



# Química

## SERIE INVESTIGA

El libro **Química**, para 2.º curso de Bachillerato, es una obra colectiva concebida, diseñada y creada en el Departamento de Ediciones Educativas de Zubia Editorial, S. L. y Santillana Educación, S. L., dirigido por **Joseba Santxo Uriarte** y **Teresa Grence Ruiz**.

En su elaboración ha participado el siguiente equipo:

**Cristina Guardia Villarroel**  
**Ana Isabel Menéndez Hurtado**

Perfiles profesionales:  
**José María Prada Carrillo**

Trabajo práctico:  
**María del Carmen Vidal Fernández**

EDICIÓN  
**Ainhoa Basterretxea Llona**  
**Raúl Carreras Soriano**  
**Bárbara Braña Borja**

EDICIÓN EJECUTIVA  
**David Sánchez Gómez**

DIRECCIÓN DEL PROYECTO  
**Joseba Santxo Uriarte**  
**Antonio Brandi Fernández**

Las actividades de este libro no deben ser realizadas en ningún caso en el mismo libro. Las tablas, esquemas y otros recursos que se incluyen son modelos para que el alumno los traslade a su cuaderno.

**Página de introducción a la unidad**

Al principio de cada unidad una ilustración ayuda a reflexionar sobre los contenidos y centrar la atención.

**Contenidos de la unidad.**

Un esquema de la exposición de los contenidos y técnicas o procedimientos.

**Ilustración.**

Una fotografía que acerca a los contenidos de la unidad.

**Texto.**

Una reflexión introductoria sobre la importancia de los contenidos.



**Título de la unidad**

**Para comenzar.**

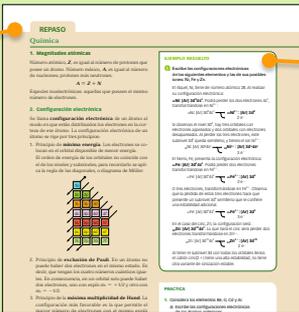
Algunas preguntas que abran la reflexión, o el debate, en relación con el tema.

**Páginas de desarrollo de los contenidos**

La estructura del desarrollo de los contenidos está compuesta por varios elementos.

**Repaso.**

Antes de tratar los contenidos de cada tema se recuerdan conocimientos necesarios para comprenderlos. De Matemáticas, Tecnología o Física y Química.



**Ejemplos resueltos.**

A lo largo de toda la unidad se incluyen numerosos ejemplos resueltos, numéricos o no, que ayudan a poner en práctica los conceptos expuestos.

**Destacados.**

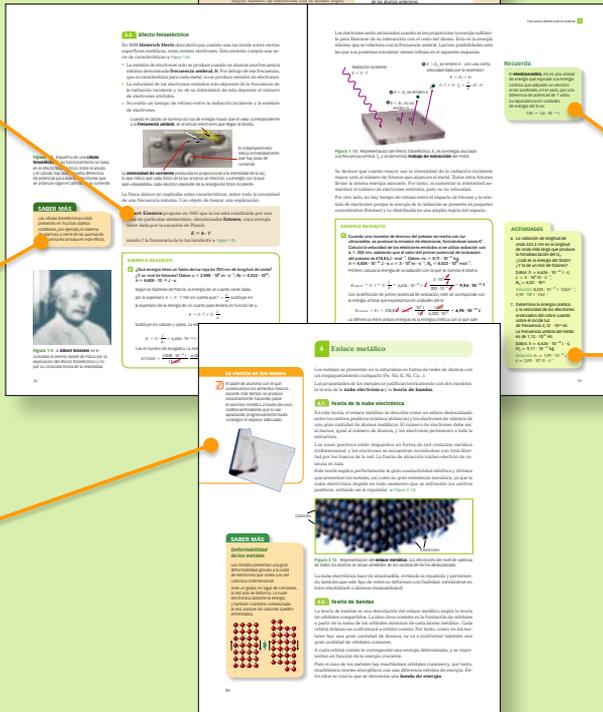
Los contenidos y definiciones esenciales aparecen destacados con un fondo de color.

**Saber más.**

Se incluyen contenidos relacionados con la materia, pero que no son esenciales para el desarrollo de la unidad.

**La ciencia en tus manos.**

Ayuda a reconocer en la vida cotidiana del alumnado aquellos elementos que están en relación con los contenidos que se tratan.



**Recuerda.**

Aquí se incluyen contenidos de cursos anteriores o estudiados en temas precedentes. También contenidos del propio tema para recordar más adelante.

**Actividades al pie.**

Recoge actividades que acompañan el trabajo de los contenidos próximos a donde se exponen.

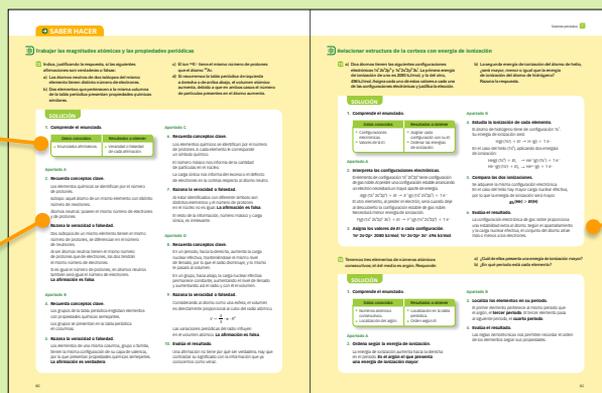
## SABER HACER

Incluye procedimientos que deben dominarse para mostrar que están asimilados los contenidos de la unidad.

### Comprende el enunciado.

Con un sencillo esquema se invita a la lectura comprensiva de la actividad propuesta.

**Desarrollo.** Paso a paso se van dando las indicaciones de cómo desarrollar la actividad propuesta.



### Evalúa el resultado.

En cada caso se valora el resultado conseguido, dentro del contexto de la actividad.

## Actividades finales

Colección de actividades que permiten asentar el aprendizaje.

**Apartados.** Las actividades están clasificadas según los contenidos de la unidad.

### Ejemplos resueltos.

Entre las actividades también se incluyen ejemplos resueltos justo antes de abordar determinados problemas.



**Nivel de dificultad.** La dificultad de cada actividad se muestra según el código:

●●● Fácil    ●●● Media    ●●● Difícil

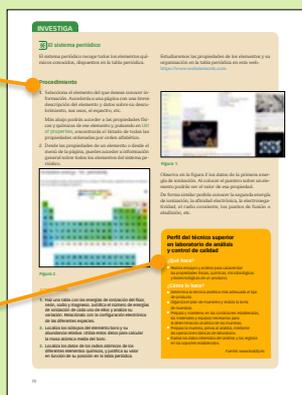
**Solución.** Hay una línea con el resultado para las actividades con solución numérica. Así se facilita el trabajo personal del alumnado.

## Trabajo práctico

Cada unidad se cierra con material complementario.

Al final de cada unidad se incluye una página que aborda los contenidos del tema de manera práctica, bien a través de una experiencia de laboratorio o mediante sugerencias para la elaboración de un proyecto.

Indicaciones sobre perfiles profesionales relacionados con el ejercicio práctico de la química.



## Competencias básicas

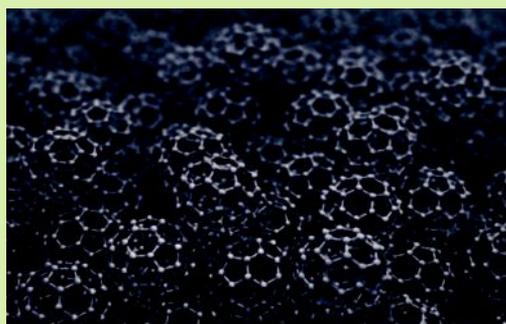
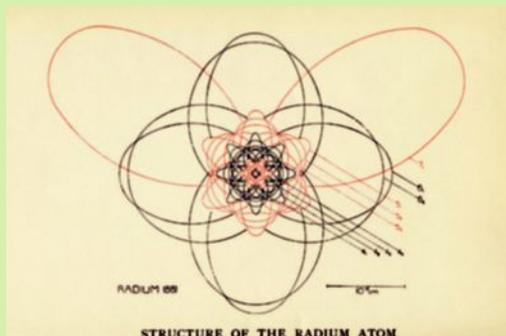
A lo largo del libro, encontraréis junto a muchos ejercicios los iconos de las competencias básicas del proyecto **HEZIBERRI**. Cada uno de esos iconos nos indica la competencia básica que se trabaja en cada caso.

### Competencias básicas disciplinares

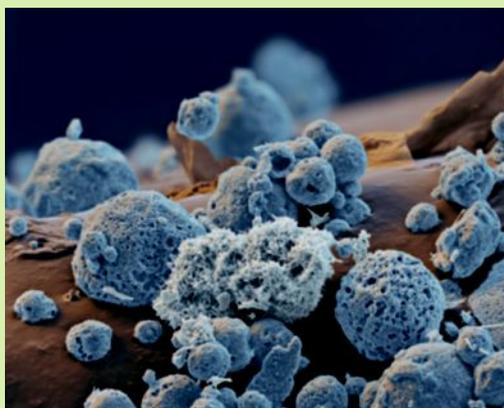
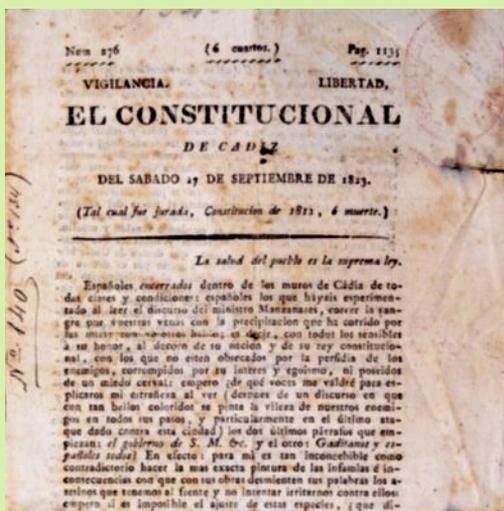
- Competencia en comunicación lingüística y literaria
- Competencia matemática
- Competencia científica
- Competencia tecnológica
- Competencia social y cívica
- Competencia artística
- Competencia motriz

### Competencias básicas transversales

- Competencia para la comunicación verbal, no verbal y digital
- Competencia para aprender y para pensar
- Competencia para convivir
- Competencia para la iniciativa y el espíritu emprendedor
- Competencia para aprender a ser uno mismo



<b>1. Estructura atómica de la materia</b> .....	<b>7</b>
1. Magnitudes atómicas.....	9
2. Historia de los modelos atómicos .....	11
3. Orígenes de la teoría cuántica.....	13
4. Modelo atómico de Bohr .....	18
5. Mecánica cuántica .....	21
6. Configuración electrónica.....	25
7. Partículas subatómicas. El universo primigenio.....	28
Saber Hacer.....	30
Investiga: Los orbitales del átomo de hidrógeno .....	38
<b>2. Sistema periódico</b> .....	<b>39</b>
1. Historia del sistema periódico .....	41
2. Sistema periódico actual.....	43
3. Apantallamiento y carga nuclear efectiva.....	47
4. Propiedades periódicas .....	49
5. Las propiedades físico-químicas y la posición en la tabla periódica .....	56
Saber Hacer.....	60
Investiga: El sistema periódico.....	70
<b>3. Enlace químico</b> .....	<b>71</b>
1. ¿Por qué se unen los átomos?.....	74
2. Enlace iónico .....	77
3. Enlace covalente .....	82
4. Enlace metálico .....	84
5. Comparación de las propiedades físicas en función del tipo de enlace .....	87
Saber Hacer.....	88
Investiga: Las redes cristalinas.....	94
<b>4. Enlace covalente</b> .....	<b>95</b>
1. Octeto de Lewis.....	97
2. Geometría de enlace.....	103
3. Hibridación.....	107
4. Polaridad.....	113
5. Enlace entre moléculas.....	119
6. Propiedades físicas y fuerzas de enlace .....	124
Saber Hacer.....	126
Investiga: Geometría de las moléculas .....	132
<b>5. Termoquímica</b> .....	<b>133</b>
1. Reacciones químicas y energía .....	135
2. Intercambio de energía en un proceso .....	137
3. Primer principio de la termodinámica.....	138
4. La entalpía .....	139
5. Cómo se calcula la variación de entalpía.....	142
6. La espontaneidad de los procesos.....	146
7. Reacciones de combustión .....	151
Saber Hacer.....	156
Investiga: Entalpía de disolución en agua del $\text{NH}_4\text{NO}_3$ .....	162



<b>6. Cinética química .....</b>	<b>163</b>
1. Velocidad de reacción.....	165
2. ¿Cómo ocurren las reacciones químicas?.....	169
3. Dependencia de la velocidad de reacción con la concentración .....	171
4. Factores que afectan a la velocidad de reacción .....	175
5. Catálisis enzimática.....	180
6. Mecanismos de reacción.....	181
Saber Hacer.....	183
Investiga: Factores que influyen en la velocidad de reacción .....	194
<b>7. Equilibrio químico .....</b>	<b>195</b>
1. Definición de equilibrio químico .....	197
2. Expresiones de las constantes de equilibrio $K_C$ y $K_P$ .....	199
3. Factores que afectan al equilibrio. Principio de Le Châtelier .....	211
4. Equilibrios heterogéneos. Reacciones de precipitación.....	215
5. El proceso Haber-Bosch.....	223
Saber Hacer.....	225
Investiga: Precipitación y disolución del $\text{CaCO}_3$ .....	236
<b>8. Reacciones ácido-base .....</b>	<b>237</b>
1. Características generales de ácidos y bases.....	240
2. Teorías ácido-base .....	240
3. Equilibrio iónico del agua .....	243
4. Medida de la acidez. Concepto de pH .....	244
5. Fuerza relativa de ácidos y bases .....	247
6. Reacciones de neutralización.....	256
7. Hidrólisis de sales.....	262
8. Disoluciones reguladoras.....	266
9. Obtención industrial de los ácidos y bases orgánicos e inorgánicos .....	268
10. Contaminación ambiental.....	270
Saber Hacer.....	272
Investiga: La curva de la valoración ácido-base .....	282
<b>9. Reacciones de transferencia de electrones.....</b>	<b>283</b>
1. Oxidación y reducción.....	285
2. Ajuste de reacciones redox .....	288
3. Estequiometría de las reacciones redox.....	291
4. Valoraciones redox. Tratamiento experimental.....	293
5. Pilas voltaicas .....	294
6. Tipos de pilas.....	301
7. Electrolisis.....	305
8. Aplicaciones de la electrolisis.....	311
9. Corrosión de metales. Prevención .....	313
Saber Hacer.....	314
Investiga: La pila Daniell.....	324



<b>10. Química orgánica</b> .....	<b>325</b>
1. Compuestos orgánicos.....	328
2. Isomería.....	334
3. Reactividad de los compuestos orgánicos.....	338
4. Tipos de reacciones orgánicas.....	340
Saber Hacer.....	347
Investiga: Obtención de jabón.....	354
<b>11. Aplicaciones de la química orgánica</b> .....	<b>355</b>
1. Compuestos orgánicos sencillos de interés.....	357
2. Macromoléculas.....	364
3. Polímeros sintéticos.....	370
4. Combustibles fósiles.....	379
5. Química orgánica y salud.....	383
6. Otros polímeros presentes en nuestra vida.....	385
Saber Hacer.....	386
Investiga: Obtención de un polímero: nailon.....	390

## ANEXOS

<b>I. Formulación inorgánica</b> .....	<b>391</b>
1. Introducción .....	391
2. Tabla periódica con los números de oxidación más frecuentes ..	392
3. Esquema de organización de los compuestos inorgánicos.....	392
4. Elementos .....	393
5. Compuestos binarios .....	393
6. Compuestos ternarios .....	397
7. Compuestos cuaternarios.....	400
8. Iones.....	400
Actividades finales .....	402
<b>II. Formulación orgánica</b> .....	<b>403</b>
1. Introducción .....	403
2. Representación de fórmulas orgánicas .....	403
3. Esquema de organización de los compuestos orgánicos.....	404
4. Hidrocarburos alifáticos.....	405
5. Hidrocarburos aromáticos (arenos) .....	409
6. Hidrocarburos sustituidos .....	411
7. Compuestos heterofuncionales .....	419
Saber Hacer .....	420
Actividades finales.....	421
<b>III. Tablas de constantes físicas y químicas</b> .....	<b>423</b>
<b>IV. Sistema periódico de los elementos</b> .....	<b>424</b>
<b>V. Tabla periódica en imágenes</b> .....	<b>426</b>
<b>VI. Tabla etimológica de los elementos</b> .....	<b>428</b>
<b>VII. El trabajo en el laboratorio</b> .....	<b>430</b>

# 1

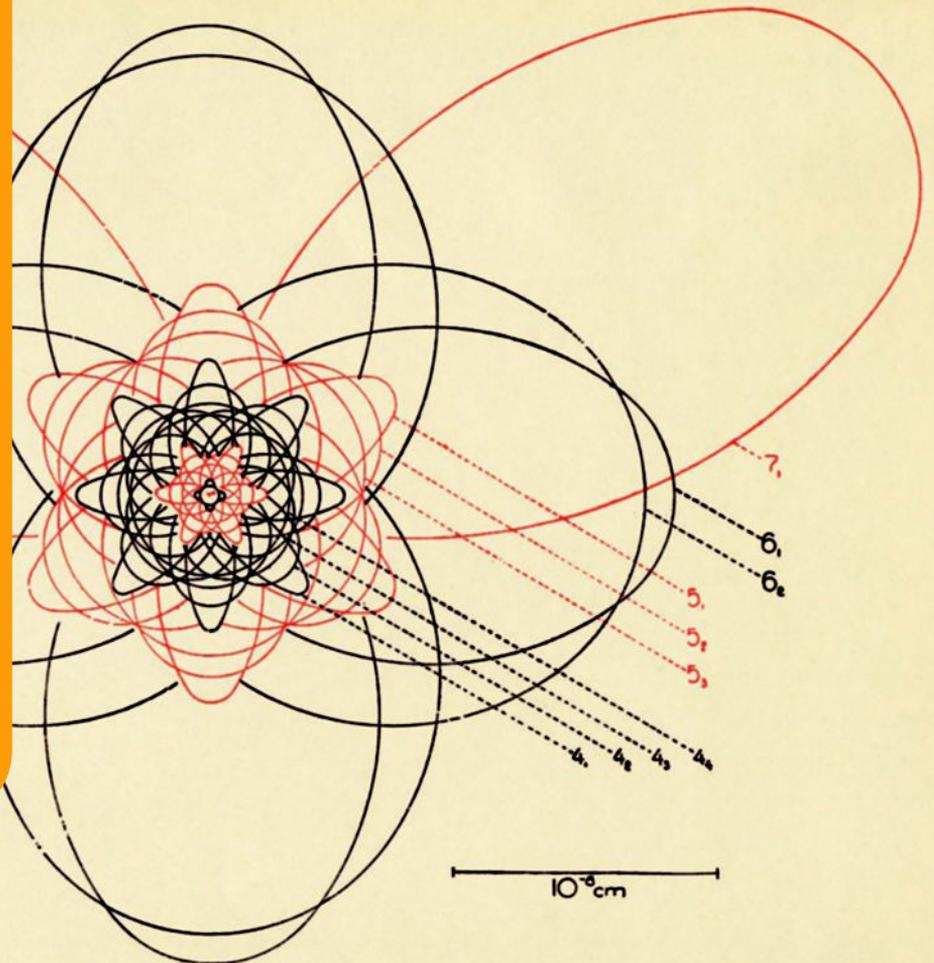
# Estructura atómica de la materia

## CONTENIDOS

- 1 Magnitudes atómicas.
- 2 Historia de los modelos atómicos.
- 3 Orígenes de la teoría cuántica.
- 4 Modelo atómico de Bohr.
- 5 Mecánica cuántica.
- 6 Configuración electrónica.
- 7 Partículas subatómicas. El universo primigenio.

