**

- Datos: $n_i = 1$, $n_f = 3$

- Resolución:

$$\Delta E = E_0\left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{3^2}\right) = E_0\left(1 - \frac{1}{9}\right)$$

$$\Delta E = \frac{8}{9}E_0$$

El signo positivo indica energía absorbida.

***c)* ¿Qué relación hay entre los valores obtenidos?**

Los valores son idénticos en módulo pero opuestos en signo, cumpliendo el principio de conservación de la energía.

34. Una línea espectral del Ru se encuentra a una frecuencia de $2{,}11 \cdot 10^{14}\ s^{-1}$. Calcula la energía que posee.

a) Datos: $\nu = 2{,}11 \cdot 10^{14}\ s^{-1}$; $h = 6{,}63 \cdot 10^{-34}\ J \cdot s$; *E* = ?

b) Fórmula: $E = h \cdot \nu$

c) Resolución:

$$E = 6{,}63 \cdot 10^{-34}\ J \cdot s \cdot 2{,}11 \cdot 10^{14}\ s^{-1}$$

$$E = 1{,}39893 \cdot 10^{-19}\ J$$

d) Respuesta: La energía del fotón es $1{,}4 \cdot 10^{-19}$ J.

Es un valor típico para radiación en el rango del infrarrojo cercano.

35. Una línea espectral del Cr posee una energía de $4{,}31 \cdot 10^{-21}$ J. Calcula su frecuencia.

a) Datos: $E = 4{,}31 \cdot 10^{-21}\ J$; $h = 6{,}63 \cdot 10^{-34}\ J \cdot s$; $\nu = ?$

b) Fórmula: $\nu = \frac{E}{h}$

c) Resolución:

$$\nu = \frac{4{,}31 \cdot 10^{-21}\ J}{6{,}63 \cdot 10^{-34}\ J \cdot s}$$

Mc Graw Hill © McGraw Hill

$$\nu = 6,5007 \cdot 10^{12}\ s^{-1}$$

d) Respuesta: La frecuencia es 6,5 $\cdot 10^{12}$ Hz.

36. Deduce, apoyándote en el diagrama de energía, el número de líneas espectrales y su energía, en función de E_0, que aparecerán en una muestra de átomos de hidrógeno si excitamos su electrón al nivel $n = 4$.

Para un electrón en $n = 4$, las transiciones posibles (emisión) son:

- $4 \rightarrow 1 : \Delta E = E_0\left(\frac{1}{16} - 1\right) = -\frac{15}{16}E_0$
- $4 \rightarrow 2 : \Delta E = E_0\left(\frac{1}{16} - \frac{1}{4}\right) = -\frac{3}{16}E_0$
- $4 \rightarrow 3 : \Delta E = E_0\left(\frac{1}{16} - \frac{1}{9}\right) = -\frac{7}{144}E_0$
- $3 \rightarrow 1 : \Delta E = E_0\left(\frac{1}{9} - 1\right) = -\frac{8}{9}E_0$
- $3 \rightarrow 2 : \Delta E = E_0\left(\frac{1}{9} - \frac{1}{4}\right) = -\frac{5}{36}E_0$
- $2 \rightarrow 1 : \Delta E = E_0\left(\frac{1}{4} - 1\right) = -\frac{3}{4}E_0$

Total: 6 líneas espectrales.

37. ¿De qué nivel procede un electrón que absorbe un fotón de energía $\frac{16E_0}{225}$ si finaliza en el nivel $n = 5$?

Al ser una energía positiva, sabemos que es un proceso de absorción de energía, por lo que debe proceder de un nivel inferior.

a) Datos: $\Delta E = \frac{16}{225}E_0$ (energía absorbida) $n_f = 5$, $n_i = ?$

b) Fórmula: $\Delta E = E_0\left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2}\right)$

c) Resolución:

$$\frac{16}{225}E_0 = E_0\left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{5^2}\right)$$

© McGraw Hill

$$\frac{16}{225} = \frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{25}$$

$$\frac{25}{225} = \frac{1}{n_i^2}$$

$$n_i^2 = 9$$

$$n_i = \sqrt{9} = 3$$

Modelo atómico cuántico

El alumnado debe comprender el cambio de paradigma de las órbitas deterministas de Bohr a las densidades de probabilidad (orbitales) del modelo mecano-cuántico. Se trabaja la comprensión de los números cuánticos como coordenadas energéticas y espaciales del electrón, así como la capacidad de aplicar restricciones matemáticas a sistemas físicos.

Es crucial que los estudiantes perciban que la configuración electrónica no es caprichosa, sino que obedece a restricciones matemáticas que garantizan la estabilidad energética del átomo. La capacidad de identificar combinaciones prohibidas evita errores conceptuales en el llenado de orbitales y en el estudio de la tabla periódica.

38. Enumera los principios de la mecánica cuántica necesarios para desarrollar el modelo atómico cuántico.

Para el desarrollo del modelo actual son fundamentales tres pilares:

A. Dualidad onda-corpúsculo (de Broglie): el electrón se comporta tanto como partícula como onda.
B. Principio de incertidumbre (Heisenberg): es imposible conocer simultáneamente y con precisión la posición y el momento lineal del electrón.
C. Ecuación de Schrödinger: describe la evolución de la función de onda (Ψ) del electrón, cuyo cuadrado (Ψ^2) representa la densidad de probabilidad de encontrarlo en una región del espacio.

39. Define órbita y orbital, y señala sus diferencias.

- Órbita (Bohr): trayectoria circular definida y determinista que sigue el electrón alrededor del núcleo.
- Orbital (modelo cuántico): región del espacio alrededor del núcleo donde la probabilidad de encontrar al electrón es máxima (superior al 90%).

© McGraw Hill

Diferencia: la órbita implica una trayectoria exacta, mientras que el orbital es una zona de probabilidad basada en la naturaleza ondulatoria.

40. ¿Qué son y qué nos indican los números cuánticos?

Son valores numéricos discretos que surgen como soluciones de la ecuación de onda de Schrödinger. Nos indican el estado energético del electrón y la región del espacio (forma, tamaño y orientación) donde es más probable encontrarlo.

41. ¿Qué indica el número cuántico principal *n*? ¿Cuáles son sus valores permitidos? ¿Qué ocurre con la distancia al núcleo y la energía de un electrón al aumentar *n*?

- Indica: el nivel energético principal y el volumen (tamaño) del orbital.
- Valores permitidos: números enteros positivos $n = 1, 2, 3,...$
- Efecto: al aumentar *n*, el electrón se sitúa a una distancia mayor del núcleo y su energía aumenta (se vuelve menos negativa, acercándose a cero).

42. ¿Qué indica el número cuántico secundario? ¿Cuáles son sus valores permitidos? Escribe los valores que puede tener *l* en los niveles *n* = 1, 2 y 3. Realiza un esquema básico de la forma de los orbitales según el valor de l.

- Indica: la forma del orbital y el subnivel de energía.

- Valores: desde 0 hasta *n* - 1.

- Niveles específicos:

$n = 1 \rightarrow l = 0$ (orbital s).

$n = 2 \rightarrow l = 0,1$ (orbitales s, p).

$n = 3 \rightarrow l = 0,1,2$ (orbitales s, p, d).

Valor de *l*	Letra del subnivel	Descripción de la forma	nº de orbitales ($2l + 1$)
0	**s**	Esférica	1
1	**p**	2 lóbulos	3
2	**d**	Tetralobulada (trébol) y mixta	5
3	**f**	Compleja (múltiples lóbulos/anillos)	7

43. ¿Se pueden encontrar todos los tipos de orbitales en cualquier nivel energético?

No. El tipo de orbital depende de *n*. Por ejemplo, en *n* = 1 solo hay orbitales tipo *s* (*l* = 0). Los orbitales *p* aparecen a partir de *n* = 2, los *d* en *n* = 3 y los *f* en *n* = 4.

Mc Graw Hill © McGraw Hill

44. ¿Qué indica el número cuántico magnético *m*? ¿Cuáles son sus valores permitidos? Escribe los valores que puede tener m_l para *l* = 0, 1, 2 y 3.

Indica la orientación espacial del orbital frente a un campo magnético externo.
Sus valores: Desde -*l* hasta +*l*, pasando por el cero.
Los valores permitidos según el valor de *l* son:

- $l = 0 \rightarrow m_l = 0$ (1 orientación).
- $l = 1 \rightarrow m_l = -1, 0, 1$ (3 orientaciones).
- $l = 2 \rightarrow m_l = -2, -1, 0, 1, 2$ (5 orientaciones).
- $l = 3 \rightarrow m_l = -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3$ (7 orientaciones).

45. ¿Qué tienen en común los orbitales atómicos degenerados? ¿Qué los diferencia?

- Común: Tienen la misma energía y pertenecen al mismo subnivel (*l*).
- Diferencia: Su orientación espacial (m_l). Por ejemplo, los tres orbitales $2p_x, 2p_y, 2p_z$.

46. Indica todas las combinaciones posibles de los valores de *l* y *m* de los orbitales arriba mostrados para el nivel *n* = 3.

Para *n* = 3, los valores posibles de *l* y m_l son:

- $l = 0 \rightarrow m_l = 0$ (Orbital 3s).
- $l = 1 \rightarrow m_l = -1, 0, 1$ (Orbitales 3p).
- $l = 2 \rightarrow m_l = -2, -1, 0, 1, 2$ (Orbitales 3d).

47. ¿Qué indica el número cuántico de espín m_s? ¿Cuáles son sus valores permitidos?

La interpretación inicial, aunque errónea, fue que esas líneas indicaban el sentido de rotación del electrón sobre sí mismo. En la actualidad se sabe que corresponden a una nueva propiedad intrínseca del electrón, denominada espín, vinculada al número cuántico de espín (m_s), que solo puede tomar dos valores: m_s = −1/2 o +1/2.

48. Realiza una tabla que recoja todos los números cuánticos posibles para *n* = 4. ¿Cuántos electrones podemos situar en este nivel energético?