**SABER HACER:** Interpretar y expresar conceptos básicos de mecánica cuántica.

**INVESTIGA:** Los orbitales del átomo de hidrógeno.



## STRUCTURE OF THE RADIUM ATOM

En la fotografía se reproduce un diagrama que muestra la estructura atómica del elemento químico radio, descubierto en 1898. Se publicó por primera vez en 1922 en danés escrito por Kramers y Holst, la reproducción es de la traducción al inglés en 1926 del libro *The Atom and the Bohr Theory of Its Structure*.

El diagrama se basa en el modelo de átomo propuesto en 1913 por Bohr y refinado por Sommerfeld. Trata de explicar la organización del movimiento de varios electrones alrededor del núcleo a modo de un sistema planetario. El modelo se superó con los avances hechos a partir de 1925 con la teoría de los orbitales atómicos.

## PARA COMENZAR

- ★ Investiga quién descubrió en 1898 el átomo del radio y qué consecuencias tuvo el descubrimiento de este elemento.
- 🔍 El método científico propone modelos teóricos que se han de contrastar con la experiencia. ¿Qué fenómenos pusieron en cuestión el modelo Bohr-Sommerfeld?

## Química

### 1. Modelos atómicos

**Teoría atómica de Dalton**, 1803. Átomo indivisible. Entra en crisis con el descubrimiento del electrón, 1897. El átomo no es indivisible.

**Modelo atómico de Thomson**, 1904. Electrones embebidos en una esfera de carga positiva con densidad homogénea. Entra en crisis con el experimento de la lámina de oro, 1911. La densidad de carga eléctrica positiva no está igualmente distribuida por el átomo.

**Modelo atómico de Rutherford**, 1911. Electrones en la corteza del átomo a modo de sistema planetario con el núcleo en el centro concentrando la carga eléctrica positiva. Entra en crisis con la constatación de los modos en que el átomo intercambia energía con su entorno, 1913. El modelo no explica debidamente por qué las órbitas de los electrones son estables.

### 2. Magnitudes atómicas

Los átomos están compuestos por tres partículas elementales: **protones** y **neutrones** en el núcleo y **electrones** en la corteza.

El **número atómico**,  $Z$ , indica el número de protones que posee un átomo. El **número másico**,  $A$ , es igual al número de nucleones (protones más neutrones).

$$A = Z + N$$

Un átomo cualquiera se simboliza como:  ${}^A_Z X$ .

#### EJEMPLO RESUELTO

- 1 Indica el número de protones, neutrones y electrones en  ${}^{31}_{15}P$ .

Al leer el símbolo, identifica:  $Z = 15$  y  $A = 31$ .

El número de protones es  $Z = 15$ .

Al no indicarse carga, el átomo es neutro y el número de electrones coincide con  $Z = 15$ .

El número de neutrones es  $N = A - Z = 31 - 15 = 16$ .

### 3. Números cuánticos de un electrón

El **número cuántico principal**,  $n$ , indica el nivel de energía principal en el que se encuentra el electrón.

El **número cuántico secundario**,  $l$ , indica la forma de la zona del espacio en la que se mueve el electrón.

El **número cuántico magnético**,  $m_l$ , indica, ante la dirección de un campo magnético en el espacio, la orientación de la órbita por la que se mueve el electrón.

El **número cuántico de espín**,  $m_s$ , indica la orientación del campo magnético intrínseco del electrón.

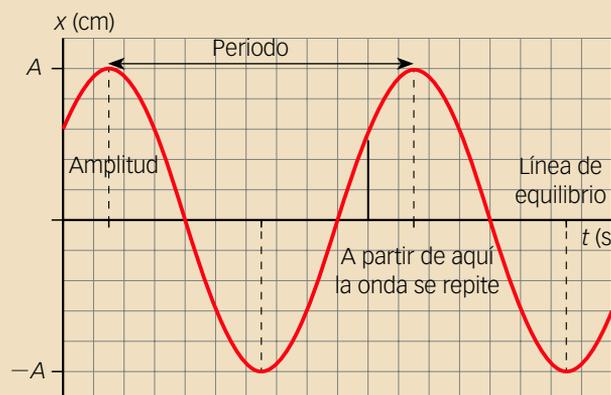
La combinación de los cuatro números cuánticos se llama **tétrada**, y nos expresa el estado del electrón en la corteza del átomo. En un mismo átomo no puede haber dos electrones con la misma tétrada. Un ejemplo de tétrada es  $(3, 2, -1, +1/2)$ .

### 4. Radiación electromagnética

Una radiación electromagnética es un modo de transmisión de energía que se propaga en forma de onda.

**Longitud de onda**,  $\lambda$ , es la distancia mínima entre dos crestas sucesivas de una onda. Su unidad en el SI es el metro.

**Frecuencia**,  $f$  (también se abrevia con la letra griega  $\nu$ ), es el número de crestas que pasan por un punto dado por unidad de tiempo. Su unidad es el inverso del segundo,  $s^{-1}$ , o hercio, Hz. Es el inverso del **periodo**,  $T$ .



Longitud de onda y frecuencia se relacionan a través de la expresión:  $c = f \cdot \lambda$ . Siendo  $c$  la velocidad de la luz en el vacío e igual a  $3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$ .

#### EJEMPLO RESUELTO

- 2 Calcula la longitud de onda que emite un horno microondas si su frecuencia de emisión es 2450 MHz. Dato:  $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$ .

Primero expresa la frecuencia en unidades del SI.

$$f = 2450 \text{ MHz} \cdot \frac{10^6 \text{ Hz}}{1 \text{ MHz}} = 2,45 \cdot 10^9 \text{ Hz}$$

Ten en cuenta la relación entre longitud de onda y frecuencia:

$$c = f \cdot \lambda \Rightarrow \lambda = \frac{c}{f} = \frac{3 \cdot 10^8 \frac{\text{m}}{\text{s}}}{2,45 \cdot 10^9 \frac{1}{\text{s}}} = 0,122 \text{ m}$$

## 1 Magnitudes atómicas

El estudio de la estructura de la materia transcurre desde hace más de 200 años. Durante este tiempo se han sucedido toda una serie de modelos atómicos que iban dando respuesta a los hallazgos experimentales que se producían; todo un ejemplo del uso del método científico y del dinamismo de la química. La importancia del conocimiento de la estructura atómica radica en que esta es determinante en las propiedades de los distintos elementos químicos, en su capacidad para formar enlaces y en su reactividad.

Como recordarás de cursos anteriores, los átomos están compuestos por tres partículas elementales: **protones**, **neutrones** y **electrones**. El número de estas partículas sirve para caracterizar un átomo y es importante que recuerdes algunos conceptos relacionados con estos números.

Partícula	Carga eléctrica (C)	Masa (g)	Descubridor/año
Protón	$+1,602 \cdot 10^{-19}$	$1,673 \cdot 10^{-24}$	Eugene Goldstein/1886
Electrón	$-1,602 \cdot 10^{-19}$	$9,109 \cdot 10^{-28}$	Joseph J. Thomson/1897
Neutrón	0	$1,675 \cdot 10^{-24}$	James Chadwick/1932

**Tabla 1.1.** Protón, neutrón y electrón. Masas, carga eléctrica, nombre de su descubridor y año del descubrimiento.

### Número atómico

Número atómico,  $Z$ , es igual al número de protones que posee un átomo.

Todos los elementos tienen un número atómico distinto y característico. En un átomo eléctricamente neutro el número atómico siempre coincide con el número de electrones.

### Número másico

Número másico,  $A$ , es igual al número de nucleones. Es decir, al número de partículas que se encuentran en el núcleo; protones más neutrones.

$$A = Z + N$$

#### 1.1. Iones

Un átomo puede perder o ganar electrones, quedando así cargado eléctricamente y convirtiéndose en un ion (► Figura 1.1).

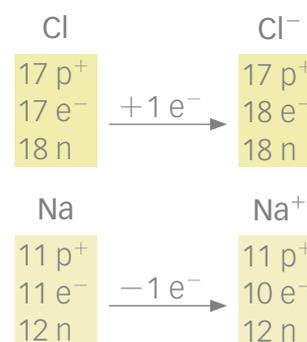
Cuando un átomo gana electrones, adquiere un exceso de carga negativa y se transforma en un **ion negativo** o **anión**.

Cuando un átomo pierde electrones, adquiere un defecto de carga negativa y se transforma en un **ion positivo** o **cation**.

Los iones pueden simbolizarse así:  ${}^A_ZX^q$ . La carga eléctrica adquirida se representa con la letra  $q$ , que puede ser calculada como la diferencia entre el número de protones y electrones. La letra  $X$  es el símbolo químico del elemento a partir del cual se forma el ion.

### Recuerda

Conocidos el símbolo químico,  $X$ , el número atómico,  $Z$ , y el número másico,  $A$ , un átomo puede simbolizarse en así:



**Figura 1.1.** Representación de los iones cloro y sodio.

## SABER MÁS

### Aplicaciones de los isótopos radiactivos

- Medicina: diagnóstico y tratamiento,  $^{60}\text{Co}$ ,  $^{131}\text{I}$  y otros.
- Industria: pruebas de calidad de materiales, comprobación de envases en la industria alimenticia.
- Investigación: trazadores de rutas metabólicas,  $^3\text{H}$ ,  $^{14}\text{C}$ ,  $^{15}\text{N}$  y otros.
- Datación de materiales: restos arqueológicos, minerales,  $^{14}\text{C}$ ,  $^{40}\text{K}$ .
- Agricultura: metabolismo de vegetales,  $^{32}\text{P}$ ,  $^{42}\text{K}$ ,  $^{14}\text{C}$  y otros.

## ACTIVIDADES

1. Indica el número de protones, electrones y neutrones en  $^{138}_{56}\text{Ba}$ .
2. Escribe un símbolo adecuado para la especie con 53 protones, 54 electrones y 78 neutrones.
3. Un ion negativo tiene carga  $-3$ , siendo su número total de electrones 36, y su número másico, 75. Calcula su número de protones y de neutrones.
4. El litio de masa atómica 6,941 u posee dos isótopos naturales, litio-6 y litio-7, con masas atómicas 6,01513 y 7,01601 u, respectivamente. ¿Cuál de ellos tiene mayor abundancia natural?

## 1.2. Isótopos

**Isótopos** son átomos con el mismo número de protones y diferente número másico. Es decir, son átomos de un mismo elemento químico con distinto número de neutrones.

La mayoría de los elementos químicos aparecen en la naturaleza como una mezcla de isótopos. Por ejemplo:

Isótopos del hidrógeno:  $^1_1\text{H}$  (protio)  $^2_1\text{H}$  (deuterio)  $^3_1\text{H}$  (tritio)

Las masas atómicas de los elementos químicos que aparecen en la tabla periódica nunca son números enteros. Esto es así porque la masa atómica refleja la masa de todos los isótopos de ese elemento químico presentes en la naturaleza, y su abundancia relativa.

La **masa atómica** de un elemento es la media de las masas isotópicas, ponderada de acuerdo con la abundancia de cada isótopo.

Para el cálculo de masa atómica se utilizará la ecuación:

$$\text{masa atómica} = \left( \frac{\text{abundancia isótopo 1 (\%)}}{100} \cdot \text{masa del isótopo 1} \right) + \left( \frac{\text{abundancia isótopo 2 (\%)}}{100} \cdot \text{masa del isótopo 2} \right) + \dots$$

### EJEMPLOS RESUELTOS

- 3** Escribe el símbolo para una especie que contiene 11 protones, 11 electrones y 12 neutrones.

El número de protones coincide con el de electrones, por tanto, es una especie neutra. El número másico será  $A = Z + N$ ,  $A = 11 + 12 = 23$ . Usa la tabla del final del libro; puedes comprobar que el elemento cuyo número atómico es  $Z = 11$  es el sodio,  $^{23}_{11}\text{Na}$ .

- 4** ¿Cuántos protones, neutrones y electrones hay en  $^{16}_8\text{O}^{2-}$ ?

$Z = 8$  y  $A = 16$ , se trata de un anión que ha ganado dos electrones: número de  $p^+ = Z = 8$ ; número de  $e^- = 8 + 2 = 10$ ; número de  $n^0 = N = A - Z = 16 - 8 = 8$ .

- 5** Escribe un símbolo adecuado para la especie con 47 protones, 61 neutrones y 46 electrones.

Al tener 47 protones,  $Z = 47$ . Al ser mayor el número de protones que el de electrones, te indica que es un catión de carga  $q = p^+ - e^- = 47 - 46 = +1$ .  $A = Z + N = 47 + 61 = 108$ . Usa la tabla para ver que se trata del elemento plata,  $^{108}_{47}\text{Ag}^+$ .

- 6** En el caso del magnesio, la abundancia y la masa de sus isótopos son:  $^{24}\text{Mg}$  78,99 %, 23,985042 u;  $^{25}\text{Mg}$  10 %, 24,985837 u; y  $^{26}\text{Mg}$  11,01 %, 25,982593 u. Calcula la masa atómica del magnesio.

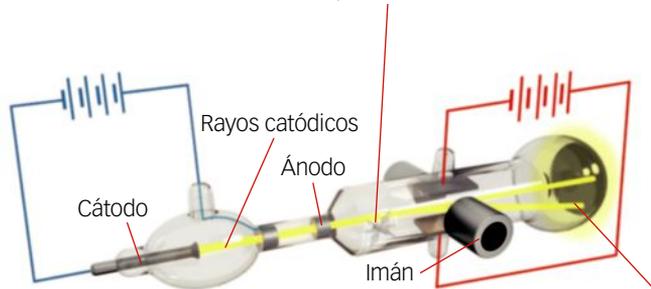
Según la fórmula de más arriba, su masa atómica se calcula:

$$M(\text{Mg}) = \left( \frac{78,99}{100} \cdot 23,985042 \right) + \left( \frac{10}{100} \cdot 24,985837 \right) + \left( \frac{11,01}{100} \cdot 25,982593 \right) = \mathbf{24,305052 \text{ u}}$$

## 2 Historia de los modelos atómicos

El diseño de los diferentes modelos atómicos a lo largo de la historia de la ciencia es un claro ejemplo de la autocorrección en el método científico:

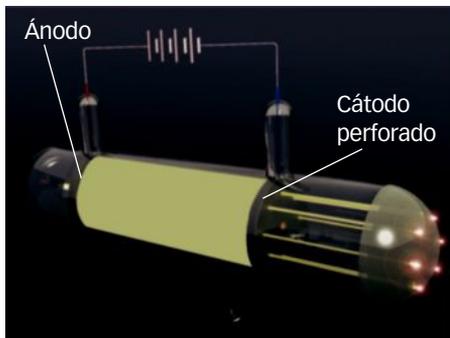
El haz de rayos se propaga en línea recta, es capaz de mover un molinillo colocado en el camino y provoca luminiscencia en el extremo del tubo que está detrás del ánodo.



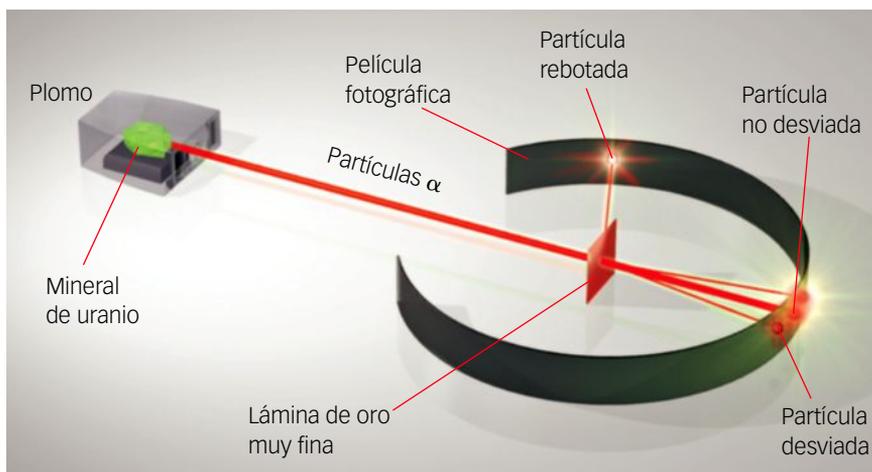
**Figura 1.2.** Experimento de J. J. Thomson.

Los rayos catódicos están formados por **partículas de carga eléctrica negativa**.

Con esta experiencia (Thomson) la comunidad científica acepta la existencia en el interior del átomo de partículas negativas (electrones).



**Figura 1.3.** Los rayos canales viajan del ánodo al cátodo. El rayo se desvía por la acción de campos eléctricos y magnéticos. Concretamente es atraído por la placa eléctrica negativa. En consecuencia, los rayos canales están formados por **partículas eléctricas de carga positiva**.



**Figura 1.4.** Un bloque de plomo con una cavidad que permite la salida al exterior. En su interior se coloca el material radiactivo que produce las **partículas  $\alpha$**  (por ejemplo, mineral de uranio). Todos los rayos que no tengan la dirección del orificio de salida serán absorbidos por el plomo. Se logra así que a la lámina de oro lleguen unos rayos procedentes directamente del material radiactivo.

### Modelo atómico de Dalton

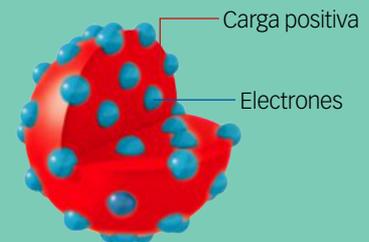
El átomo es indivisible

Las experiencias que llevaron a revisar el modelo de Dalton y proponer un nuevo modelo fueron:

- 1) Naturaleza eléctrica de la materia.
- 2) Radiactividad (Bequerel).
- 3) Descubrimiento del electrón (Thomson) (► Figura 1.2).
- 4) Experiencia de Millikan. Determinación de la carga del electrón.

Conclusión: el átomo no es indivisible, está formado por partículas negativas; el átomo es neutro.

### Modelo atómico de Thomson

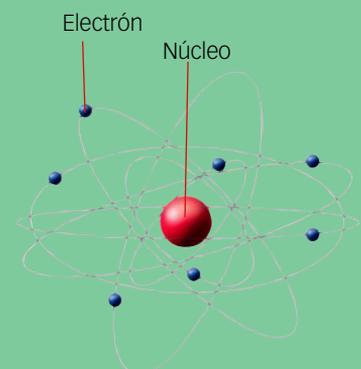


Esfera positiva con los electrones embebidos en ella

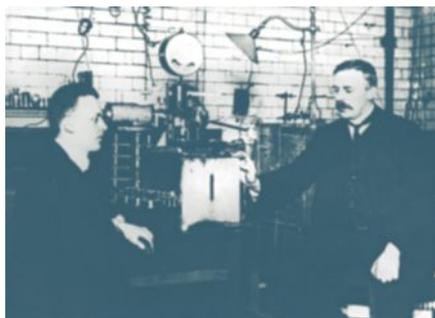
Experiencias que llevaron a replantear el modelo de Thomson:

- 1) Descubrimiento del protón (► Figura 1.3).
- 2) Experimento de la lámina de oro (► Figura 1.4).

### Modelo atómico de Rutherford



Protones en el centro (núcleo) con los electrones girando alrededor (modelo planetario).



**Figura 1.5.** Rutherford (derecha) con Hans Geiger, quien inventó un dispositivo para contar las partículas  $\alpha$  una a una.

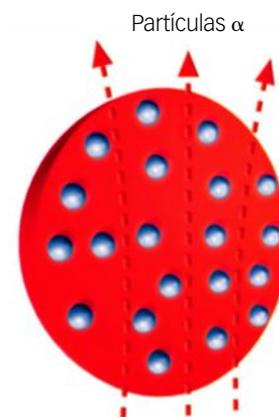
## 2.1. Modelo de Rutherford

El último de los modelos presentados es el modelo nuclear de **Rutherford**, surgido a raíz del conocido experimento del bombardeo de una lámina de oro con partículas alfa (► Figura 1.4).

Rutherford pidió a dos de sus estudiantes, Geiger y Marsden (► Figura 1.5), que bombardearan una finísima capa de oro con partículas alfa, núcleos de helio muy pesados. Además, para asombro de ambos estudiantes, les sugirió que pusieran detectores de estas partículas tanto detrás como delante de la lámina de oro. Lo que surgió del experimento revolucionó el conocimiento sobre el estudio interno de la materia:

- La mayor parte de las partículas alfa atravesaban la lámina sin sufrir ninguna desviación.
- Algunas se desviaban ligeramente.
- Una de cada 20000 se desviaba mucho.
- Una de cada 20000 no atravesó la lámina y rebotó, siendo detectada por las pantallas colocadas delante de la lámina.

Si el modelo de Thomson hubiese sido válido, todas las partículas alfa habrían pasado sin dificultad a través de la lámina de oro, solo unas pocas se habrían desviado o dispersado al encontrarse con electrones, y ninguna habría rebotado (► Figura 1.6).



**Figura 1.6.**

Rutherford explicó estos hechos basándose en su modelo del átomo nuclear:

1. La mayor parte de la masa y toda la carga positiva del átomo están concentradas en una región muy pequeña denominada núcleo. La mayor parte del átomo está vacía.
2. La magnitud de la carga positiva es diferente para cada átomo, y es aproximadamente la mitad de la masa atómica del elemento.
3. Fuera del núcleo se mueven los electrones en un número igual al de unidades positivas en el núcleo. Así se justifica que el átomo sea eléctricamente neutro.

### ACTIVIDAD

5. Contesta breve y razonadamente las siguientes preguntas:

- a) ¿Cómo se llegó a la conclusión de que casi toda la masa de un átomo estaba en el centro del mismo?
- b) ¿Cómo se descubrieron los neutrones?
- c) ¿Cómo se distribuyen los electrones en el modelo de Thomson?
- d) ¿Por qué es necesaria la existencia de neutrones en el núcleo atómico?

El modelo nuclear de Rutherford presentaba dos problemas:

1. Explicar la integridad de un núcleo formado solamente por partículas positivas que, al ser del mismo signo, se repelían. Para resolver este problema Rutherford predijo la existencia de una partícula sin carga y con una masa similar a la de los protones que compensaría esas repulsiones dentro del núcleo.

Esta hipótesis fue confirmada por **Chadwick**, en 1932. Bombardeando láminas de berilio con partículas alfa obtuvo radiaciones neutras formadas por partículas a las que llamó **neutrones**.

2. Según las leyes del electromagnetismo, cuando una partícula cargada, el electrón lo es, se mueve con movimiento acelerado emite radiación electromagnética de forma continua, el movimiento circular alrededor del núcleo del electrón es un movimiento con aceleración centrípeta. Esta emisión de radiación haría que el electrón fuese perdiendo energía, por tanto, velocidad. Al final se precipitaría sobre el núcleo, con lo que el modelo nuclear no sería estable. Rutherford no logró resolver este problema.

### 3 Orígenes de la teoría cuántica

A finales del siglo XIX tres hechos experimentales que no podían ser explicados por la física clásica abrieron una nueva época en la física y en la comprensión de la estructura atómica de la materia a través de una osada propuesta, la teoría cuántica. Estos tres hechos experimentales fueron: la **radiación** emitida por un **cuerpo negro**, el **efecto fotoeléctrico** y los **espectros atómicos**.

#### 3.1. Radiación del cuerpo negro

A finales del siglo XIX se llevó a cabo un estudio experimental de la radiación electromagnética que emitía un cuerpo cuyo interior se encontraba a muy alta temperatura. A esta radiación se la denominó **radiación del cuerpo negro**.

La característica más importante de la radiación del cuerpo negro es que está formada por radiaciones de diferentes longitudes de onda y, por tanto, con diferentes energías asociadas. Esta radiación discontinua de energía no podía ser explicada completamente por la física clásica, que suponía que la absorción o emisión de energía se hacía de forma continua.

Para explicar los datos experimentales, **Max Planck** propuso que la energía que emitían estos cuerpos estaba relacionada con la energía de los átomos que lo constituían, de forma que estos se comportaban como osciladores; es decir, que cada átomo oscilaba con una frecuencia determinada y que la energía emitida era proporcional a la frecuencia de oscilación (► Figura 1.7).

La **hipótesis de Planck** expresa que para una radiación de frecuencia  $f$ , la energía correspondiente será múltiplo de ella:

$$E = h \cdot f$$

Siendo  $h$  la constante de Planck,  $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$ .

La hipótesis de Planck implica que la energía solo puede tomar valores proporcionales a  $h$ .

$$E = h \cdot f; \quad E = 2 h \cdot f; \quad E = 3 h \cdot f; \quad E = 4 h \cdot f \dots$$

Cuando la energía varía de forma discontinua, con valores proporcionales a  $h$ , se dice que está **cuantizada**. Los «cuantos» son como paquetes de energía que se irían transmitiendo de forma discontinua.

#### EJEMPLO RESUELTO

7 La lámpara de sodio emite luz de longitud de onda de 589 nm. ¿Cuál es la frecuencia de esta radiación? ¿Y su energía?

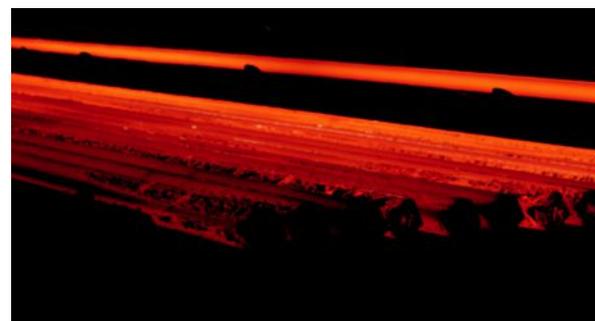
Datos:  $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$ ;  $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$ .

Ten en cuenta que  $f = \frac{c}{\lambda}$  y sustituye los datos en la ecuación:

$$f = \frac{c}{\lambda} = \frac{3 \cdot 10^8 \cancel{\text{m}} \cdot \text{s}^{-1}}{589 \cdot 10^{-9} \cancel{\text{m}}} = 5,09 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$$

Dado que  $E = h \cdot f$ , sustituye los datos:

$$E = h \cdot f = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \cancel{\text{s}} \cdot 5,09 \cdot 10^{14} \cancel{\text{s}^{-1}} = 3,37 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$



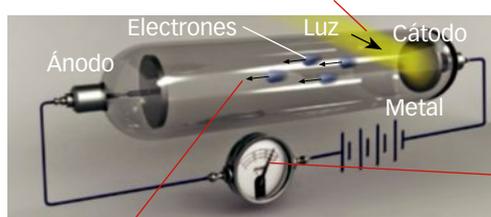
**Figura 1.7.** Experimentalmente se observa que cuando un cuerpo se calienta emite luz de diferentes colores, desde el infrarrojo a bajas temperaturas hasta el blanco cuando las temperaturas son extremadamente altas. En la fotografía, acero a altísima temperatura.

### 3.2. Efecto fotoeléctrico

En 1888 **Heinrich Hertz** descubrió que cuando una luz incide sobre ciertas superficies metálicas, estas emiten electrones. Esta emisión cumple una serie de características (► Figura 1.8):

- La emisión de electrones solo se produce cuando se alcanza una frecuencia mínima denominada **frecuencia umbral**,  $f_0$ . Por debajo de esa frecuencia, que es característica para cada metal, no se produce emisión de electrones.
- La velocidad de los electrones emitidos solo depende de la frecuencia de la radiación incidente y no de su intensidad; de esta depende el número de electrones emitidos.
- No existe un tiempo de retraso entre la radiación incidente y la emisión de electrones.

Cuando el cátodo se ilumina con luz de energía mayor que el valor correspondiente a la **frecuencia umbral**, se arrancan electrones que llegan al ánodo.



El miliamperímetro indica inmediatamente que hay paso de corriente.

**Figura 1.8.** Esquema de una **célula fotoeléctrica**. Su funcionamiento se basa en el efecto fotoeléctrico. Entre el ánodo y el cátodo hay una pequeña diferencia de potencial para que los electrones que se arrancan sigan el camino de la corriente.

La **intensidad de corriente** producida es proporcional a la intensidad de la luz, lo que indica que cada fotón de la luz arranca un electrón. La energía con la que sale «despedido» cada electrón depende de la energía del fotón incidente.

La física clásica no explicaba estas características, sobre todo la necesidad de una frecuencia mínima. Con objeto de buscar una explicación:

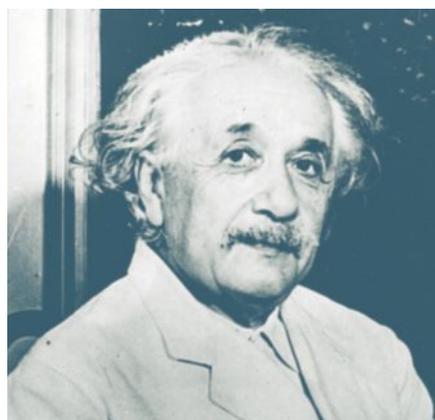
#### SABER MÁS

Las células fotoeléctricas están presentes en muchos objetos cotidianos, por ejemplo, el sistema de apertura y cierre de las puertas de los ascensores se basa en este efecto.

**Albert Einstein** propuso en 1905 que la luz está constituida por una serie de partículas elementales, denominadas **fotones**, cuya energía viene dada por la ecuación de Planck:

$$E = h \cdot f$$

siendo  $f$  la frecuencia de la luz incidente (► Figura 1.9).



**Figura 1.9.** A **Albert Einstein** se le concedió el premio Nobel de Física por la explicación del efecto fotoeléctrico y no por su conocida teoría de la relatividad.

#### EJEMPLO RESUELTO

- 8 ¿Qué energía tiene un fotón de luz roja de 700 nm de longitud de onda? ¿Y un mol de fotones? Datos:  $c = 2,998 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$ ;  $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$ ;  $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$ .

Según la hipótesis de Planck, la energía de un cuanto viene dada por la expresión:  $E = h \cdot f$ . Ten en cuenta que  $f = \frac{c}{\lambda}$ , sustituye en la expresión de la energía de un cuanto para tenerla en función de  $\lambda$ :

$$E = h \cdot f = h \cdot \frac{c}{\lambda}$$

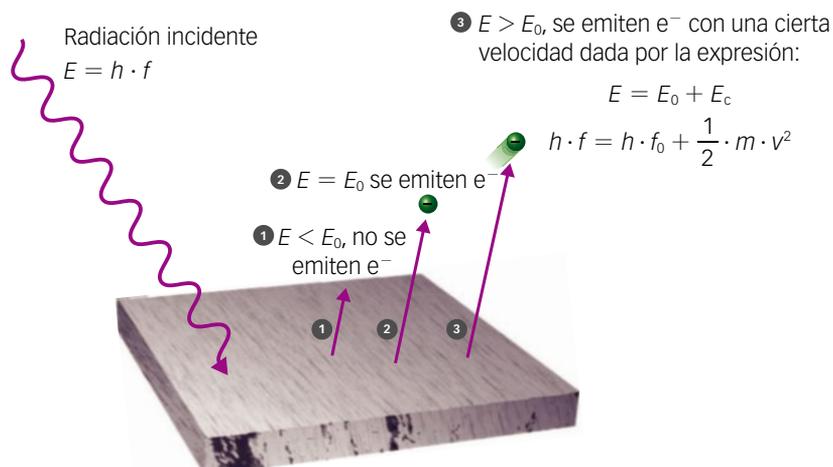
Sustituye los valores y opera. La energía de un fotón de luz roja,  $E_r$ , es:

$$E_r = h \cdot \frac{c}{\lambda_r} = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \cancel{\text{s}} \cdot \frac{2,998 \cdot 10^8 \cancel{\text{ m}}}{700 \cdot 10^{-9} \cancel{\text{ m}}} = \mathbf{2,838 \cdot 10^{-19} \text{ J}}$$

Usa el número de Avogadro. La energía de 1 mol de fotones será:

$$E(1 \text{ mol}) = \frac{2,838 \cdot 10^{-19} \text{ J}}{1 \cancel{\text{ fotón}}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \cancel{\text{ fotones}}}{1 \text{ mol}} = \mathbf{1,709 \cdot 10^5 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1}}$$

Los electrones serán arrancados cuando se les proporcione la energía suficiente para liberarse de su interacción con el resto del átomo. Esta es la energía mínima que se relaciona con la frecuencia umbral. Las tres posibilidades ante las que nos podemos encontrar vienen reflejas en el siguiente esquema:



**Figura 1.10.** Representación del efecto fotoeléctrico.  $E_0$  es la energía asociada a la frecuencia umbral,  $f_0$ , y se denomina **trabajo de extracción** del metal.

Se deduce que cuanto mayor sea la intensidad de la radiación incidente mayor será el número de fotones que alcancen el metal. Todos estos fotones llevan la misma energía asociada. Por tanto, al aumentar la intensidad aumentará el número de electrones emitidos, pero no su velocidad.

Por otro lado, no hay tiempo de retraso entre el impacto de fotones y la emisión de electrones porque la energía de la radiación se presenta en paquetes concentrados (fotones) y no distribuida en una amplia región del espacio.

### EJEMPLO RESUELTO

- 9 Cuando una muestra de átomos del potasio se irradia con luz ultravioleta, se produce la emisión de electrones, formándose iones  $K^+$ . Calcula la velocidad de los electrones emitidos si se utiliza radiación con  $\lambda = 200 \text{ nm}$ , sabiendo que el valor del primer potencial de ionización del potasio es  $418,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ . Datos:  $m_e = 9,11 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$ ;  $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$ ;  $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$ ;  $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ .

Primero calcula la energía de la radiación con la que se ilumina el átomo.

$$E_{\text{radiación}} = h \cdot f = h \cdot \frac{c}{\lambda} = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m}}{200 \cdot 10^{-9} \text{ m}} = 9,94 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

Con la definición de primer potencial de ionización, este se corresponde con la energía umbral que expresamos en unidades del SI.

$$E_{\text{ionización}} = E_0 = 418,8 \text{ kJ} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6,022 \cdot 10^{23}} = 6,95 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

La diferencia entre ambas energías es la energía cinética con la que sale el electrón. Luego:

$$E_c = E_{\text{radiación}} - E_0 = 9,94 \cdot 10^{-19} \text{ J} - 6,95 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 2,99 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

Como  $E_c = \frac{1}{2} \cdot m \cdot v^2$ , despeja, sustituye y opera:

$$v = \sqrt{\frac{2E_c}{m_e}} = \sqrt{\frac{2 \cdot 2,99 \cdot 10^{-19} \text{ J}}{9,11 \cdot 10^{-31} \text{ kg}}} = 8,1 \cdot 10^5 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$$

### Recuerda

El **electronvoltio**, eV, es una unidad de energía que equivale a la energía cinética que adquiere un electrón al ser acelerado, en el vacío, por una diferencia de potencial de 1 voltio. Su equivalencia en unidades de energía del SI es:

$$1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

### ACTIVIDADES

6. La radiación de longitud de onda  $242,4 \text{ nm}$  es la longitud de onda más larga que produce la fotodisociación del  $\text{O}_2$ . ¿Cuál es la energía del fotón? ¿Y la de un mol de fotones?

Datos:  $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$ ;  
 $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$ ;  
 $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ .

Solución:  $8,200 \cdot 10^{-19} \text{ J} \cdot \text{fotón}^{-1}$ ;  
 $4,94 \cdot 10^5 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1}$

7. Determina la energía cinética y la velocidad de los electrones arrancados del cobre cuando sobre él incide luz de frecuencia  $4,12 \cdot 10^{15} \text{ Hz}$ . La frecuencia umbral del metal es de  $1,12 \cdot 10^{15} \text{ Hz}$ .

Datos:  $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$ ;  
 $m_e = 9,11 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$ .