Subnivel (*l*)	Tipo	m_l	nº orbitales	nº electrones (2 × orbital)
0	4s	0	1	2

© McGraw Hill

1	4p	-1, 0, 1	3	6
2	4d	-2, -1, 0, 1, 2	5	10
3	4f	-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3	7	14
Total			**16**	**32**

49. Justifica cuáles de las siguientes combinaciones son incorrectas e identifica el orbital donde se encuentra el electrón en las correctas.

***a)* (0, 0, 0, 1/2)** ***b)* (1, 0, 0, 1/2)** ***c)* (2, 1, −1, −1/2)**

***d)* (3, 2, −3, 1/2)** ***e)* (1, 3, −2, 1/2)** ***f)* (4, 3, −2, 0)**

a) (0, 0, 0, 1/2): Incorrecta. *n* debe ser un entero positivo ($n \geq 1$).

b) (1, 0, 0, 1/2): Correcta. Corresponde al orbital 1s.

c) (2, 1, -1, -1/2): Correcta. Corresponde a un orbital 2p.

d) (3, 2, -3, 1/2): Incorrecta. El valor de m_l debe estar en el rango [-*l*, +*l*]. Si *l* = 2, m_l no puede ser -3.

e) (1, 3, -2, 1/2): Incorrecta. *l* debe ser menor que *n* ($l \leq n - 1$). Si *n* = 1, *l* solo puede ser 0.

f) (4, 3, -2, 0): Incorrecta. m_s solo puede valer +1/2 o -1/2, nunca 0.

50. Indica todas las combinaciones de números cuánticos compatibles con:

***a)* Un electrón en 3s**

***b)* Un electrón en 5p**

***c)* Un electrón en 4d**

***d)* Un electrón en 2s**

***e)* Un electrón en 2p**

***f)* Un electrón en 3d**

a) Electrón en 3s (*n* = 3, *l* = 0):

(3, 0, 0, 1/2) (3, 0, 0, -1/2)

b) Electrón en 5p (*n* = 5, *l* = 1):

© McGraw Hill

(5, 1, -1, +1/2) (5, 1, -1, -1/2)

(5, 1, 0, +1/2) (5, 1, 0, -1/2)

(5, 1, 1, +1/2) (5, 1, 1, -1/2)

c) Electrón en 4d (n = 4, l = 2):

(4, 2, -2, +1/2) (4, 2, -2, -1/2)

(4, 2, -1, +1/2) (4, 2, -1, -1/2)

(4, 2, 0, +1/2) (4, 2, 0, -1/2)

(4, 2, 1, +1/2) (4, 2, 1, -1/2)

(4, 2, 2, +1/2) (4, 2, 2, -1/2)

d) Dos electrones en 2s (n = 2, l = 0)

Para el subnivel 2s solo hay un orbital disponible. Al tener que ubicar dos electrones, debemos seguir el principio de exclusión de Pauli: dos electrones en el mismo orbital deben tener espines opuestos. Los dos electrones tendrán estos números:

1.er electrón: (2, 0, 0, +1\2)

2.º electrón: (2, 0, 0, -1\2)

e) Dos electrones en 2p (n = 2, l = 1):

Al tener que ubicar a estos dos electrones, debemos aplicar la regla de máxima multiplicidad de Hund (asumiendo el átomo en su estado fundamental). Los electrones ocuparán orbitales distintos para minimizar la repulsión, manteniendo espines paralelos:

1.er electrón: (2, 1, -1, +1\2)

2.º electrón: (2, 1, 0, +1\2)

(Nota: por convención académica se empieza llenando desde el valor más negativo de m_l y con el espín positivo, aunque ubicarlos en cualquier otro orbital vacío con espines paralelos también sería energéticamente equivalente).

f) Tres electrones en 3d (n = 3, l = 2):

Aplicando nuevamente la regla de Hund para el estado fundamental, los tres electrones se distribuyen en tres orbitales distintos dentro del subnivel d (l = 2), manteniendo los espines desapareados y paralelos:

Mc Graw Hill © McGraw Hill

1.er electrón: (3, 2, -2, +1\2)

2.º electrón: (3, 2, -1, +1\2)

3.er electrón: (3, 2, 0, +1\2)

Configuración electrónica

El alumnado debe ser capaz de modelizar la estructura electrónica de los átomos utilizando los principios de la mecánica cuántica. Se busca que el estudiante comprenda la distribución de la cantidad de sustancia electrónica en subniveles y orbitales, relacionando esta estructura con la posición en la Tabla Periódica.

51. Explica con tus palabras qué es la configuración electrónica de un átomo.

La configuración electrónica es la descripción de la distribución de los electrones de un átomo en los diferentes estados energéticos (niveles y subniveles) u orbitales, siguiendo los principios de la mecánica cuántica. Representa el estado de mínima energía o estado fundamental.

52. Enumera los principios que hay que seguir para realizar la configuración electrónica de un átomo neutro en su estado fundamental.

- Principio de Aufbau o de mínima energía: los electrones ocupan los orbitales de menor energía disponible.
- Principio de exclusión de Pauli: en un mismo átomo no pueden existir dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales; por tanto, cada orbital puede albergar un máximo de dos electrones con espines opuestos.
- Regla de máxima multiplicidad de Hund: en orbitales de la misma energía (degenerados), los electrones se distribuyen de forma que existan el mayor número posible de electrones desapareados (espines paralelos).

53. ¿Qué es el diagrama de Moeller? ¿Cuál es su utilidad? ¿En qué regla se basa?

Es una guía mnemotécnica visual utilizada para recordar el orden de llenado de los orbitales atómicos.

- Utilidad: permite determinar la configuración electrónica de cualquier elemento siguiendo el orden creciente de energía de los subniveles.
- Regla base: se basa en la regla de Madelung ($n + l$), que establece que los orbitales se llenan en orden creciente del valor de la suma del número cuántico principal (n) y el secundario (l). A igualdad de $n + l$, se llena antes el de menor n.

Mc Graw Hill © McGraw Hill

54. Realiza la configuración electrónica del cadmio. ¿Cuántas combinaciones posibles de números cuánticos existen para los electrones de su última capa?

A. Análisis y datos

- Elemento: cadmio ($Z = 48$).

- Número de electrones (e^-): 48 (átomo neutro).

B. Desarrollo matemático (configuración)

Siguiendo el orden de energía:

$1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^2\,3d^{10}\,4p^6\,5s^2\,4d^{10}$

C. Análisis de resultados (última capa)

La última capa es el nivel $n = 5$ (subnivel 5s).

En el subnivel 5 s^2:

- Electrón 1: (5, 0, 0, +1/2)

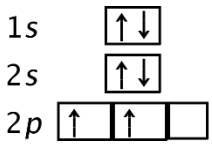
- Electrón 2: (5, 0, 0, -1/2)

Existen 2 combinaciones posibles de números cuánticos para los electrones de su última capa.

55. Determina la configuración electrónica del carbono y del wolframio de todas las formas posibles.

Carbono ($Z = 6$):

- Estándar: $1s^2\,2s^2\,2p^2$
- Simplificada (Gas noble): $[He]2s^2\,2p^2$
- Diagrama de cajas:

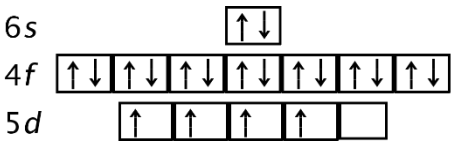


Wolframio ($Z = 74$):

- Estándar: $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^2\,3d^{10}\,4p^6\,5s^2\,4d^{10}\,5p^6\,6s^2\,4f^{14}\,5d^4$
- Simplificada: $[Xe]6s^2\,4f^{14}\,5d^4$
- Diagrama de cajas:

Mc Graw Hill © McGraw Hill

Para simplificar la visualización docente, se representan los niveles externos a partir del núcleo de gas noble xenón (Xe):



56. Para los elementos Ti, Al y Mg:

***a)* Realiza su configuración electrónica.**

***b)* Escribe los números cuánticos que corresponden al electrón con mayor energía.**

a) Configuraciones:

- Ti ($Z = 22$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$
- Al ($Z = 13$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
- Mg ($Z = 12$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

b) Números cuánticos del electrón de mayor energía (n, l, m_l, m_s):

- Ti: pertenece al $3d^2$. El electrón entra en $n = 3$, $l = 2$: (3, 2, -1, +1/2).
- Al: pertenece al $3p^1$. El electrón entra en $n = 3$, $l = 1$: (3, 1, -1, +1/2).
- Mg: pertenece al $3s^2$. El electrón entra en $n = 3$, $l = 0$: (3, 0, 0, -1/2).

57. Justifica si las siguientes configuraciones electrónicas corresponden a un átomo en estado fundamental, excitado o se encuentran incorrectamente realizadas:

a)

1s	2s	2p	3s	3p	4s	3d	4p
↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓	↑↓ ↑

b)

1s	2s	2p	3s	3p	4s	3d	4p
↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓		↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓	↑↓ ↑ ↑

c)

1s	2s	2p	3s	3p	4s	3d	4p
↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓	↑↓ ↑ ↑

d)

1s	2s	2p	3s	3p	4s	3d	4p
↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓	↑↑ ↑ ↑

Para que una configuración sea correcta y se encuentre en estado fundamental, debe cumplir tres reglas:

Mc Graw Hill © McGraw Hill

1. Principio de Aufbau: los electrones ocupan los orbitales de menor energía disponible ($1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p \ldots$). Si no se cumple, estamos ante un estado excitado.
2. Principio de exclusión de Pauli: en un mismo orbital solo puede haber un máximo de dos electrones con espines opuestos ($\uparrow\downarrow$). Si no se cumple, la configuración es incorrecta.
3. Regla de Hund: en orbitales de la misma energía (degenerados), los electrones se distribuyen de forma que existan el mayor número de espines paralelos posibles. Si no se cumple, la configuración es incorrecta.

Resolución de los apartados

a) Incorrecto. se viola la regla de Hund en el subnivel 4p. Los dos últimos electrones se han colocado apareados en el primer orbital p, dejando el segundo orbital p con un electrón y el tercero vacío. Para que la energía sea mínima, los electrones deberían estar desapareados en orbitales distintos con espines paralelos.

b) Excitado: los electrones del orbital 4s han promocionado al nivel 4p, incumpliendo el principio de Aufbau, aunque se han colocado correctamente, según establece la regla de Hund.

c) Estado fundamental: los electrones ocupan los orbitales siguiendo estrictamente el orden de energía. Todos los niveles inferiores están completos antes de pasar al siguiente.

d) Incorrecta: se viola el principio de exclusión de Pauli. En el primer orbital del subnivel 4p se han representado dos flechas (dos electrones) en la misma dirección, lo que indicaría el mismo m_s, lo cual es imposible.

58. Justifica por qué la siguiente configuración electrónica puede ser correcta:

1s	2s	2p			3s	3p			4s	3d				
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓		↑				

La configuración mostrada es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^0 3d^1$.

Esta configuración es correcta, pero corresponde a un estado excitado. El orden natural de llenado (estado fundamental) para un átomo con 19 electrones (Potasio) sería terminar en $4s^1$. En este caso, el electrón que debería estar en el orbital 4s ha promocionado al orbital 3d tras absorber una cantidad determinada de energía (un fotón). Como no se viola el principio de Pauli ni la capacidad de los orbitales, la configuración es físicamente posible.

Mc Graw Hill © McGraw Hill

59. Identifica qué números cuánticos aparecen en las siguientes combinaciones de números cuánticos y qué información proporcionan:

***a)* (3)** ***b)* (2, 1)** ***c)* (3, 2, −1)** ***d)* (1, 0, 0, 1/2)**

a) (3)

Número cuántico: aparece únicamente el número cuántico principal, $n = 3$.

Información: indica que el electrón se sitúa en el tercer nivel energético. Proporciona información sobre el tamaño y la energía principal de los orbitales en ese nivel.

b) (2, 1)

Números cuánticos: Aparecen $n = 2$ y $l = 1$.

Información: define el subnivel energético. Al ser $l = 1$, se trata de un subnivel de tipo p en el segundo nivel (2p). Indica la forma lobular característica de estos orbitales.

c) (3, 2, -1)

Números cuánticos: aparecen $n = 3$, $l = 2$ y m_l -1.

Información: define un orbital atómico específico. El valor $l = 2$ corresponde a un subnivel d en el tercer nivel (3d), y m_l -1 concreta una de las cinco orientaciones espaciales posibles para dicho orbital.

d) (1, 0, 0, 1/2)

Números cuánticos: aparecen los cuatro números: $n = 1$, $l = 0$, m_l 0 y m_s 1/2.

Información: define un electrón individual de forma unívoca dentro del átomo (cumpliendo el principio de exclusión de Pauli). Este electrón se encuentra en el orbital 1s y posee un espín positivo.

Sistema periódico

Este bloque de actividades permite que el alumnado comprenda la evolución del pensamiento científico desde las primeras clasificaciones empíricas hasta el modelo cuántico actual.

60. Justifica por qué Döbereiner estableció como una de sus tríadas Fe, Co, Ni. Repite el proceso para otra de las tríadas establecidas por este científico.

Johann Döbereiner (1817) observó que grupos de tres elementos con propiedades químicas similares presentaban una progresión numérica en sus masas atómicas. La masa del

© McGraw Hill

elemento central es aproximadamente el promedio aritmético de las masas de los otros dos.

- Tríada Fe, Co, Ni: aunque sus masas son muy cercanas (55,85 u, 58,93 u, 58,69 u), Döbereiner los agrupó por sus marcadas similitudes químicas y físicas (propiedades ferromagnéticas).
- Ejemplo de Tríada Cl, Br, I:
  - Masa Cl = 35,45 u
  - Masa I = 126,90 u
  - Promedio: $\frac{35,45+126,90}{2}=81,17$ u. El valor real del Br es 79,90 u, lo cual valida la aproximación.

61. ¿En qué propiedad atómica se fijó Mendeleiev para realizar su ordenación de los elementos químicos?

Mendeleiev se fijó en la masa atómica (A) como propiedad fundamental para ordenar los elementos. Sin embargo, su gran acierto fue priorizar la periodicidad de las propiedades químicas (valencia, reactividad), dejando huecos para elementos aún no descubiertos (como el eka-aluminio).

62. ¿Cuál era la diferencia entre las clasificaciones de Mendeleiev y Meyer?

Ambos llegaron a conclusiones similares de forma independiente en 1869. La diferencia radica en el enfoque: Mendeleiev se centró en las propiedades químicas y la valencia, mientras que Lothar Meyer se centró en las propiedades físicas, específicamente en la representación del volumen atómico frente a la masa atómica.

63. ¿Cuál fue la importancia del experimento de Moseley para el sistema periódico actual? ¿En qué consistió?

Moseley (1913) bombardeó distintos elementos con rayos X y observó una relación lineal entre la frecuencia de los rayos emitidos y la carga nuclear del elemento.

Su importancia fue enorme, ya que estableció que el criterio de ordenación debe ser el número atómico (Z) (número de protones) y no la masa atómica. Esto resolvió las "parejas invertidas" de Mendeleiev (como el Ar y el K).

64. Define los conceptos periodo y grupo, e indica qué tienen en común todos los elementos presentes en un mismo grupo y en un mismo periodo, tanto a nivel de configuración electrónica como de propiedades.

Mc Graw Hill © McGraw Hill

- Periodo: filas horizontales. Los elementos comparten el mismo número cuántico principal (n) en su capa más externa (capa de valencia).

- Grupo: columnas verticales. Los elementos poseen la misma configuración electrónica de valencia (ej. todos los alcalinos terminan en ns^1), lo que les otorga propiedades químicas análogas.

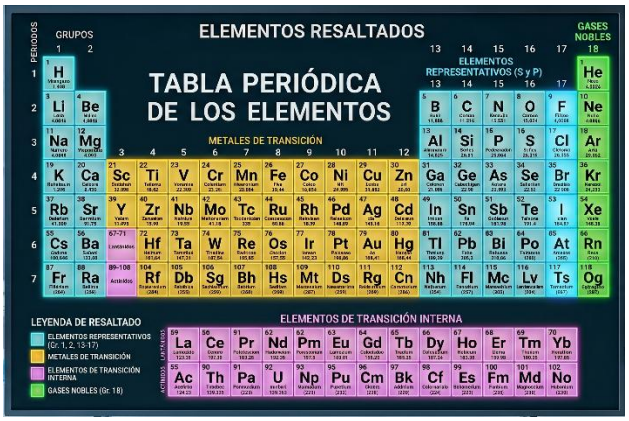
65. Sobre una representación de la tabla periódica:

***a)* Resalta los elementos representativos. A medida que aumentamos su número atómico, ¿los electrones diferenciales ocupan el orbital de mayor número cuántico? ¿Qué tipo de orbitales ocupan?**

***b)* Resalta los metales de transición. ¿Tienen a sus electrones de valencia en su nivel energético superior? ¿En qué orbitales?**

***c)* Resalta los elementos de transición interna. ¿Qué los diferencia del resto de elementos químicos?**

***d)* Resalta los gases nobles. ¿Por qué se denominan así?**



a) Elementos representativos: bloques s y p. Sí, los electrones diferenciales ocupan el orbital de mayor número cuántico principal (n). Ocupan orbitales s y p.

b) Metales de transición: bloque d. No tienen sus electrones diferenciales en el nivel superior, sino en el nivel n-1 (orbitales d).

c) Transición interna: bloque f. Se diferencian por llenar orbitales f del nivel n-2. Su comportamiento químico es muy similar entre sí debido a que poseen los mismos electrones en sus niveles energéticos superiores.

© McGraw Hill

d) Gases nobles: grupo 18. Se denominan así por su baja reactividad (inercia química) debida a su configuración de capa cerrada (ns^2np^6, excepto el Helio), que les confiere gran estabilidad energética.

66. Indica la relación entre la configuración electrónica de un elemento químico y su posición en el sistema periódico.

El nivel de energía más alto ocupado indica el periodo.

El tipo de orbital que se está llenando indica el bloque, y el número de electrones en dicho nivel/bloque determina el grupo.

67. Justifica por qué el He está en el grupo 18 aunque su configuración es $1s^2$.

Aunque su configuración es $1s^2$, se sitúa en el grupo 18 porque tiene su capa de valencia completa (máxima estabilidad), al igual que el resto de los gases nobles. En el nivel 1 sólo existen orbitales s, que poseen una capacidad de únicamente 2 electrones.

68. Escribe la configuración electrónica e indica los electrones de valencia que poseen los elementos Li, Na, K, Rb y Cs. ¿Qué tienen en común y qué consecuencias se derivan de ello?

La configuración electrónica de los elementos solicitada es:

- Litio ($Z = 3$): $1s^2 2s^1$

- Sodio ($Z = 11$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

- Potasio ($Z = 19$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

- Rubidio ($Z = 37$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$

- Cesio ($Z = 55$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^1$

Todos son alcalinos, pues poseen configuración ns^1 en su capa de valencia, tienen 1 electrón de valencia. La consecuencia es su extrema reactividad (tienden a perder ese electrón para alcanzar configuración de gas noble) y baja energía de ionización.

69. Indica a qué grupo de la tabla periódica pertenecen las configuraciones electrónicas acabadas en:

s^1 p^4 d^5 f^3 p^6

Tomando como base:

- Si termina en s^n: grupo n.

© McGraw Hill

- Si termina en d^n: grupo n + 2.
- Si termina en p^n: grupo n + 12.
- Si pertenece al bloque *f*: elementos de transición interna.

Tenemos:

- s^1: grupo 1 (alcalinos).
- p^4: grupo 16 (calcógenos).
- d^5: grupo 7.
- f^3: transición interna (lantánidos/actínidos).
- p^6: grupo 18 (gases nobles).