Solución:  $E_c = 1,99 \cdot 10^{-18} \text{ J}$ ;  
 $v = 2,09 \cdot 10^6 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$

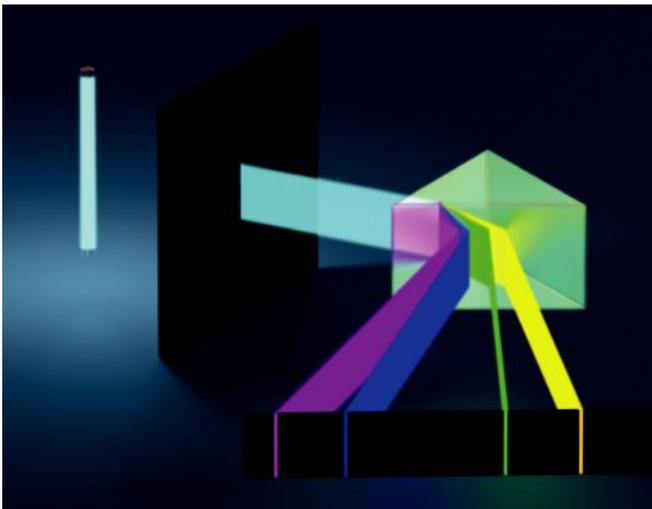
### 3.3. Espectros atómicos

Si has visto la descomposición de la luz blanca a través de un prisma o a través de las gotas de lluvia produciendo el arco iris, habrás observado que se forma una banda continua de colores que corresponden a todas las longitudes de onda que la componen, desde el rojo hasta el violeta. Es lo que se denomina un **espectro continuo**.

Desde el punto de vista químico, para identificar sustancias son más interesantes los espectros discontinuos.

#### Espectro de emisión

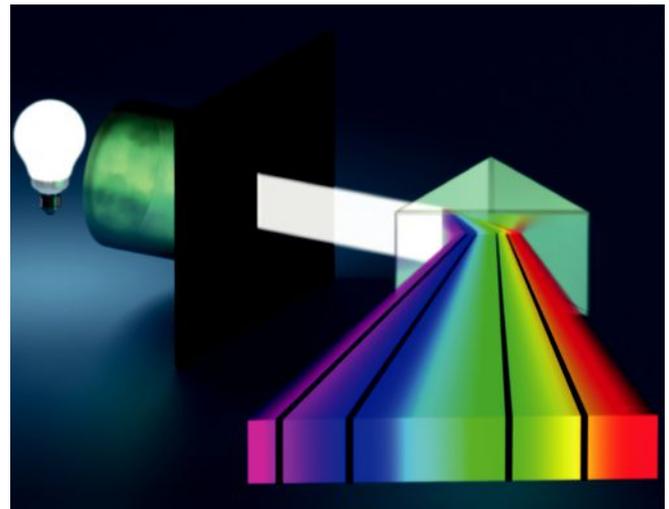
Un gas de muestra a baja presión y temperatura se somete a una descarga eléctrica. La luz emitida se conduce a un prisma. El prisma descompone los colores que se recogen en el espectro en forma de líneas sobre un fondo oscuro. Cada una de estas líneas corresponde a una longitud de onda diferente. Es el denominado **espectro discontinuo de emisión** (► Figura 1.11).



**Figura 1.11.** Para obtener un espectro de emisión se excita la muestra, por ejemplo, poniéndola a la llama o sometiéndola a una descarga. Cuando la muestra vuelve al estado de reposo, emite las radiaciones que analizamos en su espectro de emisión.

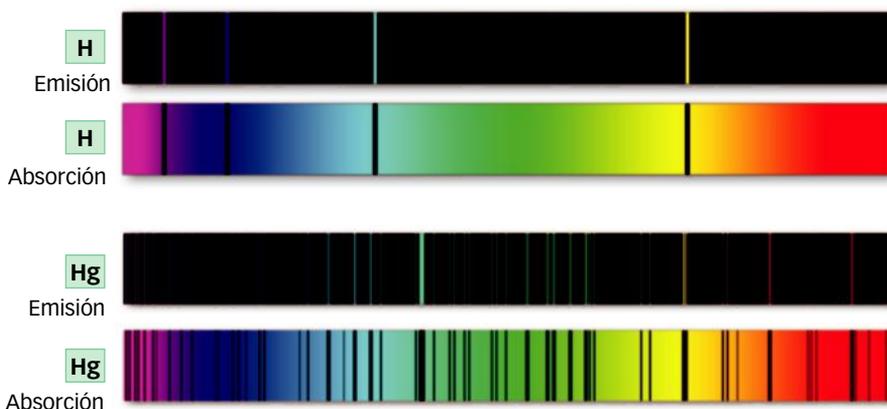
#### Espectro de absorción

Hacemos pasar la radiación emitida por un cuerpo incandescente a través de un gas de una determinada muestra. Una pequeña parte de la luz será absorbida y otra parte atraviesa el gas. Después de atravesar el prisma, en el espectro final, se recoge la parte no absorbida por el gas. Es el **espectro discontinuo de absorción** (► Figura 1.12).



**Figura 1.12.** Para obtener un espectro de absorción iluminamos la muestra con luz blanca y recogemos la luz que sale de la muestra. Contendrá todas las radiaciones de la luz blanca menos las que ha absorbido la muestra.

Cada elemento químico tiene sus propios espectros de emisión y absorción, que le son característicos y que van a servir para identificarlo. Cada línea del espectro corresponde a una longitud de onda determinada (► Figura 1.13).



**Figura 1.13.** Las líneas del espectro de absorción de un elemento **se corresponden** con las líneas de emisión del mismo elemento. Para un mismo elemento, su espectro de absorción es complementario del de emisión.

## Espectro del átomo de hidrógeno

El espectro más estudiado, por ser el más sencillo, ha sido el espectro del átomo de hidrógeno. Está compuesto por una serie de bandas repartidas en las distintas zonas del espectro. Cada grupo de bandas recibe el nombre de su descubridor.

- Zona ultravioleta. Serie de Lyman.
- Zona visible. Serie de Balmer.
- Zona infrarroja. Series de Paschen, Brackett y Pfund.

En 1885 **Johann Balmer** (► Figura 1.14) dedujo una fórmula para las longitudes de onda de las líneas espectrales de la zona visible.

La ecuación generalizada para el resto de líneas espectrales toma la expresión:

$$\frac{1}{\lambda} = R \cdot \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

siendo  $n_1 < n_2$

$R$ : constante de Rydberg, de valor  $R = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$ .

Los valores de  $n_1$  y  $n_2$  para las distintas series son (► Figura 1.15):

- Lyman:  $n_1 = 1$ ;  $n_2 = 2, 3, 4, \dots$
- Brackett:  $n_1 = 4$ ;  $n_2 = 5, 6, 7, \dots$
- Balmer:  $n_1 = 2$ ;  $n_2 = 3, 4, 5, \dots$
- Pfund:  $n_1 = 5$ ;  $n_2 = 6, 7, 8, \dots$
- Paschen:  $n_1 = 3$ ;  $n_2 = 4, 5, 6, \dots$

Estas ecuaciones, meramente empíricas, no eran capaces de explicar el fenómeno de los espectros discontinuos.

La ecuación de Rydberg también puede ser expresada para calcular la variación de energía entre niveles.

$$\Delta E = 2,179 \cdot 10^{-18} \text{ J} \cdot \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

El valor de la constante cambia cuando se expresa en unidades de energía.

### EJEMPLO RESUELTO

- 10** Determina la longitud de onda de la línea de la serie de Balmer del hidrógeno correspondiente a la transición desde  $n = 5$  a  $n = 2$ .

Dada la ecuación de Rydberg:  $\frac{1}{\lambda} = R \cdot \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$ ,

siendo  $n_1 = 2$  y  $n_2 = 5$  y  $R = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$ .

Sustituye los datos en la ecuación y calcula el inverso del valor obtenido:

$$\begin{aligned} \frac{1}{\lambda} &= R \cdot \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) = \\ &= 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} \cdot \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{5^2} \right) = 2\,303\,700 \text{ m}^{-1} \\ \lambda &= \frac{1}{2\,303\,700 \text{ m}^{-1}} = \mathbf{4,341 \cdot 10^{-7} \text{ m}} \end{aligned}$$

### ACTIVIDADES

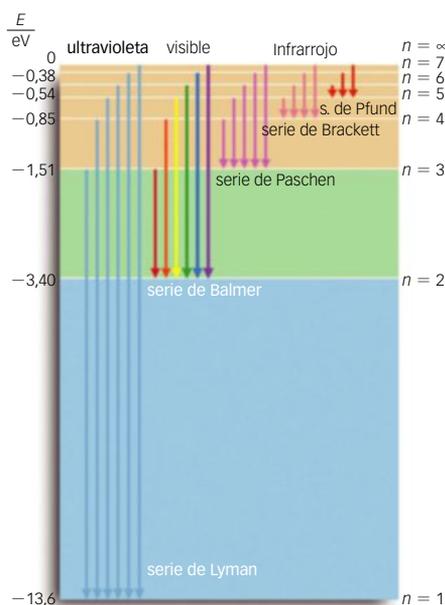
- 8.** En el espectro del hidrógeno se detecta una línea a 1880 nm. ¿Es una línea de la serie de Balmer? Justifícalo.
- 9.** La lámpara de vapor de mercurio emite una luz de color ligeramente azul-verdoso. Estos colores proceden de radiaciones de longitudes de onda 4348 Å (azul)

y 5461 Å (verde). Calcula la energía de un fotón de cada una de estas radiaciones. Datos:  $1 \text{ Å} = 10^{-10} \text{ m}$ ;  $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$ ;  $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$ .

**Solución:**  $4,57 \cdot 10^{-19} \text{ J}$  y  $3,64 \cdot 10^{-19} \text{ J}$



**Figura 1.14.** Johann Balmer (1825-1898). El gran acierto de Balmer fue que dedujo la fórmula de la ecuación, solo con los datos experimentales y antes de ser explicada teóricamente.



**Figura 1.15.** Transiciones electrónicas posibles en el átomo de hidrógeno.

Figura 1.16.



**Niels Bohr**

fue uno de los científicos y pensadores más profundos de su época.

Temiendo que los nazis invadieran Dinamarca y que estos se quedaran con su medalla de oro del premio Nobel y la de dos colegas más, las trató para convertirlas en una disolución de nitrato de oro, que dejó en un estante y que pasó inadvertida para los militares; luego huyó hacia Gran Bretaña escondido junto a su mujer en un bombardero. En 1945 recuperó las medallas, que la organización Nobel volvió a acuñar.

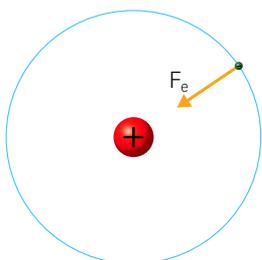


Figura 1.18. En una órbita de Bohr existe una fuerza de atracción electrostática entre el núcleo y el electrón.

## 4 Modelo atómico de Bohr

En 1913 **Niels Bohr** (► Figura 1.16) consiguió explicar el espectro del átomo de hidrógeno. Su éxito radicó en aplicar al modelo de Rutherford la teoría cuántica introducida por Planck en 1900. Bohr propuso que el átomo estaba cuantizado; es decir, solo podía tener ciertas cantidades de energía permitidas. Esto implica que el electrón solo puede girar en ciertas órbitas permitidas, a diferencia del modelo de Rutherford.

Cuando el electrón salta de una órbita de mayor energía (más lejos del núcleo) a otra de menor energía (más cerca del núcleo), emite energía mediante un fotón. La frecuencia de dicho fotón se obtiene por la ecuación de Planck:  $E = h \cdot f$ . Este hecho explica que el espectro de un átomo sea discontinuo, apareciendo solo unas pocas frecuencias (► Figura 1.17).

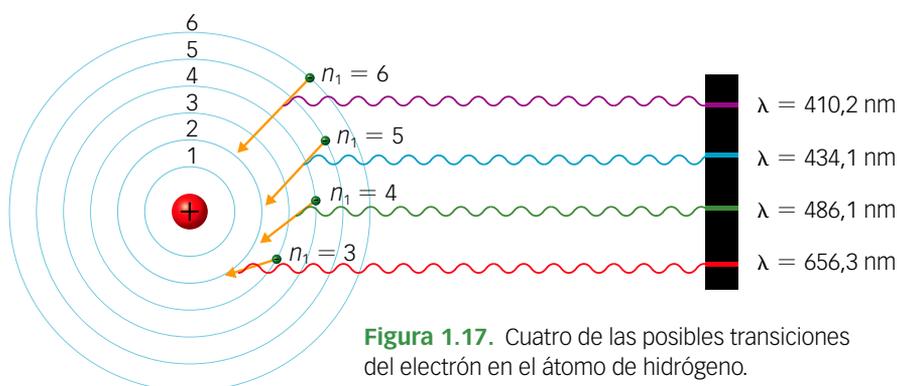


Figura 1.17. Cuatro de las posibles transiciones del electrón en el átomo de hidrógeno.

El modelo atómico de Bohr se basa en tres postulados:

**1.º postulado.** El electrón gira alrededor del núcleo en órbitas circulares sin emitir energía.

En estas órbitas el electrón se ve sometido a la fuerza electrostática de atracción del núcleo, que coincide en dirección y en sentido con la fuerza centrípeta (► Figura 1.18). Los módulos de estas fuerzas:

$$F_e = k \cdot \frac{q_1 \cdot q_2}{r^2} \quad ; \quad F_c = m_e \cdot \frac{v^2}{r}$$

Igualando ambas expresiones y sustituyendo  $q_1$  y  $q_2$  por la carga del electrón,  $e$ , obtenemos la expresión:

$$m_e \cdot v^2 = k \cdot \frac{e^2}{r} \quad [1]$$

**2.º postulado.** Solo son posibles las órbitas en las que el electrón tiene un momento angular que es múltiplo entero de  $h/2\pi$ .

El momento angular del electrón es  $L = m_e \cdot v \cdot r$ . Por tanto:

$$m_e \cdot v \cdot r = n \frac{h}{2\pi} \quad (n = \text{número cuántico principal} = 1, 2, 3, \dots) \quad [2]$$

Despejamos  $v$  de [2] y sustituimos en [1]. Al despejar  $r$  obtenemos:

$$r = n^2 \cdot \left( \frac{h^2}{4 \pi^2 m_e \cdot k \cdot e^2} \right). \text{ Dado que el factor } a = \frac{h^2}{4 \pi^2 m_e \cdot k \cdot e^2} \text{ es una constante, podemos resumir: } \mathbf{r = n^2 \cdot a.}$$

Es decir, el radio de la órbita del electrón está cuantizado.

### EJEMPLO RESUELTO

**11** Calcula el radio de las tres primeras órbitas en la corteza del átomo de hidrógeno según el modelo de Bohr.

Datos:  $|e| = 1,60 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ ;  
 $m_e = 9,11 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$ ;  
 $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$ ;  
 $k = 8,99 \cdot 10^9 \text{ N} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{C}^{-2}$ .

Primero calcula el valor de la constante  $a$ . Sustituye y opera:

$$a = 5,30 \cdot 10^{-11} \text{ m}$$

Los radios de las tres primeras órbitas, según este modelo, son:

$$r_1 = 1^2 \cdot 5,30 \cdot 10^{-11} \text{ m} = \mathbf{0,53 \text{ \AA}}$$

$$r_2 = 2^2 \cdot 5,30 \cdot 10^{-11} \text{ m} = \mathbf{2,12 \text{ \AA}}$$

$$r_3 = 3^2 \cdot 5,30 \cdot 10^{-11} \text{ m} = \mathbf{4,77 \text{ \AA}}$$

**3.º postulado.** La energía liberada al pasar un electrón desde una órbita a otra de menor energía se emite en forma de un fotón, cuya frecuencia se obtiene con la ecuación de Planck. Estos fotones producidos por los saltos energéticos son los responsables de los espectros de emisión.

De la misma forma, cuando un electrón pasa de una órbita a otra de mayor energía, lo hace absorbiendo la energía de un fotón. Estos fotones absorbidos por estos saltos energéticos son los responsables de las líneas negras correspondientes a ciertas frecuencias en los espectros de absorción.

En una órbita determinada, al electrón le corresponde una energía que podemos obtener como suma de sus energías cinética y potencial.

La energía cinética,  $E_C = \frac{1}{2} \cdot m \cdot v^2$ , según la expresión [1] valdrá:  $E_C = \frac{1}{2} \cdot k \cdot \frac{e^2}{r}$ .

Y la energía potencial,  $E_P = -k \cdot \frac{e^2}{r}$ .

Por tanto, la energía total del electrón será:

$$E = E_C + E_P = \frac{1}{2} \cdot k \cdot \frac{e^2}{r} - k \cdot \frac{e^2}{r} = -k \cdot \frac{e^2}{2r}$$

Al sustituir la expresión de  $r$  obtenida en el segundo postulado:

$$E = -\frac{1}{n^2} \cdot \left( \frac{2\pi^2 k^2 \cdot m_e \cdot e^4}{h^2} \right), \text{ siendo el factor } A = \frac{2\pi^2 k^2 \cdot m_e \cdot e^4}{h^2} = \text{cte.}$$

De esta forma obtenemos que la energía del electrón está cuantizada:

$$E = -\frac{A}{n^2}$$

Si suponemos que el electrón cae desde una órbita  $n_2$  a una órbita  $n_1$ , siendo  $n_2 > n_1$ , las energías respectivas serán:

$$E_{n_2} = -\frac{A}{n_2^2} \quad \text{y} \quad E_{n_1} = -\frac{A}{n_1^2}$$

La diferencia de energía será:  $E_{n_2} - E_{n_1} = h \cdot f$ .

Sustituyendo obtenemos:

$$-\frac{A}{n_2^2} - \left( -\frac{A}{n_1^2} \right) = h \cdot f$$

Es decir,  $f = \frac{A}{h} \cdot \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$ . Sabemos que  $f = \frac{c}{\lambda}$ . Sustituyendo y despejando se deduce:

### La ecuación de Rydberg

$$\frac{1}{\lambda} = \frac{A}{h \cdot c} \cdot \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) = R \cdot \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

Bohr había dado una explicación teórica del espectro atómico del hidrógeno y de la ecuación de Rydberg.

### ACTIVIDADES

**10.** ¿Hay un nivel de energía para el átomo de hidrógeno,  $E_n = -2,69 \cdot 10^{-20}$  J?

Solución: Sí,  $n = 9$

**11.** Explica el modelo atómico de Bohr y sus principales limitaciones.

### Recuerda

La energía potencial eléctrica de una carga  $q$  en un punto del espacio es el trabajo que realiza el campo eléctrico para trasladar dicha carga desde dicho punto hasta el infinito. Según la definición de trabajo:

$$E_p = \int_A^\infty \vec{F} \cdot d\vec{r}$$

Dado que la fuerza será la electrostática de Coulomb:

$$\vec{F} = k \frac{Q \cdot q}{r^2} \vec{u}$$

Sustituyendo esta fuerza y para el caso particular del electrón en el átomo de hidrógeno.

$$E_p = \int_A^\infty k \cdot \frac{-e^2}{r^2} \vec{u} \cdot d\vec{r} = \int_A^\infty k \cdot \frac{e^2}{r^2} dr$$

Resolviendo la integral obtenemos:

$$E_p = -k \cdot \frac{e^2}{r}$$

### EJEMPLOS RESUELTOS

**12** ¿Es probable que exista para el átomo de hidrógeno un nivel de energía  $E_n = -1,00 \cdot 10^{-20}$  J?

Utiliza la ecuación  $E_n = -\frac{A}{n^2}$ , siendo  $A = 2,179 \cdot 10^{-18}$  J, despeja  $n$  y sustituye:

$$n = \sqrt{\frac{-A}{E_n}}$$

$$n = \sqrt{\frac{-2,179 \cdot 10^{-18}}{-1,00 \cdot 10^{-20}}} = 14,76$$

Como el valor de  $n$  no es un número entero, este **no es un nivel permitido para el átomo de hidrógeno**.