70. Indica tres excepciones al diagrama de Moeller y localízalas en el sistema periódico.

- Cromo ($Z = 24$): $[Ar]4s^1 3d^5$ (en lugar de $4s^2 3d^4$).
- Cobre ($Z = 29$): $[Ar]4s^1 3d^{10}$ (en lugar de $4s^2 3d^9$).
- Plata ($Z = 47$): $[Kr]5s^1 4d^{10}$ (en lugar de $5s^2 4d^9$).

Se encuentran en los grupos 6 y 11 de los metales de transición, y se deben a la estabilidad adicional de los subniveles *d* llenos o semillenos.

71. Relaciona la cantidad de elementos de cada uno de los bloques del sistema periódico con la configuración electrónica y con el número de orbitales disponibles en la capa de valencia.

La cantidad de elementos en cada bloque coincide con el doble del número de orbitales disponibles (debido al espín):

- Bloque s: 1 orbital, capacidad 2 electrones → 2 columnas.
- Bloque p: 3 orbitales, capacidad 6 electrones → 6 columnas.
- Bloque d: 5 orbitales, capacidad 10 electrones → 10 columnas.
- Bloque f: 7 orbitales, capacidad 14 electrones → 14 columnas.

72. ¿Es posible que exista algún elemento desconocido entre los actuales de la tabla periódica? Justifica tu respuesta.

No es posible que existan elementos desconocidos entre los actuales ($Z = 1$ hasta $Z = 118$). Dado que el número atómico *Z* es el número de protones y debe ser un número entero, no hay huecos posibles en la secuencia numérica. Podrían descubrirse o sintetizarse elementos con $Z > 118$, pero no entre los ya existentes.

73. Completa la tabla y localiza en el sistema periódico los elementos.

Mc Graw Hill © McGraw Hill

Clave	Periodo	Grupo	Familia	Z	Config. electrónica
A	3	2	Alcalinotérreos	12	$[Ne]3s^2$
B	3	13	G. del Boro	13	$[Ne]3s^2 3p^1$
C	5	13	G. del Boro	49	$[Kr]5s^2 4d^{10} 5p^1$
D	5	1	Alcalinos	37	$[Kr]5s^1$
E	5	15	Pnictógenos	51	$[Kr]5s^2 4d^{10} 5p^3$
F	4	11	M. Transición	29	$[Ar]4s^1 3d^{10}$
G	4	16	Calcógenos	34	$[Ar]4s^2 3d^{10} 4p^4$
H	5	10	M. Transición	46	$[Kr]5s^2 4d^8$
I	6	2	Alcalinotérreos	56	$[Xe]6s^2$
J	5	17	Halógenos	53	$[Kr]5s^2 4d^{10} 5p^5$
K	5	12	M. Transición	48	$[Kr]5s^2 4d^{10}$
L	6	9	M. Transición	77	$[Xe]6s^2 4f^{14} 5d^7$
N	4	8	M. Transición	26	$[Ar]4s^2 3d^6$
O	2	14	G. del Carbono	12	$[He]2s^2 2p^2$
P	4	17	Halógenos	35	$[Ar]4s^2 3d^{10} 4p^5$
Q	4	11	M. Transición	29	$[Ar]4s^1 3d^{10}$
R	6	1	Alcalinos	55	$[Xe]6s^1$
S	6	18	Gases nobles	86	$[Xe]6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6$
T	6	5	M. Transición	73	$[Xe]6s^2 4f^{14} 5d^3$
U	5	18	Gas nobles	54	$[Kr]5s^2 4d^{10} 5p^6$

74.

Completa la tabla y localiza en el sistema periódico los elementos.

Clave	Periodo	Grupo	Familia	Z	Config. electrónica
A	3	1	Alcalinos	11	$[Ne]3s^1$
B	4	15	Pnictógenos	33	$[Ar]4s^2 3d^{10} 4p^3$
C	5	14	G. del Carbono	50	$[Kr]5s^2 4d^{10} 5p^2$
D	4	8	M. Transición	26	$[Ar]4s^2 3d^6$
E	3	13	G. del Boro	13	$[Ne]3s^2 3p^1$
F	4	1	Alcalinos	19	$[Ar]4s^1$
G	6	18	Gases Nobles	86	$[Xe]6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6$

Mc Graw Hill © McGraw Hill

H	6	10	M. Transición	78	$[Xe]6s^2 4f^{14} 5d^8$
I	3	1	Alcalinos	11	$[Ne]3s^1$
K	6	2	Alcalinotérreos	56	$[Xe]6s^2$
L	2	13	G. del Boro	5	$[He]2s^2 2p^1$
M	6	16	Calcógenos	84	$[Xe]6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^4$
N	3	18	Gases Nobles	18	$[Ne]3s^2 3p^6$
O	4	17	Halógenos	35	$[Ar]4s^2 3d^{10} 4p^5$
P	4	9	M. Transición	27	$[As]4s^2 3d^7$
Q	6	12	M. Transición	80	$[Xe]6s^2 4f^{14} 5d^1 0$
R	4	2	Alcalinotérreos	20	$[Ar]4s^2$

75. Justifica la veracidad de las siguientes afirmaciones:

***a)* El sistema periódico ordena los elementos según su número atómico, que es el número de protones que hay en el núcleo.**

***b)* Los elementos de un mismo grupo tienen propiedades químicas similares porque comparten la misma cantidad de electrones en su capa de valencia.**

***c)* La tabla periódica actual está organizada en nueve filas horizontales llamadas periodos.**

***d)* Mendeleiev predijo la existencia y propiedades de elementos que aún no se habían descubierto.**

***e)* Los gases nobles se encuentran en el grupo 18 y tienen capas electrónicas completas, lo que los hace muy reactivos.**

a) Verdadero. Tras los trabajos de Moseley en 1913, se determinó que la propiedad que define la identidad química de un elemento y su posición en la tabla no es la masa atómica (como creía Mendeleiev), sino el número atómico (*Z*). Este número representa la carga nuclear, es decir, el número de protones. La ley periódica moderna establece que las propiedades de los elementos son funciones periódicas de sus números atómicos.

b) Verdadero. La reactividad química depende fundamentalmente de los electrones situados en el nivel energético más externo o capa de valencia. Dado que los elementos de un mismo grupo poseen configuraciones electrónicas de valencia análogas (ej. los alcalinos terminan en ns^1), tienden a ganar, perder o compartir el mismo número de electrones para alcanzar estabilidad, lo que resulta en un comportamiento químico semejante.

Mc Graw Hill © McGraw Hill

c) Falso. La tabla periódica actual consta de siete filas horizontales denominadas periodos. El número de periodo indica el nivel energético principal más alto (n) que ocupan los electrones de los elementos en dicha fila. Aunque existen elementos de transición interna (lantánidos y actínidos) que a menudo se colocan debajo del cuerpo principal, estos pertenecen realmente a los periodos 6 y 7, respectivamente.

d) Verdadero. El gran éxito de Mendeleiev fue dejar huecos en su tabla cuando las propiedades de los elementos conocidos no encajaban en la secuencia. Basándose en la periodicidad de las familias, predijo con asombrosa exactitud las propiedades de elementos desconocidos en su época, a los que llamó eka-aluminio, eka-boro y eka-silicio (descubiertos posteriormente como Galio, Escandio y Germanio).

e) Falso. Si bien es cierto que están en el grupo 18 y poseen configuraciones de capa cerrada ($ns^2\ np^6$, excepto el Helio que es $1s^2$), esta estructura es de máxima estabilidad. Precisamente debido a que sus capas están completas, presentan energías de ionización muy elevadas y afinidades electrónicas nulas o positivas, lo que los hace químicamente inertes (muy poco reactivos), no muy reactivos.

Propiedades periódicas

Este bloque de actividades se centra en el estudio de las propiedades periódicas, permitiendo al alumnado comprender cómo la estructura electrónica de la corteza atómica condiciona el comportamiento macroscópico y microscópico de la materia.

76. Define con tus palabras qué es el radio atómico. Expón la tendencia general que se puede observar en el sistema periódico con respecto a la variación del radio atómico de los elementos químicos.

Definición: el radio atómico se define como la mitad de la distancia entre los núcleos de dos átomos idénticos unidos mediante un enlace químico. Representa de forma aproximada el tamaño del átomo.

Tendencia general:

- En un grupo: el radio atómico aumenta al descender. Al bajar en un grupo, se añaden capas electrónicas (aumenta el número cuántico principal *n*). Aunque la carga nuclear aumenta, el efecto de apantallamiento de las capas internas es predominante, situando los electrones de valencia más lejos del núcleo.
- En un periodo: el radio atómico disminuye de izquierda a derecha. Al avanzar, aumenta el número atómico (*Z*) y, por tanto, la carga nuclear, mientras que los electrones se añaden al mismo nivel energético. Esto provoca un aumento de la

© McGraw Hill

carga nuclear efectiva (Z_{ef}), atrayendo con más fuerza a los electrones hacia el núcleo y reduciendo el volumen atómico.

77. Clasifica los siguientes elementos químicos en orden decreciente de radio atómico indicando qué factores se tienen en cuenta: Ne, Be, Tc, Sn y Rn.

Para ordenar los elementos (Ne, Be, Tc, Sn y Rn), debemos localizar su posición (periodo y grupo) para evaluar *n* y Z_{ef}.

Datos:

- Ne: periodo 2, Grupo 18.
- Be: periodo 2, Grupo 2.
- Tc: periodo 5, Grupo 7.
- Sn: periodo 5, Grupo 14.
- Rn: periodo 6, Grupo 18.

Factores: nivel energético principal (*n*) y carga nuclear efectiva (Z_{ef}).

Justificación: el Rn (*n* = 6) es el mayor por tener más niveles. En el nivel *n* = 5, el Tc tiene menor Z_{ef} que el Sn, por lo que es mayor. En el nivel *n* = 2, el Be es mayor que el Ne por la misma razón.

Respuesta (Orden decreciente): Rn > Tc > Sn > Be > Ne.

78. Repite el proceso con los siguientes iones: N^{3-}; N^{-}; N; N^{2+}.

Datos: todas las especies tienen *Z* = 7 (mismo número de protones).