**13** ¿Es probable que una de las órbitas del electrón en el átomo de Bohr tenga un radio de 1,00 nm?

Utiliza la ecuación  $r = n^2 \cdot a$ , siendo  $a = 0,53$  Å.

Despeja  $n$  y sustituye:

$$n = \sqrt{\frac{r}{a}}$$

$$n = \sqrt{\frac{1,00 \cdot 10^{-9}}{0,53 \cdot 10^{-10}}} = 4,34$$

Como el valor de  $n$  no es un número entero, este **no es un valor permitido** para el radio de la órbita.

#### 4.1. Modificaciones al modelo de Bohr. Modelo de Bohr-Sommerfeld



**Figura 1.19.** Arnold Sommerfeld (1868-1951). Físico alemán.

El modelo de Bohr justificó la fórmula de Balmer y explica la estructura de la corteza del átomo de hidrógeno pero no es capaz de explicar los espectros de elementos con más de un electrón.

Tampoco explica que, cuando observamos ciertas líneas del espectro de hidrógeno con aparatos de gran resolución, se ve que están formadas por grupos de líneas muy juntas, y que algunas se desdobl原因 a un campo magnético.

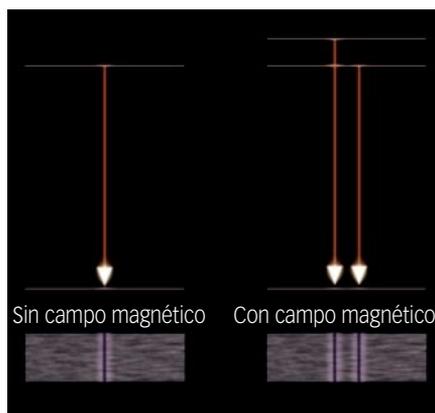
La presencia de estas líneas desdobladas en los espectros indica la existencia de subniveles de energía.

En 1916 **Sommerfeld** (► [Figura 1.19](#)) perfeccionó el modelo de Bohr considerando que las órbitas podían ser elípticas. Los cálculos de Sommerfeld llevaron a la aparición de un segundo número cuántico que describe la forma de la órbita que sigue el electrón.

El **número cuántico secundario**,  $l$ , puede adquirir valores:

$$l = 0, 1, 2, 3, \dots (n - 1)$$

Por ejemplo, para  $n = 3$ ;  $l = 0, 1, 2$ .



**Figura 1.20.** Esquema del desdoblamiento de líneas en el espectro en presencia de un campo magnético. **Efecto Zeeman.**

Al aplicar un campo magnético intenso a átomos de un solo electrón, se observaba que las líneas se desdoblaban; a este efecto se le conoce como **efecto Zeeman** (► [Figura 1.20](#)).

Estos datos ponen de manifiesto la necesidad de definir un tercer número cuántico, el número cuántico magnético, que representa la orientación de las órbitas en el espacio.

El **número magnético**,  $m_l$ , toma los valores:

$$m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l$$

En el ejemplo anterior, para aquellos tres posibles valores del número cuántico secundario,  $l$ ,  $m_l$  adquirirá los valores:

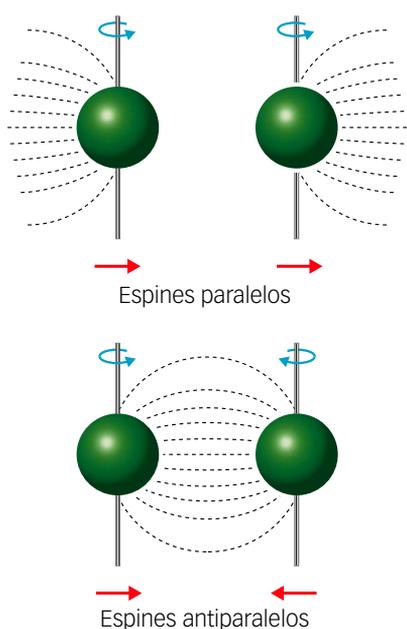
$$n = 3 \begin{cases} l = 0; m_l = 0 \\ l = 1; m_l = -1, 0, +1 \\ l = 2; m_l = -2, 1, 0, +1, +2 \end{cases}$$

Si se observan con espectrógrafos de aún mayor precisión, todas las líneas del espectro aparecen desdobladas en dos rayas. Se pensó que esta aparición de dobletes podría deberse a un efecto Zeeman interno. Se supuso al electrón como una esfera cargada girando en torno a sí misma, con dos posibles sentidos de giro, que vienen representados por el número cuántico de espín (► [Figura 1.21](#)).

El **número cuántico de espín**,  $m_s$ , solo puede tomar los valores

$$-1/2 \text{ y } +1/2$$

En resumen, el electrón queda determinado por cuatro números cuánticos:  $n$  (número cuántico principal),  $l$  (número cuántico secundario),  $m_l$  (número cuántico magnético) y  $m_s$  (número cuántico de espín).



**Figura 1.21.** Representación de los **espines**.

## 5 Mecánica cuántica

Una década después del trabajo de Bohr (que solo explicaba los átomos hidrogenoides) dos ideas claves propiciaron la creación del **modelo mecano-cuántico**: la dualidad onda-corpúsculo y el principio de incertidumbre.

### 5.1. Dualidad onda-corpúsculo

Einstein había puesto de manifiesto con el efecto fotoeléctrico que la luz, considerada tradicionalmente como una onda, en determinadas situaciones podía comportarse como un conjunto de partículas: **fotones**.

La pregunta era: ¿podrían partículas como los electrones comportarse como ondas?

En 1923 **Louis de Broglie** (► Figura 1.22) sugirió que los electrones se podían comportar como ondas y dedujo que la longitud de onda asociada a ese movimiento ondulatorio vendría dada por la ecuación:

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v}$$

Siendo  $m$  y  $v$  la masa y la velocidad del electrón, respectivamente.

Este hecho fue comprobado por **Davisson** y **Germer**, e, independientemente, por **G. P. Thomson** en 1927, cuando consiguieron observar con electrones fenómenos ópticos, prueba inequívoca de su naturaleza ondulatoria, y comprobaron la validez de la ecuación de De Broglie.

Una órbita será posible cuando la onda asociada al electrón sea estacionaria; y esto ocurre cuando la longitud de la órbita sea múltiplo entero de la longitud de la onda. Luego:

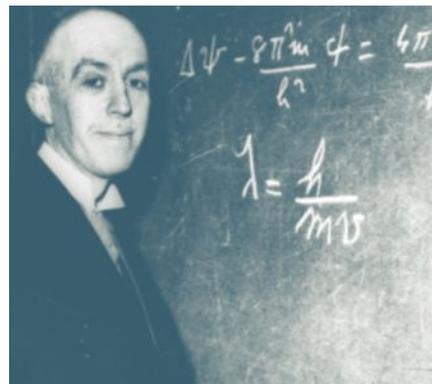
$$2\pi r = n \cdot \lambda \Rightarrow 2\pi r = n \frac{h}{m \cdot v}$$

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

Hemos llegado a la misma ecuación del segundo postulado de Bohr:

«Solo son posibles las órbitas en las que el electrón tiene un momento angular que es múltiplo entero de  $h/2\pi$ », puede explicarse a partir de esta idea.

Esta dualidad se da en toda la materia, aunque en los objetos con gran masa la longitud de onda asociada es tan pequeña que no puede detectarse y sus propiedades se van a describir mejor tratándolas como partículas materiales que como ondas. En cambio, las partículas más pequeñas, como el electrón, se describirán mejor considerando su carácter ondulatorio.



**Figura 1.22.** El príncipe **Louis de Broglie** fue un científico francés de familia aristocrática. Tras licenciarse en historia medieval, se dedicó al estudio de su otra pasión, la física. Obtuvo el premio Nobel de Física en 1929.

### EJEMPLO RESUELTO

**14** ¿Cuál es la longitud de onda asociada a los electrones que se mueven a una velocidad que es la décima parte de la velocidad de la luz?

Datos:  $m_e = 9,109 \cdot 10^{-31}$  kg,  
 $c = 3 \cdot 10^8$  m s<sup>-1</sup>  
 y  $h = 6,626 \cdot 10^{-34}$  J · s.

La velocidad del electrón será  
 $v = 0,100 \cdot c = 0,100 \cdot 3 \cdot 10^8$   
 $v = 3 \cdot 10^7$  m · s<sup>-1</sup>

Sustituye los datos en la ecuación de De Broglie:

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v} =$$

$$= \frac{6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}}{9,109 \cdot 10^{-31} \text{ kg} \cdot 3 \cdot 10^7 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}}$$

$$\lambda = 2,42 \cdot 10^{-11} \text{ m}$$

### ACTIVIDADES

**12.** Un coche de carreras, incluido el piloto, tiene una masa de 605 kg. ¿Cuál es la longitud de onda asociada a él si en una carrera adquirió una velocidad de 320 km/h?

Datos:  $h = 6,626 \cdot 10^{-34}$  J · s.

Solución:  $1,23 \cdot 10^{-38}$  m

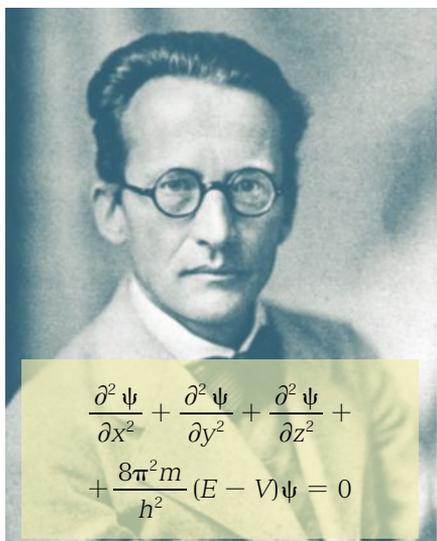
**13.** ¿A qué velocidad debe acelerarse un haz de protones para poseer una longitud de onda de De Broglie de 20,0 pm?

Datos:  $h = 6,626 \cdot 10^{-34}$  J · s;  $m_p = 1,673 \cdot 10^{-27}$  kg.

Solución:  $v = 1,98 \cdot 10^4$  m · s<sup>-1</sup>



**Figura 1.23.** Heisenberg recibió el premio Nobel de Física en 1932.



**Figura 1.24.** Edwin Schrödinger recibió el premio Nobel de Física en 1933.

### ACTIVIDAD

- 14.** ¿Qué diferencia hay entre órbita de Bohr y orbital atómico? El modelo atómico de Bohr viola el principio de indeterminación de Heisenberg, ¿de qué manera?

## 5.2. Principio de indeterminación

Este principio enunciado por **Heisenberg** (► Figura 1.23) en 1927 indica que:

Es conceptualmente imposible determinar simultáneamente el momento lineal,  $p = m \cdot v$ , y la posición,  $x$ , de una partícula en movimiento. Siendo el producto de la posición y del momento:

$$\Delta x \cdot \Delta p \geq \frac{h}{4\pi}$$

Para entender este principio, pensemos en cómo se podría determinar la posición de un electrón. Para observarlo habría que emplear una luz de longitud de onda menor que el tamaño del electrón. Al proyectar esta luz, algún fotón chocaría con el electrón y alteraría la velocidad de este. Al intentar determinar la posición del electrón, hemos cambiado su velocidad. No podemos conocer simultáneamente posición y velocidad, y como esto es imprescindible para determinar la trayectoria, este principio expone que es imposible conocer la trayectoria del electrón dentro del átomo, y por eso el modelo de Bohr-Sommerfeld es inviable. Necesitamos un nuevo concepto para localizar el electrón.

Se define **orbital** como la región del espacio alrededor del núcleo en la que es máxima la probabilidad de encontrar un electrón con una energía determinada.

## 5.3. La mecánica ondulatoria

La mecánica cuántica u ondulatoria fue desarrollada entre 1925 y 1927 por **Schrödinger**, **Heisenberg** y **Dirac**. Se basa en la ecuación de ondas que Schrödinger (► Figura 1.24) propuso para describir el comportamiento de pequeñas partículas como el electrón.

La ecuación de ondas tiene en cuenta la naturaleza dual del electrón: masa y amplitud de la onda,  $\Psi$ . Al resolver la ecuación, las incógnitas  $\Psi$  y la energía dependen de ciertos números enteros, los números cuánticos. Es decir, ambas están cuantizadas y solo están permitidos ciertos valores. Solo pueden existir determinados estados energéticos; la variación de uno a otro conlleva la emisión o absorción de energía con la consiguiente emisión o absorción de un fotón.

Además, la solución para la ecuación de Schrödinger aparece como una función de ondas,  $\Psi$ , que no suministra ni la posición ni la velocidad exacta del electrón, siguiendo el principio de Heisenberg.

$\Psi^2$  nos indica la **probabilidad** de encontrar el electrón en una región del espacio determinada.

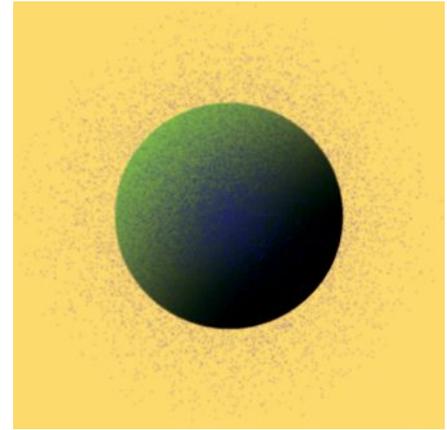
Para el electrón del átomo de hidrógeno, la solución de la ecuación de Schrödinger viene en función de tres números enteros, tres números cuánticos,  $n$ ,  $l$  y  $m_l$ . El número  $m_s$  no se deduce de la ecuación; fue introducido para explicar ciertas características de los espectros atómicos.

Cada grupo de tres valores permitidos de  $n$ ,  $l$  y  $m_l$  definen un **orbital**, región del espacio donde existe la máxima probabilidad de encontrar el electrón.

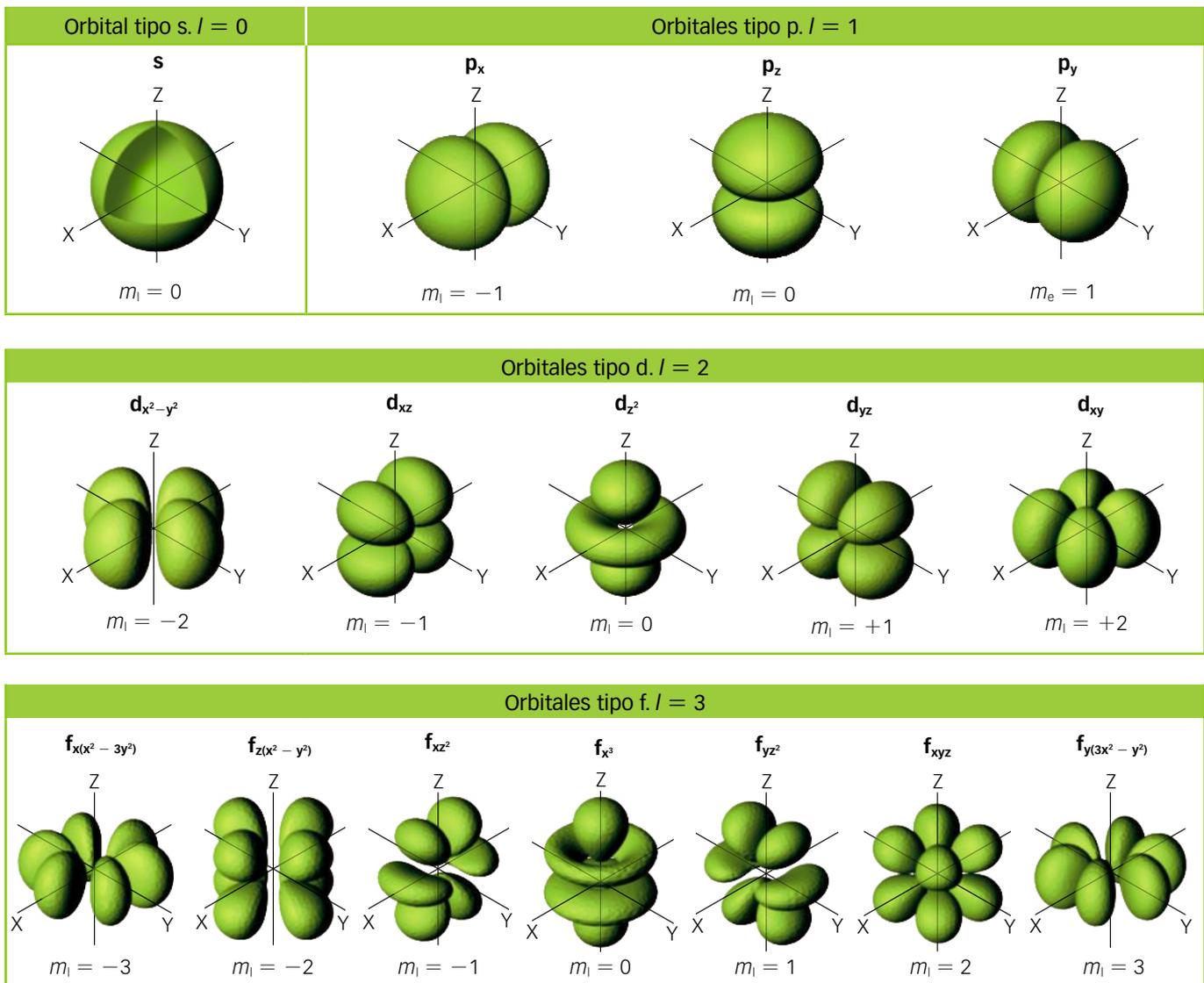
## 5.4. Orbital y números cuánticos

Ahora vamos a relacionar los números cuánticos que identifican a un electrón con su localización en el espacio. Ya hemos visto que los tres primeros aparecen como soluciones de la ecuación de Schrödinger, y el cuarto, como explicación de los espectros.

- Número cuántico principal,  $n$ .  
 $n = 1, 2, 3, 4, \dots$  Nos da idea del nivel al que se encuentra el electrón, del **tamaño** y la **energía** del orbital, siendo  $n = 1$  el nivel de menor energía.
- Número cuántico secundario o azimutal.  
 $l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1)$ . Nos da idea de la **energía** y **forma** del orbital.  
 $l = 0$ , orbital s, de simetría esférica.  
 $l = 1$ , orbital p, lobular.  
 $l = 2$ , orbital d, también lobulares, son 5.  
 $l = 3$ , orbital f, lobulares de mayor multiplicidad, son 7.
- Número cuántico magnético,  $m_l$ .  
 $m_l = -1, \dots, 0, \dots, +1$ . Nos da idea de la **orientación** del orbital en el espacio.
- Número cuántico de espín,  $m_s$ .  
 $m_s = -1/2$  o  $+1/2$ . Indica el sentido de giro del electrón sobre sí mismo.



**Figura 1.25.** Cada punto azul de la nube es una posible localización del electrón. Lo más probable es encontrar el electrón dentro de la esfera verde, el orbital.



Las reglas de relación entre números cuánticos nos indican los grupos de valores permitidos. Estos grupos, junto con el tipo de orbital, el número de cada orbital y el número máximo de electrones que puede alojar cada uno, vienen reflejados en la siguiente tabla:

$n$	$l$	Tipo de orbital	$m$	$m_s$	Número de orbitales	Número máximo de electrones ( $2n^2$ )
1	0	1s	0	$-1/2$ o $+1/2$	1	2
2	0	2s	0	$-1/2$ o $+1/2$	1	2
	1	2p	$-1, 0, 1$	$-1/2$ o $+1/2$	3	6
3	0	3s	0	$-1/2$ o $+1/2$	1	2
	1	3p	$-1, 0, 1$	$-1/2$ o $+1/2$	3	6
	2	3d	$-2, -1, 0, 1, 2$	$-1/2$ o $+1/2$	5	10
4	0	4s	0	$-1/2$ o $+1/2$	1	2
	1	4p	$-1, 0, 1$	$-1/2$ o $+1/2$	3	6
	2	4d	$-2, -1, 0, 1, 2$	$-1/2$ o $+1/2$	5	10
	3	4f	$-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3$	$-1/2$ o $+1/2$	7	14

### EJEMPLOS RESUELTOS

**15** Indica el máximo número de electrones de un átomo que pueden tener los siguientes números cuánticos, asigna los restantes y especifica los orbitales en los que pueden encontrarse los electrones.

a)  $n = 2$ ;  $m_s = +1/2$ .

b)  $n = 3$ ;  $l = 2$ .

c)  $n = 4$ ;  $l = 3$ ;  $m_l = -2$ .

a) Para el nivel  $n = 2$  el número máximo de electrones es 8. En este caso solo nos quedamos con aquellos que tengan  $m_s = +1/2$ , que son la mitad. La respuesta es **4 electrones**.

Los restantes números cuánticos con sus orbitales correspondientes son:

$n = 2, l = 0, m_l = 0, m_s = +1/2$ ; orbital 2s

$n = 2, l = 1, m_l = -1, m_s = +1/2$ ; orbital 2p<sub>x</sub>

$n = 2, l = 1, m_l = 0, m_s = +1/2$ ; orbital 2p<sub>y</sub>

$n = 2, l = 1, m_l = 1, m_s = +1/2$ ; orbital 2p<sub>z</sub>

b) Para el nivel  $n = 3$  y  $l = 2$ , que son los orbitales d, el número máximo de electrones es **10**.

Los restantes números cuánticos con sus orbitales correspondientes son:

$n = 3, l = 2, m_l = -2, m_s = -1/2$  o  $+1/2$ ; orbital 3d

$n = 3, l = 2, m_l = -1, m_s = -1/2$  o  $+1/2$ ; orbital 3d

$n = 3, l = 2, m_l = 0, m_s = -1/2$  o  $+1/2$ ; orbital 3d

$n = 3, l = 2, m_l = 1, m_s = -1/2$  o  $+1/2$ ; orbital 3d

$n = 3, l = 2, m_l = 2, m_s = -1/2$  o  $+1/2$ ; orbital 3d

c) Para el nivel  $n = 4, l = 3$  y  $m_l = -2$ , que se corresponden con uno de los orbitales f, el número máximo de electrones es **2**, uno con espín  $+1/2$  y otro  $-1/2$ .

Los restantes números cuánticos con sus orbitales correspondientes son:

$n = 4, l = 3, m_l = -2, m_s = -1/2$ ; orbital 4f

$n = 4, l = 3, m_l = -2, m_s = +1/2$ ; orbital 4f

**16** Indica, justificando la respuesta, cuáles de las siguientes combinaciones de números cuánticos son imposibles para un electrón en un átomo.

a) (4, 3, 2, 1)    b) (4, 2, -2, +1/2)    c) (1, 0, 0, 0)

Los valores aceptados son:  $n = 1, 2, 3, \dots$ ;  $l = 0, 1, \dots, (n - 1)$ ;  $m_l = -l, \dots, 0, \dots, l$ ;  $m_s = -1/2$  y  $+1/2$ . Por tanto:

a) No es posible porque  $m_s$  no puede ser 1.

b) Sí es posible.

c) No es posible, porque  $m_s$  no puede ser 0.

### ACTIVIDADES

**15.** Para un átomo en su estado fundamental, razona sobre la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

a) El número máximo de electrones con número cuántico  $n = 3$  es 6.

b) En el subnivel 2p solo puede haber 2 electrones.

c) Si en los orbitales 3d se sitúan 6 electrones, no habrá ninguno desapareado.

**16.** Dados los siguientes grupos de valores de números cuánticos, indica cuáles son posibles y cuáles no.

a) (3, 2, -2, +1/2)

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

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

d) (2, -1, 0, 0)

**17.** Escribe el valor de los números cuánticos  $n, l$  y  $m_l$  para los orbitales del subnivel 5d. Indica, de forma razonada, el número máximo de electrones que pueden ocupar el citado subnivel.

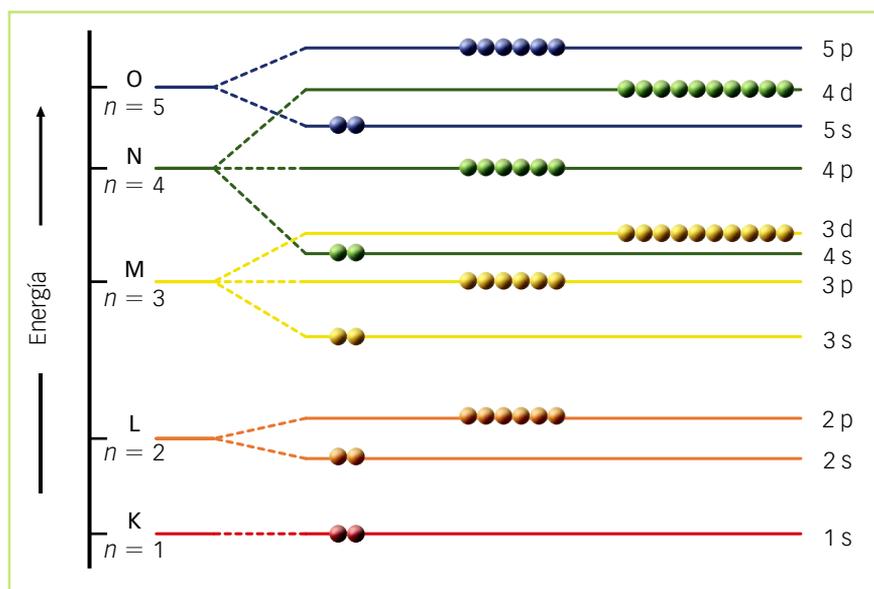
## 6 Configuración electrónica

En casos anteriores hemos visto que la configuración electrónica de un átomo es la distribución de los electrones entre los diferentes orbitales. La importancia de la configuración electrónica radica en que muchas de las propiedades físicas y químicas de los elementos se justifican por ella.

Los electrones ocuparán los orbitales de forma que se minimice la energía. A esta configuración de mínima energía la llamaremos **configuración fundamental**.

### 6.1. Energía relativa de los orbitales

La energía de los orbitales depende principalmente del valor de  $n$ , pero también del de  $l$ . Esto quiere decir que, dentro de un mismo nivel, los orbitales s, p, etc., poseen energía diferente; es decir, aparecen subniveles de energía. Dentro de un mismo subnivel, los orbitales tendrán la misma energía. A este tipo de orbitales se les denomina **orbitales degenerados**. Y son, por ejemplo, los orbitales  $p_x$ ,  $p_y$  y  $p_z$ .



#### Niveles atómicos de energía.

En el tercer nivel hay en realidad tres subniveles: 3s, 3p y 3d. (Cada bolita representa el «alojamiento» para un electrón). El orden de energía de los orbitales se estableció experimentalmente mediante estudios espectroscópicos y magnéticos.

### 6.2. Proceso Aufbau

Se conoce por este nombre al proceso de llenado, de electrones, de los distintos subniveles de un átomo. Los electrones se colocan en los subniveles por energía creciente.

Este proceso se basa en el principio de exclusión de Pauli y en el de máxima multiplicidad de Hund:

Principio de exclusión de **Pauli**. Dos electrones de un mismo átomo no pueden tener los cuatro números cuánticos iguales.

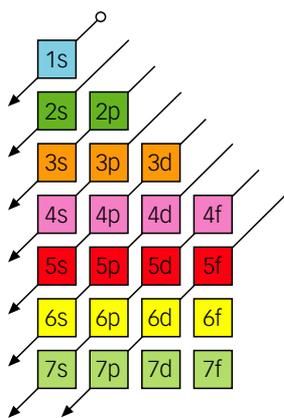
En un mismo subnivel y con un mismo valor de  $m_l$  no puede haber más de dos electrones. Estos no pueden tener el mismo valor en los cuatro números cuánticos, diferenciándose al menos en el valor de  $m_s$ . Siguiendo este principio, el número máximo de electrones que puede ocupar un nivel será:  $2n^2$ .

### Recuerda

La notación de las estructuras electrónicas en su forma abreviada será:  $nX^y$ , donde:

- « $n$ » es el número cuántico principal,
- « $X$ » es la designación del tipo de orbital en función de las letras s, p, d y f.
- « $y$ » es el número de electrones que hay en el subnivel.

$nX^y$



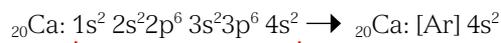
**Figura 1.26. Diagrama de Möeller.**

Este diagrama es solo una regla nemotécnica para facilitar la realización de las configuraciones electrónicas.

Regla de la máxima multiplicidad de **Hund**. Los electrones que entran en orbitales degenerados, con igual energía (p, d y f), lo hacen ocupando el mayor número posible de ellos, de tal forma que los electrones se coloquen lo más desapareados posible.

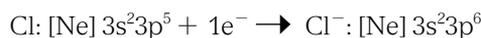
Para evitarnos escribir toda la configuración electrónica, habitualmente se recurre a una notación abreviada, donde se emplea el símbolo del gas noble anterior entre corchetes y, a continuación, los orbitales que faltan hasta completar la configuración (► Figura 1.26).

Por ejemplo, para el calcio,  $Z = 20$ , la configuración electrónica es:

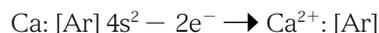


### Configuración electrónica de un ion

Para obtener la configuración electrónica de un anión se adicionan a los orbitales menos energéticos vacíos tantos electrones como cargas negativas tenga el ion. Por ejemplo:



Si se trata de un ion positivo (catión), se retirarán electrones comenzando por los de los orbitales más energéticos. Por ejemplo:



La energía de los orbitales puede variar al formarse un ion. Por ejemplo, cuando un elemento de transición pierde electrones, lo hace del orbital **s** y no **d**, aunque hayan sido estos los últimos en adicionarse.

### EJEMPLOS RESUELTOS

- 17** Escribe la configuración electrónica e indica el número de electrones desapareados para cada uno de los siguientes elementos e iones: Ge ( $Z = 32$ ); Cl ( $Z = 17$ );  $\text{Mn}^{2+}$  ( $Z = 25$ );  $\text{Br}^-$  ( $Z = 35$ ).

Sigue el proceso Aufbau y la secuencia de llenado:

${}_{32}\text{Ge}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p_1^4 4p_2^1$ ; 2 electrones desapareados.

${}_{17}\text{Cl}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p_x^2 3p_y^2 3p_z^1$ ; 1 electrón desapareado.

${}_{25}\text{Mn}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$ . Tras perder 2 electrones,

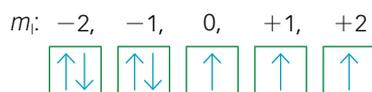
${}_{25}\text{Mn}^{2+}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d_{xy}^1 3d_{xz}^1 3d_{yz}^1 3d_{x^2-y^2}^1 3d_{z^2}^1$ ; 5 electrones desapareados.

${}_{35}\text{Br}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$ . Tras ganar un electrón,

${}_{35}\text{Br}^-: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$ ; ningún electrón desapareado.

- 18** Halla los números cuánticos correspondientes al último electrón alojado cuya notación es  $3d^7$ .

Para  $n = 3$ , tendremos  $l = 2$  por ser orbital d.



Para  $l = 2$ , los valores de  $m_l$  pueden ser:  $m_l = -2, -1, 0, 1, 2$ . Para cada valor de  $m_l$ , según el principio de exclusión

de Pauli, podrá haber dos electrones, que se colocarán según el principio de la máxima multiplicidad de Hund.

En primer lugar aloja los cinco primeros electrones, cada uno en un orbital d, el sexto en  $m_l = -2$  y el séptimo en  $m_l = -1$ .

Para asignar el valor de  $m_s$  utiliza el criterio que da al primer electrón el valor  $-1/2$ , y al segundo,  $+1/2$ .

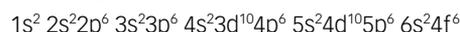
En este caso, como en el segundo  $m_s = +1/2$ , los cuatro números cuánticos serán: **(3, 2, -1, +1/2)**.

- 19** Indica el elemento cuyo electrón diferenciador tiene como números cuánticos:  $n = 4, l = 3, m_l = 2$  y  $m_s = -1/2$ .

Cuando  $l = 3$ , le corresponde el orbital f, luego el electrón diferenciador estará en 4f. Por tanto, puede tomar los valores:  $m_l = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$ .

Se irán llenando hasta  $m_l = +2$  y, por tanto, como hay siete orbitales f, al llegar a  $m_l = +2$ , es el sexto en llegar. Según el principio de máxima multiplicidad de Hund, como  $m_s = -1/2$ , existirá un solo electrón en ese orbital. Luego habrá 6 electrones en los orbitales 4f y el diferenciador será  $4f^6$ .

Escribe la configuración hasta  $4f^6$ .



Sumando los electrones obtenemos  $Z = 62$ , que se corresponde con el **samario, Sm**.

### 6.3. Estado excitado

Denominamos estado excitado a cualquier ordenación posible de los electrones que no siga el llenado de electrones con secuencia energética de mínima energía. Estos estados excitados se corresponden a configuraciones en las que se han producido transiciones de electrones, pero hay que tener en cuenta que estas transiciones de electrones entre orbitales se producen, frecuentemente, dentro de un mismo nivel.

#### EJEMPLO RESUELTO

20 ¿Cuáles de las siguientes configuraciones electrónicas corresponden a átomos en estado excitado?

A:  $1s^2 2s^1 2p^3$

B:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3 3d^1$

C:  $1s^2 2s^2 3s^2$

A y B corresponden a estado excitado de los átomos del carbono y del fósforo, respectivamente.

C es poco probable, puesto que se promocionan dos electrones de un nivel a otro saltándose el nivel 2p. Más probable sería  $1s^2 2s^1 2p^3$  como es el caso A.

### 6.4. Anomalías en la configuración electrónica

Las principales anomalías se basan en que los orbitales degenerados semilLENOS o llenos tienen una mayor estabilidad.

Por ejemplo:

El cromo, Cr:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$  tiene esta configuración en vez de esta otra:

Cr:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$ .

Existe una promoción de un orbital 4s al 3d, con el fin de lograr orbitales d semilLENOS ( $d^5$ ), que es una configuración más estable (estado fundamental).

El cobre, Cu:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$  ha promocionado un electrón del 4s al 3d para completar el orbital d ( $d^{10}$ ), lo que le da mayor estabilidad.

#### SABER MÁS

Las excepciones en el nivel de llenado las encontramos en un pequeño número de elementos químicos:

Orbitales d llenos ( $d^{10}$ ) o semilLENOS ( $d^5$ )	→	Cr: [Ar] $4s^1 3d^5$
		Cu: [Ar] $4s^1 3d^{10}$
		Mo: [Kr] $5s^1 4d^5$
		Ag: [Kr] $5s^1 4d^{10}$
Orbitales f llenos ( $f^{14}$ ) o semilLENOS (f)	→	Gd: [Xe] $6s^2 5d^1 4f^7$
		Lu: [Xe] $6s^2 5d^1 4f^{14}$
		Pt: [Xe] $6s^1 5d^9 4f^{14}$
		Au: [Xe] $6s^1 5d^{10} 4f^{14}$
		Cm: [Rn] $7s^2 6d^1 5f^7$

#### ACTIVIDADES

18. a) Justifica, de los siguientes elementos o iones:  $F^-$ , Ar y  $Na^+$ , cuáles son isoelectrónicos.  
 b) Enuncia el principio de Pauli y pon un ejemplo.  
 c) Enuncia la regla de Hund y pon un ejemplo para su aplicación.

Solución: a)  $F^-$  y  $Na^+$

19. Escribe las configuraciones electrónicas en su estado fundamental de: nitrógeno, argón, magnesio, hierro, ion hierro(II) e ion hierro(III). Indica e identifica los electrones desapareados que existen en cada uno de los átomos e iones anteriores.

20. a) Indica, justificando brevemente la respuesta, cuáles de las siguientes designaciones de orbitales atómicos no son posibles:

9s    1p    4d    0s    1/2s

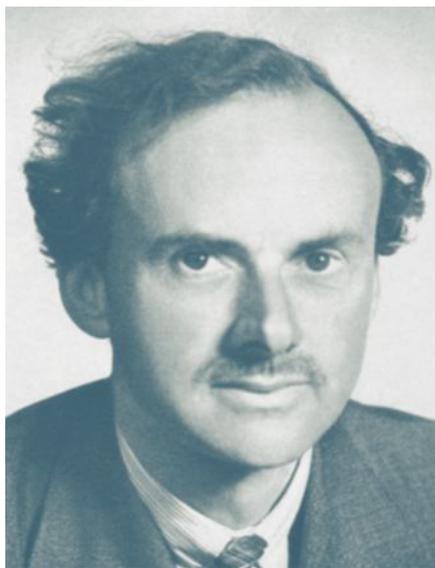
- b) Indica, justificando brevemente la respuesta, cuáles de las siguientes configuraciones electrónicas corresponden a un elemento en su estado fundamental:

$1s^2 2s^1$      $2s^1$      $1s^2 2s^2 3s^2$   
 $1s^2 2s^2 2p^5 3s^1$      $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$

21. ¿Cuál es el número máximo de electrones que puede haber en los orbitales 3d? ¿Y en los 5p? Razona la respuesta.