Justificación: el radio depende de la repulsión interelectrónica. Al añadir electrones (aniones), aumenta la repulsión y el tamaño. Al quitar electrones (cationes), disminuye la repulsión y el núcleo atrae con más fuerza a los restantes.

Respuesta (Orden decreciente): $N^{3-} > N^{-} > N > N^{2+}$

79. Define energía de ionización y justifica la tendencia observada en el sistema periódico.

Definición: es la energía mínima necesaria para arrancar un electrón de un átomo neutro, en estado gaseoso y en su estado fundamental.

$$X(g) + EI \rightarrow X^{+}(g) + e^{-}$$

Tendencia:

© McGraw Hill

- Grupo: disminuye al descender, ya que el electrón está más alejado del núcleo (mayor n) y menos atraído.
- Periodo: aumenta hacia la derecha debido al aumento de Z_{ef}, que retiene con más fuerza a los electrones.

80. Justifica:

***a)* Por qué los metales alcalinos tienen menor energía de ionización que los alcalinotérreos.**

***b)* Por qué las mayores energías de ionización las tienen los gases nobles.**

***c)* Por qué el Na tiene mayor energía de ionización que el K.**

a) Alcalinos vs Alcalinotérreos: los alcalinotérreos tienen mayor Z_{ef} que los alcalinos del mismo periodo, por lo que atraen más a sus electrones y requieren más energía para arrancarlos.

b) Gases nobles: presentan las mayores EI porque poseen una configuración de capa cerrada ($ns^2\ np^6$) de gran estabilidad.

c) Na vs K: El Na (n = 3) tiene el electrón de valencia más cerca del núcleo que el K (n = 4), por lo que la atracción del núcleo es mayor en el sodio.

81. Razona si puedes emplear la regla del octeto para explicar la variación en el valor de la energía de ionización que se observa en el sistema periódico.

La regla del octeto ayuda a explicar por qué los gases nobles tienen EI tan altas y por qué los halógenos tienen EI mayores que los alcalinos. Sin embargo, no es suficiente para explicar toda la variación (como las pequeñas irregularidades entre los grupos 2-13 o 15-16), donde es necesario recurrir a la estabilidad de los subniveles llenos o semillenos.

82. Define afinidad electrónica y justifica la tendencia general observada en el sistema periódico. Explícala usando:

***a)* La regla del octeto.**

***b)* Conceptos sobre carga nuclear efectiva y máximo nivel ocupado.**

Es la variación de energía que ocurre cuando un átomo neutro, gaseoso y en estado fundamental, capta un electrón para formar un anión.

$$X(g) + e^- \rightarrow X^-(g) + AE$$

a) Justificación mediante la regla del octeto

© McGraw Hill

La regla del octeto establece que los átomos tienden a ganar, perder o compartir electrones para alcanzar la configuración de gas noble ($ns^2\ np^6$), que representa un estado de mínima energía y máxima estabilidad. Por ejemplo:

- Halógenos (Grupo 17): tienen una configuración $ns^2\ np^5$. Al captar un electrón, completan su octeto. La liberación de energía es muy alta porque el sistema resultante es extremadamente estable.
- Metales Alcalinos (Grupo 1): tienen configuración ns^1. Aunque pueden captar un electrón para llenar el orbital s (ns^2), no alcanzan la estabilidad de un octeto completo, por lo que su AE es mucho menor que la de los no metales.

b) Justificación mediante carga nuclear efectiva (Z_{ef}) y máximo nivel ocupado

Este enfoque proporciona la base física de la tendencia basándose en la Ley de Coulomb:

- En un periodo (hacia la derecha): el número atómico (*Z*) aumenta mientras que el apantallamiento se mantiene relativamente constante al añadirse electrones al mismo nivel energético. Esto resulta en un aumento de la carga nuclear efectiva (Z_{ef}). El núcleo atrae con más fuerza al electrón entrante, liberando más energía al quedar este más fuertemente ligado.
- En un grupo (hacia arriba): al subir en un grupo, el máximo nivel ocupado (*n*) es menor. El electrón entrante se sitúa en una capa más cercana al núcleo. Al ser menor la distancia, la fuerza de atracción núcleo-electrón es mayor (según $F \propto 1/r^2$), lo que incrementa la afinidad electrónica.

83. Justifica:

***a)* Los halógenos tienen mayor afinidad electrónica que los alcalinos si a ambos les falta/sobra un electrón para cumplir la regla del octeto.**

***b)* El F tiene mayor afinidad electrónica que el Br.**

***c)* Los gases nobles tienen valores de afinidad electrónica nula.**

***d)* La segunda afinidad electrónica normalmente tiene signo opuesto a la primera.**

a) Los halógenos, al captar un electrón, completan el octeto alcanzando una gran estabilidad energética. Los alcalinos, aunque pueden captar un electrón (ns^2), no alcanzan una configuración tan estable.

b) El F tiene un tamaño menor (*n* = 2) que el Br (*n* = 4). El electrón entrante está más cerca del núcleo del F y experimenta mayor atracción.

© McGraw Hill

c) Tienen AE nula (o positiva) porque ya son estables y el nuevo electrón tendría que ocupar un nivel energético superior.

d) Segunda AE: siempre es positiva (endotérmica) porque hay que vencer la repulsión electrostática entre el anión ya formado (X^-) y el nuevo electrón.

84. Define electronegatividad y justifica la tendencia observada en el sistema periódico.

Es la capacidad de un átomo en una molécula para atraer hacia sí el par de electrones compartidos en un enlace químico.

Aumenta hacia la derecha y hacia arriba, obviando los gases nobles (el Flúor es el elemento más electronegativo).

85. ¿Por qué la afinidad electrónica es una magnitud y la electronegatividad no lo es?

La afinidad electrónica es una magnitud física medible experimentalmente (se expresa en $kJ \cdot mol^{-1}$).

La electronegatividad es un concepto relativo que no se mide directamente, sino que se calcula mediante escalas (como la de Pauling) basadas en otras propiedades.

86. Clasifica de forma justificada y en orden decreciente de electronegatividad los siguientes elementos químicos: Ne, Cl, Be y Ba.

Datos: Ne (Gas noble, $\chi(EN) \approx 0$), Cl (P:3, G:17), Be (P:2, G:2), Ba (P:6, G:2).

Justificación: los gases nobles no suelen tener EN definida por no formar enlaces fácilmente. Entre los demás, el Cl es un no metal pequeño (alta EN). Mientras que el Be es más pequeño que el Ba, por lo que atrae mejor los electrones.

Por tanto, Cl > Be > Ba > Ne.

87. Explica cómo las propiedades periódicas sirven para clasificar los elementos químicos en metales y no metales.

Las propiedades periódicas permiten clasificarlos así:

- Metales: localizados a la izquierda y centro. Tienen baja EI, baja EN y baja AE. Tienden a perder electrones para formar cationes.
- No metales: localizados a la derecha. Tienen alta EI, alta EN y alta AE. Tienden a ganar electrones para formar aniones o a compartirlos.

Mc Graw Hill © McGraw Hill

Actividades de refuerzo

88. De acuerdo al modelo de Dalton, justifica si las siguientes frases son verdaderas o falsas:

***a)* Los compuestos se forman por combinación de átomos enteros.**

***b)* En el modelo de Dalton se distinguen protones y neutrones en el núcleo.**

a) Verdadero. Dalton propuso que los compuestos se forman por la unión de átomos de diferentes elementos en proporciones numéricas sencillas y enteras (ley de las proporciones múltiples).

b) Falso. El modelo de Dalton consideraba al átomo como una esfera maciza e indivisible. El descubrimiento de protones, electrones y neutrones fue muy posterior a su teoría.

89. Con ayuda de internet, cita un experimento o evidencia que apoye el modelo de Dalton.

Los experimentos de Joseph Proust sobre la composición del carbonato de cobre, que derivaron en la Ley de las proporciones definidas.

Esta ley empírica fue la principal evidencia que el modelo atómico de Dalton logró explicar teóricamente: si la materia está formada por átomos indivisibles de masas fijas, al combinarse siempre lo harán en la misma proporción másica.

90. Justifica la veracidad de las siguientes afirmaciones:

***a)* El modelo de Thomson describe el átomo como una esfera de carga positiva con electrones distribuidos uniformemente en su interior.**

***b)* Según Rutherford, casi toda la masa del átomo está concentrada en un pequeño núcleo central.**

***c)* En el modelo de Thomson, el átomo tiene un núcleo bien definido compuesto por protones y neutrones.**

***d)* Rutherford demostró que los electrones giran en órbitas circulares y perfectamente estables alrededor del núcleo.**

***e)* El modelo de Rutherford explica la desviación de partículas alfa al experimentar con una lámina de oro.**

a) Verdadero. Es la descripción clásica del modelo del "pudin de pasas" de J. J. Thomson.

b) Verdadero. Rutherford dedujo que la masa y la carga positiva están confinadas en un volumen minúsculo (el núcleo) tras observar el rebote de algunas partículas alfa.

Mc Graw Hill © McGraw Hill

c) Falso. El modelo de Thomson no contempla la existencia de un núcleo; la carga positiva es una masa difusa que ocupa todo el volumen atómico. Además, el neutrón fue descubierto por Chadwick en 1932.

d) Falso. Rutherford propuso un modelo planetario general. Fue Niels Bohr quien introdujo el concepto de órbitas circulares cuantizadas y perfectamente estables (estados estacionarios).

e) Verdadero. El modelo nucleado explica que la mayoría de partículas alfa atraviesen la lámina (el átomo es casi todo espacio vacío) y que unas pocas se desvíen abruptamente (repulsión electrostática al acercarse al núcleo positivo).

91. Realiza un cuadro comparativo entre los modelos de Dalton, Thomson, Rutherford y Bohr, citando al menos una ventaja y una limitación de cada uno.