Solución: 10; 6

## 7 Partículas subatómicas. El universo primigenio



**Figura 1.27. Paul Dirac.** Sus hipótesis se confirmaron en 1932 cuando se detectaron positrones, antipartículas del electrón, en los rayos cósmicos.

El ser humano siempre ha querido conocer de qué está compuesto el mundo que le rodea. En la antigüedad se pensaba que el universo podía reducirse a cuatro elementos: tierra, agua, aire y fuego. Durante el siglo XX se llevó a cabo el mayor avance para comprender de qué está compuesta la materia que nos rodea.

Como ya hemos visto, en la primera mitad del siglo XX se llegó a la conclusión de que el átomo estaba compuesto por tres partículas fundamentales: **protones, neutrones y electrones**.

En 1930 Paul Dirac dedujo una ecuación que describía los fenómenos cuánticos y que era compatible con el principio de la relatividad. Como solución de dicha ecuación predijo la existencia de la antimateria (► Figura 1.27).

En la segunda mitad del siglo XX, los experimentos con aceleradores, en el CERN y otros laboratorios similares, establecieron que protones y neutrones no eran partículas fundamentales, sino que estaban compuestas por quarks. Comenzaba así la carrera por el conocimiento de la materia. Los físicos de partículas han descubierto cerca de **200 partículas** entre no fundamentales y fundamentales.

### 7.1. Modelo estándar

Intenta describir toda la materia y todas las fuerzas existentes en el universo, excepto la gravedad. Hay dos tipos de partículas fundamentales:

#### Partículas materiales. Fermiones

Son partículas que poseen **cantidad de materia**, también llamada **masa**. Para cada una de las partículas materiales, como se lee en el pie de la figura 1.27, existe una antipartícula correspondiente de antimateria.

Estas partículas reciben el nombre de **fermiones**. Hay dos tipos:

- **Quarks.** Existen seis tipos de quarks; todos con carga eléctrica fraccionaria del electrón y además son partículas con carga de color. Para cada tipo de quark, existe su antiquark.

Los quarks nunca se encuentran aislados, sino que interactúan a través de la fuerza nuclear fuerte, formando partículas llamadas **hadrones**. Existen dos tipos de hadrones: **bariones**, constituidos por tres quarks, por ejemplo el protón formado por dos quarks arriba y un quark abajo; y **mesones**, constituidos por un quark y un antiquark.

- **Leptones.** Existen seis tipos de leptones, tres con carga eléctrica y tres sin ella. Para cada tipo de leptón existe su antileptón. Al contrario que los quarks, los leptones pueden existir aislados.

Tanto quarks como leptones se clasifican en tres conjuntos, denominados generaciones: 1.<sup>a</sup>, 2.<sup>a</sup> y 3.<sup>a</sup> generación.

La mayor parte del universo está formada por partículas de la primera generación, es la materia ordinaria. Las partículas de la segunda y tercera son inestables y decaen hacia las de la primera generación; es la materia exótica.

#### Partículas portadoras de fuerza. Bosones gauge

Son partículas **responsables de las interacciones** entre partículas materiales. Cada tipo de fuerza es «transportada» por una partícula portadora de fuerza. Quarks y leptones interactúan intercambiando estas partículas.

### FERMIONES

1.<sup>a</sup> generación    2.<sup>a</sup> generación    3.<sup>a</sup> generación

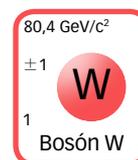
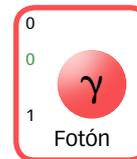
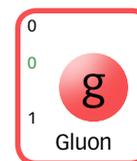
QUARKS	2,3 MeV/c <sup>2</sup> 2/3 <b>u</b> 1/2 Arriba	1,275 GeV/c <sup>2</sup> 2/3 <b>c</b> 1/2 Encanto	173,07 GeV/c <sup>2</sup> 2/3 <b>t</b> 1/2 Cima
	4,8 MeV/c <sup>2</sup> -1/3 <b>d</b> 1/2 Abajo	95 MeV/c <sup>2</sup> -1/3 <b>s</b> 1/2 Extraño	4,18 GeV/c <sup>2</sup> -1/3 <b>b</b> 1/2 Fondo
	0,511 MeV/c <sup>2</sup> -1 <b>e</b> 1/2 Electrón	106,7 MeV/c <sup>2</sup> -1 <b>μ</b> 1/2 Muon	1777 MeV/c <sup>2</sup> -1 <b>τ</b> 1/2 Tau
	<2,2 eV/c <sup>2</sup> 0 <b>ν<sub>e</sub></b> 1/2 Neutrino electrónico	<0,17 MeV/c <sup>2</sup> 0 <b>ν<sub>μ</sub></b> 1/2 Neutrino muónico	<15,5 MeV/c <sup>2</sup> 0 <b>ν<sub>τ</sub></b> 1/2 Neutrino tauónico
	Materia ordinaria	Materia exótica	

Existen cuatro tipos de interacciones fundamentales entre partículas. Todas ellas son producidas por un intercambio de partículas portadoras de fuerza.

- **Gravitatoria.** Es la interacción responsable de la fuerza del peso y la que mantiene la estructura del universo a gran escala. No está incluida en el modelo estándar.
- **Electromagnética.** Es la interacción que mantiene los átomos en sus posiciones de equilibrio dentro de un material. La partícula portadora es el **fotón**.
- **Nuclear fuerte.** Es la interacción que actúa entre partículas con carga de color, quarks. Mantiene las partículas en el interior del núcleo atómico. Las partículas portadoras son los **gluones**.
- **Nuclear débil.** Es la interacción responsable de que todos los quarks y leptones más pesados decaigan, para producir quarks y leptones más livianos. Las partículas portadoras son los **bosones**. Hay tres tipos:  $W^+$ ,  $W^-$ ,  $Z^0$ . Los dos primeros, con carga y el último, neutro.

Interacción	Partícula portadora	Partículas fundamentales sobre las que actúa
Gravitación	Gravitón (no detectado)	Leptones y quarks
Electromagnética	Fotón	Leptones con carga y quarks
Nuclear fuerte	Gluon	Quarks
Nuclear débil	$W^+$ , $W^-$ o $Z^0$	Leptones y quarks

## BOSONES GAUGE



## 7.2. Evolución del universo

Según la teoría del *big bang*, la evolución del universo tal y como lo conocemos se inició hace 13 800 millones de años. Desde entonces se dan tres grandes fases:

1. **Universo inicial.** En el instante inicial ( $<10^{-43}$  s) se supone una temperatura de  $10^{32}$  K dentro de un volumen muy reducido ( $<10^{-33}$  cm de diámetro).
2. **Universo primigenio.** Poco más tarde las partículas fundamentales adquieren masa en su interacción con el campo de Higgs, gracias al bosón de Higgs. El universo es un plasma de partículas y antipartículas. La temperatura es tan alta ( $>10^{13}$  K) que los quarks no están ligados entre sí. El universo continúa su expansión y enfriamiento.

En el intervalo de tiempo entre  $10^{-6}$  s y  $10^{-2}$  s el universo se enfría por debajo de  $10^{13}$  K y se forman hadrones, incluyendo protones y neutrones a partir de quarks y gluones. Los quarks no pueden estar aislados.

Entre  $10^{-6}$  s y 300 minutos el universo se ha enfriado lo suficiente ( $<10^{10}$  K) como para que se formen los núcleos atómicos por combinación de protones y neutrones, es la **nucleosíntesis**. Tras este tiempo existe el triple de iones de hidrógeno que de núcleos de helio. De otros núcleos (litio o berilio) hay escasas cantidades.

300 000 años después del *big bang* el universo es lo suficientemente frío ( $<10^5$  K) como para que los electrones queden retenidos por los núcleos. Se empiezan a formar átomos, es la llamada **recombinación**. La densidad del universo disminuye y los fotones quedan libres de la materia.

3. **Formaciones estructurales** (100-200 millones de años). Por atracción gravitatoria se formaron las galaxias y las estrellas, donde los átomos de hidrógeno y helio se fusionan para dar lugar a otros más pesados. Las galaxias forman grupos de galaxias, cúmulos y supercúmulos.

## SABER MÁS

En el núcleo de las **estrellas de neutrones**, que son extremadamente densas, la presión es tan grande que los quarks de los neutrones pierden el confinamiento dentro de estos. Los quarks se comportan como partículas individuales formando lo que se llama materia de quarks.

En el LHC del CERN la situación es distinta, alta temperatura y baja presión, y los quarks se mueven libremente formando el plasma de quarks.

**Encontrar la longitud de onda asociada de objetos en movimiento**

21 Calcula la longitud de onda asociada a las siguientes partículas:

- a) Un protón con una energía cinética de  $5 \cdot 10^{-14}$  J.
- b) Una pelota de tenis de 57 g que se mueve con una velocidad de 210 km/h tras el saque de un tenista.
- c) Un electrón que es emitido por el sodio cuando se ilumina con una radiación de 4 eV.

Datos:  $h = 6,63 \cdot 10^{-34}$  J · s;  
 $m_p = 1,66 \cdot 10^{-27}$  kg;  
 $m_e = 9,11 \cdot 10^{-31}$  kg;  
 trabajo de extracción del sodio = 2,6 eV;  
 $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19}$  J;  
 $c = 3 \cdot 10^8$  m · s<sup>-1</sup>.

**SOLUCIÓN**

**1. Comprende el enunciado.**

Datos conocidos	Resultados a obtener
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Energía del protón.</li> <li>• Masa y velocidad de la pelota de tenis.</li> <li>• La energía de la radiación incidente sobre el sodio.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• La longitud de onda asociada en cada caso.</li> </ul>

**2. Maneja los conceptos clave.**

La expresión de De Broglie nos dice que la longitud de onda asociada a una partícula es:

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v}$$

Debemos, pues, conocer la velocidad de cada partícula.

**Apartado A**

**3. Calcula la velocidad del protón.**

De la expresión de la energía cinética despeja la velocidad:

$$E_c = \frac{1}{2} \cdot m_p \cdot v^2 \Rightarrow v = \sqrt{\frac{2 \cdot E_c}{m_p}}$$

Sustituye los datos conocidos:

$$v = \sqrt{\frac{2 \cdot 5 \cdot 10^{-14} \text{ J}}{1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}}} = 7,76 \cdot 10^6 \frac{\text{m}}{\text{s}}$$

**4. Calcula la longitud de onda asociada.**

$$\lambda = \frac{6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}}{1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg} \cdot 7,76 \cdot 10^6 \frac{\text{m}}{\text{s}}} = 5,14 \cdot 10^{-14} \text{ m}$$

**Apartado B**

**5. Convierte las unidades al sistema internacional.**

La masa de la pelota:

$$m = 57 \cancel{\text{g}} \cdot \frac{1 \text{ kg}}{1000 \cancel{\text{g}}} = 0,057 \text{ kg}$$

La velocidad de la pelota:

$$v = 210 \frac{\cancel{\text{km}}}{\cancel{\text{h}}} \cdot \frac{1000 \text{ m}}{1 \cancel{\text{km}}} \cdot \frac{1 \cancel{\text{h}}}{3600 \text{ s}} = 58,3 \frac{\text{m}}{\text{s}}$$

**6. Calcula la longitud de onda asociada.**

$$\lambda = \frac{6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}}{0,057 \text{ kg} \cdot 58,3 \frac{\text{m}}{\text{s}}} = 1,99 \cdot 10^{-34} \text{ m}$$

**Apartado C**

**7. Calcula la energía cinética.**

En este caso, primero tendremos que calcular la energía cinética de salida del electrón y emplear la misma expresión que en el apartado a) para calcular la velocidad.

Se trata de un ejemplo de efecto fotoeléctrico. El sodio se ilumina con una radiación de 4 eV y la energía necesaria para arrancarle un electrón es de 2,6 eV. Por tanto, la diferencia entre ambas será la energía sobrante que se transformará en energía cinética y que se invertirá en aumentar la velocidad del electrón.

$$E_c = E_{\text{rad}} - E_{\text{extr}} = 4 \text{ eV} - 2,6 \text{ eV} = 1,4 \text{ eV}$$

**8. Convierte las unidades al sistema internacional.**

La energía cinética del electrón:

$$E_c = 1,4 \cancel{\text{eV}} \cdot \frac{1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}}{1 \cancel{\text{eV}}} = 2,24 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

**9. Calcula la velocidad del electrón.**

Sustituye los datos conocidos:

$$v = \sqrt{\frac{2 \cdot E_c}{m_e}} = \sqrt{\frac{2 \cdot 2,24 \cdot 10^{-19} \text{ J}}{9,11 \cdot 10^{-31} \text{ kg}}} = 7,01 \cdot 10^5 \frac{\text{m}}{\text{s}}$$

**10. Sustituye y opera.**

$$\lambda = \frac{6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}}{9,11 \cdot 10^{-31} \text{ kg} \cdot 7,01 \cdot 10^5 \frac{\text{m}}{\text{s}}} = 1,04 \cdot 10^{-9} \text{ m}$$

**11. Evalúa el resultado.**

La longitud de onda asociada es un valor muy sensible a la masa del objeto en movimiento. Solo en el caso del electrón la longitud de onda asociada es un número comparable con longitudes de onda de fotones. Precisamente por esto es capaz de interactuar con los fotones en el efecto fotoeléctrico.

## Relacionar tránsitos de electrones con energía del fotón emitido

- 22 En el espectro del átomo de hidrógeno a una línea le corresponde  $\lambda = 434,05 \text{ nm}$ . Calcula la  $\Delta E$  para la transición asociada a esa línea expresándola en  $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ . Si el electrón llega al nivel inferior  $n = 2$ , determina de qué nivel procede. Datos:  $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$ ;  $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$ ;  $R_H = 2,179 \cdot 10^{-18} \text{ J}$ ;  $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$ .

### SOLUCIÓN

#### 1. Comprende el enunciado.

Datos conocidos	Resultados a obtener
<ul style="list-style-type: none"> <li>Longitud de onda de una línea del espectro.</li> <li>Nivel cuántico principal de destino del electrón.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>La energía asociada a la línea del espectro.</li> <li>Nivel cuántico principal de procedencia del electrón en tránsito.</li> </ul>

#### 2. Maneja los conceptos clave.

Utilizando la expresión de Planck  $\Delta E = h \cdot f$ , y dado que  $c = \lambda \cdot f$ , entonces:

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

#### 3. Sustituye los valores.

$$\Delta E = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \frac{3 \cdot 10^8 \frac{\text{m}}{\text{s}}}{434,05 \cdot 10^{-9} \text{ m}} = 4,58 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

#### 4. Convierte a las unidades pedidas.

Te piden que expreses la energía en  $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ . Para lograrlo solo tienes que utilizar los factores de conversión adecuados:

$$\Delta E = 4,58 \cdot 10^{-19} \frac{\text{J}}{\text{fotón}} \cdot \frac{1 \text{ kJ}}{10^3 \text{ J}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ fotones}}{1 \text{ mol}}$$

$$\Delta E = 275,8 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

#### 5. Maneja los conceptos clave.

Utiliza la ecuación de Rydberg en su forma de energía:

$$\Delta E = R_H \cdot \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \Rightarrow n_2 = n_1 \cdot \sqrt{\frac{1}{1 - n_1^2 \cdot \frac{\Delta E}{R_H}}}$$

#### 6. Sustituye los valores y opera.

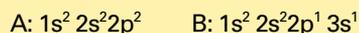
$$n_2 = 2 \cdot \sqrt{\frac{1}{1 - 2^2 \cdot \frac{4,58 \cdot 10^{-19} \text{ J}}{2,179 \cdot 10^{-18} \text{ J}}}} = 5$$

#### 7. Evalúa el resultado.

Cada electrón que salte desde el nivel cuántico principal 5 hasta el nivel cuántico secundario 2 emitirá un fotón. Cada fotón emite  $4,58 \cdot 10^{-19} \text{ J}$ . Un mol de fotones emite 275,8 kJ.

## Relacionar estructura de la corteza con energía de ionización

- 23 Dadas las siguientes configuraciones electrónicas del mismo elemento:



Indica de modo razonado si las afirmaciones siguientes son verdaderas o falsas:

- No es posible la configuración B.
- Las dos configuraciones corresponden al mismo elemento pero de isótopos distintos.

### SOLUCIÓN

#### 1. Comprende el enunciado.

Datos conocidos	Resultados a obtener
<ul style="list-style-type: none"> <li>Configuraciones electrónicas.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>La veracidad o no de las frases.</li> </ul>

#### 2. Maneja los conceptos clave.

Debe tenerse en cuenta el proceso de Aufbau. El concepto de isótopo.

#### 3. Valora la veracidad de cada frase.

##### Apartado A

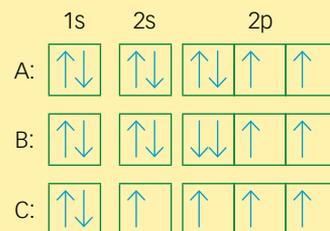
**Falso.** Es el boro. Se trata de una configuración perteneciente a un estado excitado, pero posible.

##### Apartado B

**Falso.** Los isótopos se diferencian en el número de partículas del núcleo. Lo cual no tiene que ver con la configuración electrónica.

**Interpretar un diagrama de cajas**

- 24 Los siguientes diagramas muestran representaciones de configuraciones electrónicas de elementos neutros.
- ¿Cuál o cuáles son válidas?, y ¿cuál o cuáles incorrectas?
  - De las representaciones válidas, ¿cuál o cuáles representan un estado fundamental?, y ¿cuál o cuáles un estado excitado?
- Razona la respuesta.



**SOLUCIÓN**

**1. Comprende el enunciado.**

Datos conocidos	Resultados a obtener
<ul style="list-style-type: none"> <li>Diagramas de cajas de configuración electrónica.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>Validez o no de los diagramas.</li> <li>Identificar el estado del elemento.</li> </ul>

**Apartado A**

**2. Maneja los conceptos clave.**

Debes tener en cuenta el principio de exclusión de Pauli y el de máxima multiplicidad de Hund.

**3. Pon en juego los conceptos clave.**

- Esta configuración es válida, cumple los dos principios.
- No es válida, ya que incumple el principio de exclusión de Pauli. Los dos electrones del nivel 2p<sub>x</sub> tienen el número cuántico de espín igual a -1/2.
- Esta configuración es válida, cumple los dos principios.

**Apartado B**

**4. Maneja los conceptos clave.**

Debes tener en cuenta el orden de llenado de los orbitales para diferenciar si se trata de un elemento en estado fundamental o excitado.

**5. Pon en juego el orden de llenado.**

Según lo visto en el primer apartado, la configuración A pertenece a un estado fundamental, ya que cumple el llenado de mínima energía; y la configuración C, a un estado excitado, por lo contrario. Su configuración fundamental sería: 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup>2p<sup>2</sup>.