Modelo	Ventaja Principal	Limitación Principal
Dalton	Explica las leyes ponderales (conservación de masa y proporciones definidas).	No explica la naturaleza eléctrica de la materia ni la existencia de isótopos.
Thomson	Introduce la primera partícula subatómica (el electrón) y la neutralidad eléctrica.	No explica la desviación de las partículas alfa en el experimento de Rutherford (lámina de oro).
Rutherford	Introduce la existencia del núcleo atómico y el espacio vacío en el átomo.	No explica la estabilidad del átomo (los electrones orbitando deberían radiar energía y colapsar).
Bohr	Explica la estabilidad del electrón y los espectros atómicos de emisión/absorción del Hidrógeno.	Solo funciona matemáticamente para el átomo de hidrógeno o iones hidrogenoides (un solo electrón).

92. Justifica la veracidad de las siguientes afirmaciones:

***a)* Según Bohr, los electrones giran en órbitas circulares definidas y permitidas alrededor del núcleo, sin emitir energía.**

***b)* En el modelo de Bohr, los electrones pueden ocupar cualquier valor de energía y distancia con respecto al núcleo.**

***c)* Bohr explicó la existencia de espectros de emisión y absorción como consecuencia de los saltos de los electrones entre niveles de energía.**

© McGraw Hill

***d)* El modelo de Bohr solo funciona perfectamente para átomos con varios electrones, como el helio o el litio.**

a) Verdadero. Es el primer postulado de Bohr: existen órbitas estacionarias donde el electrón no emite radiación.

b) Falso. Los electrones solo pueden ocupar niveles de energía discretos o cuantizados (órbitas específicas donde el momento angular es un múltiplo de $h/(2\pi)$).

c) Verdadero. Un fotón es emitido o absorbido cuando un electrón transita entre dos niveles de energía cuantizados ($\Delta E = h \cdot \nu$).

d) Falso. El modelo de Bohr fracasa estrepitosamente al intentar explicar los espectros de átomos polielectrónicos (con más de un electrón) debido a la repulsión interelectrónica, que el modelo no contempla.

93. Explica la contribución de Maria Goeppert-Mayer en la ampliación del modelo de Bohr.

La contribución de Goeppert-Mayer (Premio Nobel en 1963) no fue sobre la corteza electrónica, sino sobre el núcleo atómico. Su gran aportación fue trasladar el concepto de "niveles de energía" y "capas" del modelo de Bohr-Sommerfeld a los protones y neutrones. Desarrolló el modelo de capas nuclear, explicando la extraordinaria estabilidad de los núcleos con "números mágicos" de nucleones, ampliando así la idea de la cuantización al interior del núcleo.

94. Explica por qué:

***a)* Para obtener un espectro de absorción se requiere la presencia de una fuente lumínica.**

***b)* Para obtener un espectro de emisión es necesario tener una muestra de gas excitada.**

a) Se requiere una fuente lumínica de espectro continuo (luz blanca) que incida sobre la muestra gaseosa en estado fundamental. Los electrones absorben únicamente las frecuencias exactas necesarias para saltar a niveles superiores, dejando líneas oscuras en el espectro.

b) Se necesita que el gas esté previamente excitado (mediante calor o descargas eléctricas). Al cesar el estímulo, los electrones inestables caen a niveles de menor energía, emitiendo fotones con frecuencias específicas (líneas brillantes).

95. Ayudándote de internet, explica las partes que posee un espectrómetro de absorción atómica y la función que cumple cada una de ellas.

Mc Graw Hill © McGraw Hill

Un espectrómetro de absorción atómica consta de:

- Fuente de radiación: lámpara de cátodo hueco que emite la luz específica del elemento a analizar.

- Atomizador: llama o cámara de grafito donde la muestra se volatiliza y los átomos quedan en estado fundamental, listos para absorber luz.

- Monocromador: aísla la longitud de onda específica que interesa medir, filtrando el resto.

- Detector: mide la intensidad de la luz que ha logrado atravesar la muestra, relacionando la disminución de intensidad con la concentración del elemento (Ley de Beer-Lambert).

96. Justifica la veracidad de las siguientes afirmaciones:

***a)* El espectro de emisión de un elemento está formado por líneas brillantes características, separadas por zonas oscuras.**

***b)* Los espectros atómicos de absorción presentan líneas oscuras sobre un fondo de espectro continuo.**

***c)* Todos los elementos químicos tienen el mismo espectro de emisión.**

a) Verdadero. Es la descripción exacta de un espectro de emisión atómico discontinuo.

b) Verdadero. Es el espectro complementario al de emisión.

c) Falso. Cada elemento químico posee una distribución de niveles energéticos única, por lo que su espectro es exclusivo e irrepetible, usándose como método de identificación analítica.

97. Justifica la veracidad de las siguientes afirmaciones:

***a)* En el modelo cuántico, los electrones se describen por funciones de onda que representan la probabilidad de encontrarlos en una determinada región del espacio.**

***b)* El principio de incertidumbre estableció que no es posible conocer con precisión la posición y la velocidad de un electrón simultáneamente.**

***c)* Los orbitales atómicos en el modelo cuántico solo tienen forma esférica y están situados a distancias fijas del núcleo.**

a) Verdadero. Sustituye la "órbita" (trayectoria fija) por el "orbital" (zona de máxima probabilidad), derivada de la ecuación de Schrödinger.

b) Verdadero. Es el principio de incertidumbre de Heisenberg ($\Delta x \cdot \Delta p \geq h / 4\pi$).

Mc Graw Hill © McGraw Hill

c) Falso. Solo los orbitales tipo s son esféricos. Los orbitales p son bilobulares, y los d y f tienen formas geométricas mucho más complejas.

98. ¿Qué son y qué nos indican los números cuánticos?

Son parámetros matemáticos que resultan de resolver la ecuación de onda de Schrödinger. Indican la energía y la distribución espacial probable de un electrón. Son cuatro: Principal (n), Azimutal o secundario (l), Magnético (m_l) y de Espín (m_s).

99. Justifica en qué orbital se encuentra un electrón con estos números cuánticos: 2, 1, 0, −1/2. Indica brevemente el significado de cada uno de ellos.

n = 2: nivel de energía principal 2.

l = 1: subnivel tipo p (forma bilobular).

m_l = 0: orientación espacial específica del orbital p.

m_s = 0: sentido de giro del electrón sobre su propio eje.

El electrón se encuentra en un orbital 2p (por ejemplo, en el $2p_z$).

100. Indica todas las combinaciones de números cuánticos compatibles con un electrón presente en los orbitales 3s, 4d, 4p.

- Para el orbital 3s (n = 3, l = 0): (3, 0, 0, +1/2) y (3, 0, 0, -1/2).

- Para el subnivel 4d (n = 4, l = 2): m_l toma 5 valores (-2, -1, 0, 1, 2).

$$(4,2,-2,\pm 1/2);(4,2,-1,\pm 1/2);(4,2,0,\pm 1/2);(4,2,1,\pm 1/2);(4,2,2,\pm 1/2)$$

(Total 10 combinaciones).

- Para el subnivel 4p (n = 4, l = 1): m_l toma 3 valores (-1, 0, 1).

$$(4,1,-1,\pm 1/2);(4,1,0,\pm 1/2);(4,1,1,\pm 1/2)$$

(Total 6 combinaciones).

101. Explica por qué una configuración electrónica abarca todos los electrones presentes en un átomo y los cuatro números cuánticos no. ¿Existe alguna relación entre ambos conceptos?

La configuración electrónica muestra de forma resumida la distribución de todos los electrones de un átomo en sus respectivos subniveles (ej. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$). Por otro lado, un set de cuatro números cuánticos sirve para identificar de forma exclusiva a un solo electrón dentro de ese átomo.

Mc Graw Hill © McGraw Hill

La relación es directa a través del principio de exclusión de Pauli: la configuración indica la suma poblacional de electrones, sabiendo que cada electrón contabilizado en la configuración posee un conjunto único e irrepetible de los cuatro números cuánticos.

102. Indica si las siguientes afirmaciones sobre las propiedades periódicas son verdaderas (V) o falsas (F):

***a)* El radio atómico aumenta al avanzar de izquierda a derecha en un mismo periodo de la tabla periódica.**

***b)* La energía de ionización disminuye al bajar en un mismo grupo de la tabla periódica.**

***c)* La electronegatividad es mayor en los elementos situados en la parte superior derecha de la tabla periódica (exceptuando los gases nobles).**

a) Falso. Al avanzar de izquierda a derecha en un periodo, el radio atómico disminuye. Esto se debe a que aumenta el número de protones en el núcleo (aumenta Z), pero los electrones se añaden a la misma capa. La carga nuclear efectiva aumenta, atrayendo más fuertemente a la nube electrónica y contrayendo el tamaño del átomo.

b) Verdadero. Al descender en un grupo, el electrón de valencia se sitúa en niveles energéticos superiores (mayor valor de n), estando más alejado del núcleo. Al estar menos atraído electrostáticamente, se requiere menos energía para arrancarlo.

c) Verdadero. Elementos como el flúor o el oxígeno (arriba a la derecha) tienen radios atómicos muy pequeños y altas cargas nucleares efectivas, lo que les otorga una enorme capacidad para atraer hacia sí los electrones de un enlace químico.

Ejercicios globales

103. Responde razonadamente:

***a)* ¿Cuántos modelos atómicos sitúan a los electrones girando alrededor del núcleo? Describe cómo es el movimiento en cada uno de ello y cómo están ordenados, y señala las diferencias existentes entre cada modelo.**

***b)* Explica por qué el principio de incertidumbre de Heisenberg está relacionado con el concepto de orbital del modelo mecanocuántico.**

***c)* Razona por qué los espectros atómicos solo se pueden explicar empleando la cuantización de la energía.**

***d)* ¿Qué criterio se sigue para colocar los elementos químicos en el sistema periódico? Explica por qué resultó tan importante el experimento de Moseley en esta ordenación.**

Mc Graw Hill © McGraw Hill

e) ¿Qué utilidad tiene situarlos por periodos y grupos? ¿Qué similitudes tienen los elementos pertenecientes a un mismo grupo o periodo?

a) Existen fundamentalmente dos modelos clásicos que sitúan a los electrones "girando" en trayectorias definidas alrededor del núcleo:

- Modelo de Rutherford (1911): plantea un modelo planetario. Los electrones giran en órbitas circulares o elípticas alrededor del núcleo para contrarrestar la atracción electrostática. Diferencia/Ordenación: no establece un orden riguroso ni radios específicos; cualquier órbita mecánicamente estable era teóricamente posible.
- Modelo de Bohr (1913) (y la extensión de Sommerfeld): los electrones giran, pero solo en órbitas cuantizadas (circulares para Bohr, elípticas para Sommerfeld). Diferencia/Ordenación: los electrones están ordenados en niveles de energía fijos (*n* = 1, 2, 3...). Un electrón en una órbita permitida no emite radiación electromagnética (estado estacionario).

b) El principio de incertidumbre de Heisenberg ($\Delta x \cdot \Delta p \geq \frac{h}{4\pi}$) establece que es imposible conocer simultáneamente y con precisión absoluta la posición y la cantidad de movimiento de una partícula subatómica. Si no podemos conocer su posición exacta en cada instante temporal, es imposible definir una "órbita" geométrica estricta (como proponía Bohr). En consecuencia, el modelo mecanocuántico sustituye la órbita por el orbital: una región del espacio tridimensional donde la *probabilidad* de encontrar al electrón es máxima (habitualmente un 90% o 95%).

c) Los espectros atómicos son discontinuos, es decir, están formados por líneas de colores muy concretos (frecuencias específicas) separadas por zonas oscuras. Si la energía del átomo fuera continua, los electrones podrían emitir o absorber cualquier cantidad de luz, generando un espectro continuo (como un arcoíris). La existencia de líneas discretas demuestra inequívocamente que los electrones solo pueden existir en ciertos niveles de energía estables. La luz se emite o absorbe solo cuando un electrón transita de un nivel cuántico a otro, siendo la energía del fotón exactamente igual a la diferencia de energía entre esos niveles ($\Delta E = h \cdot \nu$).

d) Los elementos químicos se ordenan actualmente por su número atómico (*Z*) en orden creciente.

El experimento de Moseley (1913) consistió en bombardear distintos elementos con electrones y medir las frecuencias de los rayos X emitidos. Moseley descubrió una relación matemática directa entre la frecuencia de la radiación y el número de protones en el núcleo. Esto fue crucial porque demostró que el número atómico no era una simple "casilla" teórica

Mc Graw Hill © McGraw Hill

en la tabla periódica, sino una propiedad física medible (la carga nuclear). Esto justificó el reordenamiento de los elementos que Mendeleiev había tenido que invertir basándose erróneamente en la masa atómica.

e) Periodos (filas): indican el nivel energético más externo (número cuántico principal, *n*) ocupado por electrones. Los elementos de un mismo periodo tienen el mismo número de capas electrónicas.

Grupos (columnas): reúnen elementos con la misma configuración electrónica de valencia (ej. los alcalinos terminan en ns^1). Esto es de inmensa utilidad, ya que los elementos del mismo grupo exhiben propiedades químicas muy similares, permitiendo predecir su reactividad, estado de oxidación y tipo de enlaces que forman.

104. Considera un átomo de hidrógeno:

***a)* Represéntalo según los modelos atómicos de Dalton, Thomson, Rutherford, Bohr y cuántico.**

***b)* Dibuja los primeros cinco niveles energéticos y representa al menos tres transiciones posibles entre ellos.**

***c)* Calcula la energía ΔE en función de E_0 para las siguientes transiciones:**

i) $n = 5 \rightarrow n = 1$ **ii)** $n = 3 \rightarrow n = 2$

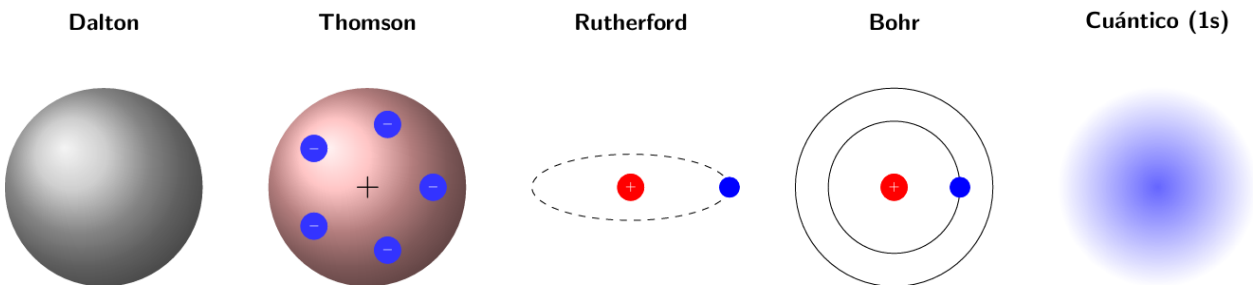
iii) $n = 4 \rightarrow n = 3$ **iv)** $n = 4 \rightarrow n = 1$

***d)* Escribe, para cada transición del ejercicio anterior, una combinación posible de números cuánticos que describa la situación inicial y final del electrón.**

***e)* Completa una tabla como la siguiente con todas las transiciones posibles entre los tres primeros niveles energéticos del átomo de hidrógeno.**

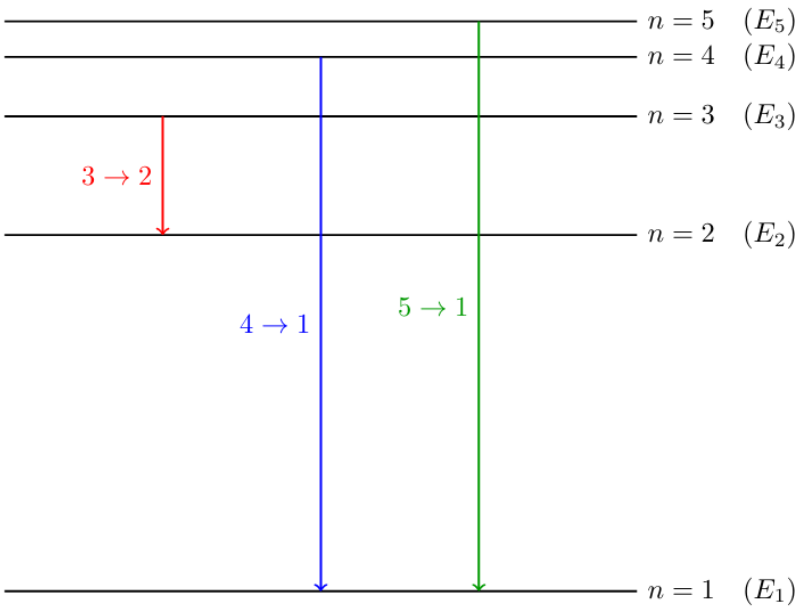
***f)* Justifica cómo son sus valores de energía de ionización y afinidad electrónica.**

a) La representación es:



© McGraw Hill

b) Los niveles energéticos, con tres posibles transiciones son:



c) Análisis y datos

- El hidrógeno posee un solo electrón.
- Energía del nivel fundamental (incógnita referencial): E_0.
- Número cuántico principal inicial: n_i.
- Número cuántico principal final: n_f.

Fundamento teórico y estrategia

Aplicamos la expresión para la energía de las órbitas de Bohr en sistemas hidrogenoides. La energía del nivel n es:

$$E_n = -\frac{E_0}{n^2}$$

La variación de energía experimentada por el electrón en una transición es la diferencia entre el nivel final y el inicial.

$$\Delta E = E_f - E_i$$

Desarrollo matemático (fórmula general)

$$\Delta E = -\frac{E_0}{n_f^2} - \left(-\frac{E_0}{n_i^2}\right)$$

© McGraw Hill

$$\Delta E = -E_0 \cdot \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$$

Ejercicios numéricos

i) Transición $n = 5 \rightarrow n = 1$ ($n_i = 5$; $n_f = 1$)

$$\Delta E = -E_0 \cdot \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{5^2} \right)$$

$$\Delta E = -E_0 \cdot \left(1 - \frac{1}{25} \right)$$

$$\Delta E = -\frac{24}{25} E_0$$

ii) Transición $n = 3 \rightarrow n = 2$ ($n_i = 3$; $n_f = 2$)

$$\Delta E = -E_0 \cdot \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2} \right)$$

$$\Delta E = -E_0 \cdot \left(\frac{1}{4} - \frac{1}{9} \right)$$

$$\Delta E = -\frac{5}{36} E_0$$

iii) Transición $n = 4 \rightarrow n = 3$ ($n_i = 4$; $n_f = 3$)

$$\Delta E = -E_0 \cdot \left(\frac{1}{3^2} - \frac{1}{4^2} \right)$$

$$\Delta E = -E_0 \cdot \left(\frac{1}{9} - \frac{1}{16} \right)$$

$$\Delta E = -\frac{7}{144} E_0$$

iv) Transición $n = 4 \rightarrow n = 1$ ($n_i = 4$; $n_f = 1$)

$$\Delta E = -E_0 \cdot \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{4^2} \right)$$

$$\Delta E = -E_0 \cdot \left(1 - \frac{1}{16} \right)$$

Mc Graw Hill © McGraw Hill

$$\Delta E = -\frac{15}{16} E_0$$

d) Combinaciones de números cuánticos (n, l, m_l, m_s)

El alumnado debe identificar que para un nivel n, el número cuántico azimutal l va desde 0 hasta n - 1, el magnético m_l de $-l$ a $+l$, y el espín m_s puede ser +1/2 o -1/2. A continuación, se ofrecen ejemplos de combinaciones válidas para las transiciones previas:

i) n = 5 → n = 1: Inicial (5, 0, 0, +1/2) → Final (1, 0, 0, -1/2)

ii) n = 3 → n = 2: Inicial (3, 1, -1, +1/2) → Final (2, 1, 0, +1/2)

iii) n = 4 → n = 3: Inicial (4, 2, 0, -1/2) → Final (3, 2, 0, -1/2)

iv) n = 4 → n = 1: Inicial (4, 1, +1, +1/2) → Final (1, 0, 0, +1/2)

Mc Graw Hill © McGraw Hill

Atrévete

Química para explorar el cosmos

Esta situación de aprendizaje está diseñada para que el alumnado actúe como investigadores en una misión simulada de la Agencia Espacial Europea (ESA), transformando el conocimiento teórico en un trabajo de investigación y exploración espacial. El producto final (una presentación oral, escrita o un vídeo demostrativo, seguido de un informe conjunto) permite integrar la estructura atómica, los modelos electrónicos, las propiedades periódicas y las técnicas espectroscópicas. El alumnado debe demostrar no solo que conoce estos conceptos, sino que sabe aplicarlos para identificar elementos en los planetas del sistema solar.

Es crucial que el docente guíe a los estudiantes para que comprendan que el producto final debe funcionar como un verdadero reporte científico y no simplemente como un compendio de configuraciones electrónicas. El resultado debe ser riguroso: un análisis que va desde la simulación del espectro visible hasta su aplicación práctica en los Objetivos de Desarrollo Sostenible (ODS). El enfoque debe pasar del "saber" abstracto al "saber interpretar y aplicar".

- **Qué esperamos evaluar en el alumnado:**
  - **Competencia matemática y científica.** Se evaluará la capacidad de relacionar las líneas espectrales del espectro visible con los números cuánticos involucrados. Es fundamental la correcta identificación de las configuraciones electrónicas de los elementos más abundantes de los planetas, su posición en la tabla periódica, su grupo y su ordenamiento según propiedades periódicas.
  - **Capacidad de síntesis (Comunicación científica).** Se valorará la capacidad de destilar información compleja (simulaciones, números cuánticos, espectros de estrellas) en una presentación clara y en un documento único que agrupe las conclusiones de toda la clase.
  - **Aplicabilidad práctica y conciencia global.** El éxito del proyecto dependerá de la capacidad de reflexión del alumno sobre el impacto de la ciencia. Esto significa que deben analizar de manera crítica cómo las técnicas espectroscópicas contribuyen a la innovación y desarrollo tecnológico (ODS 9) y cómo podrían adaptarse para resolver problemas terrestres como la contaminación o la transición energética (ODS 13).
  - **Autoevaluación.** Se valorará la capacidad crítica del alumnado al realizar la breve reflexión personal sobre qué han aprendido de la materia, qué habilidades han desarrollado y qué aspectos han sido más desafiantes.
- **Indicaciones para la dirección docente de la tarea:**

© McGraw Hill

- Para garantizar que los estudiantes no se queden solo en la teoría, se debe insistir en la comparación analítica entre el espectro esperado para elementos hidrogenoides y el espectro real de una estrella como el Sol.
- Se recomienda comenzar consensuando el tiempo que cada grupo va a destinar a la presentación. Es vital exigirles que realicen previamente una prueba o ensayo de su exposición para asegurar que exponen todos los contenidos en el tiempo establecido.
- Así mismo, la actividad está dividida en fases. El docente debe coordinar la transición de la fase de pequeños grupos (elaboración de la presentación con espectros y elementos de cada planeta) a la reunión conjunta de todos los grupos, donde deberán exponer conclusiones y agrupar los resultados en un único documento de clase.
- Distribución de roles: Durante la redacción del informe conjunto, se puede dividir a la clase en comités. Unos pueden encargarse de integrar los análisis de espectros, otros de compilar las configuraciones y propiedades periódicas de los elementos descubiertos, y un comité final puede encargarse de la redacción de la repercusión en los ODS 9 y 13.
- El enfoque de las habilidades: Recordar al alumnado que la reflexión final es estrictamente de carácter individual y debe enfocarse tanto en el conocimiento científico adquirido como en las habilidades transversales desarrolladas durante el proyecto.

- **Problemas que se pueden encontrar:**
  - **Errores en la abstracción cuántica.** Al intentar simular el espectro visible y asociarlo a los números cuánticos, algunos grupos pueden confundir las transiciones electrónicas permitidas o los principios de la configuración electrónica. Conviene revisar los borradores técnicos antes de que pasen a la presentación final.
  - **Desconexión con la realidad (ODS).** Un error muy común es tratar la sección de los ODS como un mero trámite, respondiendo con vaguedades. El docente debe insistir en que investiguen usos reales de la espectroscopía en la Tierra (por ejemplo, el uso de satélites para medir gases de efecto invernadero) para justificar el ODS 9 y el ODS 13.
  - **Fallas en la integración del documento final.** Al tener que redactar un informe conjunto con los resultados de todos, puede darse el caso de que el documento carezca de coherencia y parezca un simple "copia y pega". Se debe enseñar a los alumnos a usar la reunión conjunta para cohesionar la información.
  - **Mala gestión del tiempo en la presentación.** Algunos estudiantes se centran tanto en su planeta que olvidan el tiempo. Deben asegurarse de cumplir el ensayo previo para que la puesta en común no se extienda y todos puedan participar.
- **Rúbrica de evaluación**

© McGraw Hill

Debido a este carácter genérico, en esta rúbrica no se detallan específicamente los puntos tratados en la situación de aprendizaje por cuanto diferirá mucho en función del estudio realizado. No obstante, se proporciona un marco base sobre el que construir y desarrollar la rúbrica para cada caso en particular.

© McGraw Hill

Rúbrica para la evaluación de la tarea competencial

Competencia específica	Criterio de evaluación	Descriptores		
		Nivel bajo	Nivel medio	Nivel alto
CE1. Comprender y relacionar los motivos por los que ocurren los principales fenómenos fisicoquímicos del entorno, explicándolos en términos de las leyes y teorías científicas adecuadas, para resolver problemas con el fin de aplicarlas para mejorar la realidad cercana y la calidad de vida humana.	**1.1** Identificar, comprender y explicar los fenómenos fisicoquímicos cotidianos más relevantes a partir de los principios, teorías y leyes científicas adecuadas, expresándolos, de manera argumentada, utilizando diversidad de soportes y medios de comunicación.	No es capaz de explicar los diferentes fenómenos físicos a partir de razonamientos y/o leyes conocidas.	Explica los fenómenos físicos a partir de razonamientos lógicos y basados en leyes conocidas. Pero no es capaz de utilizar fuentes de información fiables a la hora de justificar sus razonamientos.	Explica los fenómenos físicos a partir de razonamientos lógicos y basados en leyes conocidas. Es capaz de utilizar fuentes de información fiables a la hora de justificar sus razonamientos.
	1.3 Reconocer y describir en el entorno inmediato situaciones problemáticas reales de índole científica y emprender iniciativas en las que la ciencia, y en particular la física y la química, pueden contribuir a su solución, analizando críticamente su impacto en la sociedad.	No identifica las diferentes situaciones de su entorno como una fuente de estudio científico.	Reconoce habitualmente que las diferentes situaciones que se dan en el entorno inmediato pueden y deben de ser explicadas de manera científica. No comprende las contribuciones de la ciencia a la sociedad o las minusvalora siendo incapaz de valorar su impacto.	Reconoce que las diferentes situaciones que se dan en el entorno inmediato pueden y deben de ser explicadas de manera científica. Comprende que estas explicaciones contribuyen a la mejora de la sociedad y es capaz de analizar todo su impacto.
CE3. Manejar con soltura las reglas y normas básicas de la física y la química en lo referente al lenguaje de la IUPAC, al lenguaje matemático, al empleo de unidades de medida correctas, al uso seguro del laboratorio y a la interpretación y producción de datos e información en diferentes formatos y fuentes, para reconocer el carácter universal y transversal del lenguaje científico y la necesidad de una comunicación fiable en investigación y ciencia entre diferentes países y culturas.	**3.2** Utilizar adecuadamente las reglas básicas de la física y la química, incluyendo el uso de unidades de medida, las herramientas matemáticas y las reglas de nomenclatura, consiguiendo una comunicación efectiva con toda la comunidad científica.	Confunde las unidades asociadas a las diferentes magnitudes. No es capaz de realizar los cambios de unidades. No es capaz de utilizar la notación científica.	Generalmente utiliza correctamente las unidades asociadas a cada una de las magnitudes. Equivoca en torno a la mitad de los cambios de unidades mediante factores de conversión. Confunde en bastantes ocasiones la notación científica.	Utiliza correctamente las unidades asociadas a cada una de las magnitudes. Es capaz de realizar cambios de unidades mediante factores de conversión. Utiliza perfectamente la notación científica.

Mc Graw Hill © McGraw Hill

CE5. Utilizar las estrategias propias del trabajo colaborativo, potenciando el crecimiento entre iguales como base emprendedora de una comunidad científica crítica, ética y eficiente, para comprender la importancia de la ciencia en la mejora de la sociedad, las aplicaciones y repercusiones de los avances científicos, la preservación de la salud y la conservación sostenible del medio ambiente.	**5.1** Establecer interacciones constructivas y coeducativas, emprendiendo actividades de cooperación como forma de construir un medio de trabajo eficiente en la ciencia.	No trabaja en equipo o impide que el equipo funcione de forma adecuada.	Su trabajo en el equipo es poco efectivo siendo poco colaborador y simplemente haciendo lo que le mandan sin tomar una actitud proactiva o tendiendo a ser individualista.	Su trabajo es equipo es muy positivo contribuyendo de forma efectiva y positiva al grupo. Muestra interés en mejorar el trabajo en equipo y se aleja de la individualidad.
	5.2 Emprender, de forma guiada y de acuerdo a la metodología adecuada, proyectos científicos que involucren al alumnado en la mejora de la sociedad y que creen valor para el individuo y para la comunidad.	No es capaz de llevar a cabo un proyecto guiado. Minusvalora las repercusiones en la sociedad y sobre sí mismo de estos proyectos.	Lleva a cabo la mayor parte de un proyecto guiado, pero le cuesta comprender las repercusiones de este sobre la sociedad en general y en sí mismo como ciudadano informado en particular.	Es capaz de llevar a cabo de forma guiada un proyecto científico valorando su repercusión en la sociedad y su mejora como ciudadano informado.

© McGraw Hill