**6. Evalúa el resultado.**

Los diagramas de cajas nos muestran de un modo esquemático el estado energético de los electrones en la corteza del átomo. Completarlos con cuidado es importante, no solamente por la corrección o no del diagrama, sino para indicar si está en el estado fundamental o excitado.

**Diferenciar número atómico y número másico**

- 25 El <sup>88</sup><sub>38</sub>Sr es el isótopo más abundante del estroncio en la naturaleza. Escribe la configuración electrónica de este elemento neutro en su estado fundamental. Razona el número de protones y neutrones que hay en el núcleo de este isótopo.

**SOLUCIÓN**

**1. Comprende el enunciado.**

Datos conocidos	Resultados a obtener
<ul style="list-style-type: none"> <li>Número atómico.</li> <li>Número másico.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>Configuración electrónica.</li> <li>Número de partículas del átomo.</li> </ul>

**2. Compón la configuración electrónica.**

El número atómico es la cifra del subíndice anterior. En el Sr es Z = 38. El número de electrones en un átomo neutro coincide con el número atómico. Siguiendo el proceso de Aufbau, su configuración electrónica en el estado fundamental es:



**3. Identifica los números y razona.**

El número atómico se corresponde con el número de protones del núcleo, son **38 protones**.

Según el símbolo <sup>88</sup><sub>38</sub>Sr, sabemos que el número másico es el superíndice superior anterior A = 88.

Sabemos que el número másico es A = Z + N.

Luego el número de neutrones del núcleo es:

$$N = A - Z = 88 - 38 = 50.$$

Son **50 neutrones**.

**4. Valora el resultado.**

La simbología que se emplea en química no tiene ambigüedades. Necesitas conocer su interpretación correcta.

## Razonar la veracidad de las afirmaciones

- 26 Valora si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas justificando tu respuesta.
- La masa atómica de un elemento es la media ponderada de las masas de sus iones.
  - Los isótopos 35 y 37 del cloro ( $Z = 17$ ) se diferencian en el número de electrones.
  - El ion de carga  $-2$  del oxígeno ( $Z = 8$ ) y el ion de carga  $-1$  del oxígeno son isótopos.

### SOLUCIÓN

#### 1. Comprende el enunciado.

Datos conocidos	Resultados a obtener
<ul style="list-style-type: none"> <li>Relación de afirmaciones.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>Valoración de la veracidad o falsedad de las afirmaciones.</li> </ul>

#### 2. Maneja los conceptos clave.

Los isótopos de un mismo elemento se caracterizan por tener diferente número másico, a causa de diferentes cantidades de neutrones en el núcleo.

Los iones de un mismo elemento se caracterizan por tener diferente número de electrones en la corteza.

#### Apartado A

#### 3. Razona con lógica.

En la afirmación encontramos que se considera la masa ponderada de las masas de los iones. Deberían ser los isótopos. La frase es **falsa**.

#### Apartado B

#### 4. Razona con lógica.

En la afirmación se considera que la diferencia en el número de electrones es la característica de los isótopos. En realidad, es el número de neutrones. La frase es **falsa**.

#### Apartado C

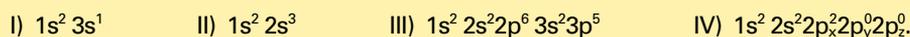
5. En este caso, el ion de carga  $-2$  tiene 10 electrones en la corteza, y el de carga  $-1$  tiene 9 electrones. No tenemos información sobre qué cantidad de partículas hay en el núcleo de cada uno, así que no es posible valorar si es verdadera o falsa la frase.

#### 6. Evalúa el resultado.

Es importante no confundir los conceptos para valorar la veracidad o falsedad de las afirmaciones.

## Interpretar configuraciones electrónicas

- 27 Dadas las configuraciones electrónicas:



¿Cuál no cumple el principio de exclusión de Pauli? ¿Cuál no cumple el principio de máxima multiplicidad de Hund? Encuentra la que, siendo permitida, contiene electrones desapareados.

### SOLUCIÓN

#### 1. Comprende el enunciado.

Datos conocidos	Resultados a obtener
<ul style="list-style-type: none"> <li>Configuraciones electrónicas.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>Elegir la que corresponde.</li> </ul>

#### 2. Maneja los conceptos clave.

El principio de exclusión de Pauli: «Dos electrones de un mismo átomo no pueden tener los cuatro números cuánticos iguales».

El principio de Hund: «Los electrones que entran en orbitales degenerados lo hacen ocupando el mayor número posible de ellos».

#### 3. Elige la correcta.

No cumple el principio de exclusión de Pauli. **II**: en cada orbital hay 2 electrones como máximo. Un tercer electrón haría repetir la tetrada de alguno de los electrones alojados en 2s.

No cumple el principio de máxima multiplicidad de Hund. **IV**: una configuración correcta sería:  $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^0$ .

Contiene electrones desapareados. **I**: con un electrón desapareado en un orbital 3s (es una opción permitida, aunque en un estado excitado). Y **III**: con un electrón desapareado en un orbital  $3p_z$ .

Magnitudes atómicas

EJEMPLO RESUELTO

28 Indica el número de protones, neutrones y electrones en  $^{31}_{15}\text{P}$ .

Debe interpretarse que  $Z = 15$  y  $A = 31$ . Como no se indica carga, ha de entenderse que el átomo es neutro:

- El número de protones coincide con el número atómico, es **15**.
- El número de electrones coincide con el número atómico, es **15**.
- $A = Z + N$   $N = A - Z = 31 - 15 = 16$   
El número de neutrones es **16**.

22. Determina el número de protones, neutrones y electrones en el ion  $^{228}_{88}\text{Ra}^{2+}$ .

23. ¿Cuál de las siguientes especies:  $^{24}_{12}\text{Mg}^{2+}$ ,  $^{47}_{24}\text{Cr}$ ,  $^{60}_{27}\text{Co}^{3+}$ ,  $^{35}_{17}\text{Cl}^-$ ,  $^{120}_{50}\text{Sn}^{2+}$ ,  $^{225}_{90}\text{Th}$  y  $^{90}_{38}\text{Sr}$ ...

- ... tiene igual número de protones que de neutrones?
- ... tiene igual número de neutrones y electrones?
- ... tiene un número de neutrones igual al número de protones más la mitad del número de electrones?

24. El cromo tiene cuatro isótopos naturales. Sus masas y porcentajes de abundancia natural son: 49,9461 u, 4,35%; 51,9405 u, 83,79%; 52,9407 u, 9,50% y 53,9389 u, 2,36%. Calcula la masa atómica media ponderada del cromo.

Solución: 51,9959 u

25. Considerando los siguientes datos:

Átomo	Protones	Neutrones	Electrones
I	40	40	40
II	42	38	42

Razona si es verdadero o falso que los átomos I y II:

- Son isótopos.
- Pertenecen al mismo elemento.
- Tienen el mismo número atómico.

26. Uno de los isótopos del hierro es  $^{56}_{26}\text{Fe}$ . En algunos compuestos, como la hemoglobina de la sangre, el hierro se encuentra con estado de oxidación +2. Calcula el número de protones, electrones y neutrones de este isótopo en la hemoglobina.

27. El silicio tiene un isótopo mayoritario,  $^{28}_{14}\text{Si}$  (27,976 93 u) con una abundancia del 92,21%; y dos minoritarios,  $^{29}_{14}\text{Si}$  (28,976 49 u) y  $^{30}_{14}\text{Si}$  (29,973 76 u). ¿Cuál es el porcentaje de abundancia natural de los dos isótopos minoritarios? Dato:  $M(\text{Si}) = 28,085 50$  u.

Solución: 4,71% y 3,08%, respectivamente

28. Indica, justificando la respuesta, qué relación existe entre las especies químicas de cada una de las parejas:

- $^{108}\text{Rh}$  y  $^{108}\text{Ag}$
- $^{76}\text{Kr}$  y  $^{75}\text{Kr}$
- $^{54}\text{Co}^{2+}$  y  $^{54}\text{Co}^{3+}$

29. Indica razonadamente si son ciertas o falsas cada una de las siguientes afirmaciones:

- Dos iones de carga +1 de los isótopos 23 y 24 del sodio ( $Z = 11$ ) tienen el mismo comportamiento químico.
- La masa atómica aproximada del cloro es 35,5, siendo este un valor promedio ponderado entre las masas de los isótopos 35 y 37, de porcentajes de abundancia 75 y 25%, respectivamente.
- Los isótopos 16 y 18 del oxígeno se diferencian en el número de electrones que poseen.

Orígenes de la teoría cuántica

30. Una operadora de telefonía móvil (sistema 4G) usa la frecuencia de 1800 MHz. Las frecuencias de la luz visible varían entre  $4,3 \cdot 10^8$  MHz (rojo) y  $7,5 \cdot 10^8$  MHz (violeta). ¿Cuántos fotones del sistema 4G contienen la misma energía de un solo fotón de luz violeta?

Solución:  $4,17 \cdot 10^5$  fotones 4G

31. El espectro visible va de la longitud de onda 400 nm hasta 700 nm. La 1.ª energía de ionización del litio es 5,40 eV.

- Calcula la máxima energía de la radiación visible.
- Razona si esta radiación ioniza el litio o no.

Datos:  $1 \text{ J} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ eV}$ ;  $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$ ;  $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$ .

Solución: a)  $4,97 \cdot 10^{-19} \text{ J}$

Modelo atómico de Bohr

EJEMPLO RESUELTO

29 Calcula la energía de ionización del átomo de hidrógeno. Dato:  $R_H = 2,179 \cdot 10^{-18} \text{ J}$ .

Suponemos el átomo de hidrógeno en su estado fundamental, con el electrón en el nivel cuántico de menor energía,  $n_1 = 1$ . Si el átomo está ionizado es porque el electrón se aleja del átomo tanto que está desvinculado de él. Es lo mismo que decir que ocupa el nivel cuántico de mayor energía,  $n_2 = \infty$ .

$$E = R_H \cdot \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) = 2,179 \cdot 10^{-18} \text{ J} \cdot \left( \frac{1}{1^2} - \frac{1}{\infty^2} \right)$$

$$E = 2,179 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

32. Utiliza los postulados de Bohr en la descripción del átomo de hidrógeno para determinar:

- El radio de la sexta órbita de Bohr para el hidrógeno.
- La energía del electrón cuando está en esa órbita.

Datos:  $a = 5,3 \cdot 10^{-11} \text{ m}$ ;  $A = 2,17 \cdot 10^{-18} \text{ J}$ .

Solución: a)  $1,9 \cdot 10^{-9} \text{ m}$ ; b)  $-6,0 \cdot 10^{-20} \text{ J}$

33. ¿Qué valor de  $n_2$  en la ecuación de Rydberg corresponde a la línea de la serie de Balmer a 389 nm?

Solución: 8

34. La serie de Lyman del espectro del hidrógeno puede representarse por la ecuación:

$$f = \phi \cdot \left( \frac{1}{1^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad (\text{donde } n = 2, 3, \dots)$$

- a) Calcula las líneas de esta serie de longitudes de onda máxima y mínima, en nanómetros.  
 b) ¿Cuál es el valor de  $n$  que corresponde a la línea espectral a 95,0 nm?  
 c) ¿Hay alguna línea a 108,5 nm?

Dato:  $\phi = 3,288 \cdot 10^{15} \text{ Hz}$ .

Solución: a) 121,6 nm, 91,24 nm; b) 5

35. Sin hacer cálculos detallados, indica cuál de las siguientes transiciones electrónicas requiere que un átomo de hidrógeno absorba mayor cantidad de energía.

- a) Desde  $n = 1$  a  $n = 2$                       c) Desde  $n = 3$  a  $n = 6$   
 b) Desde  $n = 2$  a  $n = 5$                       d) Desde  $n = 9$  a  $n = 2$

36. Determina para el átomo de hidrógeno de Bohr:

- a) El radio de la órbita  $n = 3$ .  
 b) Si existe una órbita con un radio de 4,00 Å.  
 c) La energía del nivel correspondiente a  $n = 5$ .  
 d) Si existe un nivel de energía de  $-25,00 \cdot 10^{-17} \text{ J}$ .

Datos:  $a = 5,3 \cdot 10^{-11} \text{ m}$ ;  $A = 2,17 \cdot 10^{-18} \text{ J}$ .

Solución: a) 4,77 Å; c)  $-8,716 \cdot 10^{-20} \text{ J}$

37. Sabiendo que la energía que posee el electrón de un átomo de hidrógeno en su estado fundamental es  $-13,625 \text{ eV}$ , calcula:

- a) La frecuencia de la radiación necesaria para ionizar el átomo de hidrógeno.  
 b) La longitud de onda en nm y la frecuencia de la radiación emitida cuando el electrón pasa del nivel  $n = 4$  al  $n = 2$ .

Datos:  $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$ ;  $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ ;  
 $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$ .

Solución: a)  $3,29 \cdot 10^{15} \text{ Hz}$ ; b) 486 nm,  $6,17 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$

## Mecánica cuántica

38. Si el trabajo de extracción de la superficie de un metal es  $E_0 = 2,07 \text{ eV}$ :

- a) ¿En qué rango de longitudes de onda del espectro visible puede utilizarse este material en células fotoeléctricas? Las longitudes de onda de la luz visible están comprendidas entre 380 nm y 775 nm.  
 b) Calcula la velocidad de extracción de los electrones emitidos para una longitud de onda de 400 nm.

Datos:  $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$ ;  $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$ ;  
 $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$ ;  $m_e = 9,11 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$ .

Solución: a)  $380 \text{ nm} < \lambda < 600 \text{ nm}$ ; b)  $6,03 \cdot 10^5 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$

## EJEMPLO RESUELTO

30. El trabajo de extracción, o función de trabajo, del sodio es de 2,5 eV. Si la longitud de onda de la luz incidente es de  $3 \cdot 10^{-7} \text{ m}$ , ¿se producirá extracción de electrones del sodio?

Datos:  $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$ ;  $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$ .

La energía del fotón vendrá dada por la ecuación:

$$E_{\text{fotón}} = h \cdot f = h \cdot \frac{c}{\lambda}$$

Sustituyendo los valores y operando:

$$E_{\text{fotón}} = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}}{3 \cdot 10^{-7} \text{ m}} = 6,626 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

Para arrancar un electrón de la superficie del sodio es necesaria una energía mínima, llamada trabajo de extracción,  $W_{\text{ext}}$ . Según nos indica el enunciado, el trabajo de extracción del sodio es 2,5 eV, convirtiendo a unidades del sistema internacional:

$$W_{\text{ext}} = 2,5 \text{ eV} \cdot \frac{1,6 \cdot 10^{-16} \text{ J}}{1 \text{ eV}} = 4 \cdot 10^{-16} \text{ J}$$

La diferencia entre ambas energías será la energía cinética con la que sale el electrón. Por tanto:

$$E_c = E_{\text{fotón}} - W_{\text{ext}}$$

$$E_c = 6,626 \cdot 10^{-19} \text{ J} - 4 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$E_c = 2,179 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

Si se producirá la extracción de electrones de la superficie del sodio al iluminar con luz de  $3 \cdot 10^{-7} \text{ m}$ .

39. Un haz de luz monocromática, de longitud de onda 450 nm, incide sobre un metal cuya longitud de onda umbral, para el efecto fotoeléctrico, es de 612 nm. Determina:

- a) La energía de extracción de los electrones del metal.  
 b) La energía cinética máxima de los electrones que se arrancan del metal.

Datos:  $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$ ;  $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$ .

Solución: a)  $3,25 \cdot 10^{-19} \text{ J}$ ; b)  $1,17 \cdot 10^{-19} \text{ J}$

40. La frecuencia mínima que ha de tener la luz para extraer electrones de un cierto metal es de  $8,5 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$ .

- a) Halla la energía cinética máxima de los electrones que emite el metal cuando se ilumina con luz monocromática de  $1,3 \cdot 10^{15} \text{ Hz}$  y exprésala en eV.  
 b) ¿Cuál es la longitud de onda de De Broglie asociada a esos electrones?

Datos:  $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$ ;  $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$ ;  
 $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ ;  $m_e = 9,11 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$ .

Solución: a) 1,86 eV; b)  $9,0 \cdot 10^{-10} \text{ m}$

41. Calcula la longitud de onda asociada a una pelota de golf de 50 g de masa que se desplaza con una velocidad de 500 km/h. Dato:  $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$ .

Solución:  $9,5 \cdot 10^{-35} \text{ m}$

42. ¿Qué velocidad ha de tener un electrón para que su longitud de onda de De Broglie sea 200 veces mayor a la correspondiente a un neutrón con energía cinética igual a 6 eV?

Datos:  $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$ ;  $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$ ;  
 $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$ ;  $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ ;  
 $m_e = 9,11 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$ ;  $m_n = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$ .

Solución:  $3,11 \cdot 10^5 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$

### Mecánica ondulatoria. Números cuánticos

43. Indica razonadamente cuáles de las siguientes combinaciones de números cuánticos son correctas y, en su caso, el nombre del orbital que representan los valores de  $n$  y  $l$ , así como el número máximo de electrones que pueden alojar los orbitales del subnivel.

- $n = 2, l = 0, m_l = -1, m_s = -1/2$
- $n = 3, l = 2, m_l = 1, m_s = -1/2$
- $n = 2, l = 1, m_l = -1, m_s = -1/2$
- $n = 1, l = -1, m_l = 0, m_s = 1/2$
- $n = 4, l = 3, m_l = -2, m_s = -1/2$

44. Escribe las combinaciones de números cuánticos correspondientes a los 6 electrones del subnivel 3p.

Solución:  $(3, 1, -1, +1/2)$ ;  $(3, 1, -1, -1/2)$ ;  $(3, 1, 0, +1/2)$ ;  
 $(3, 1, 0, -1/2)$ ;  $(3, 1, 1, +1/2)$ ;  $(3, 1, 1, -1/2)$

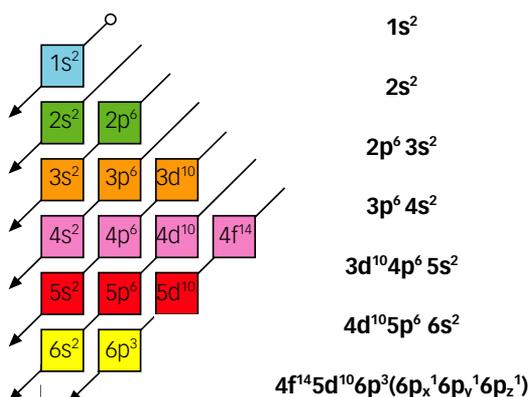
### Configuración electrónica

#### EJEMPLO RESUELTO

- 31 Escribe la configuración electrónica del bismuto (neutro) en su estado fundamental ( $Z = 83$ ).

El número atómico de un elemento químico neutro indica el número de electrones en su corteza.

El diagrama de Möller ayuda a colocar los electrones según el orden, de menor a mayor energía.



Los tres electrones en los orbitales 6p tienen el mismo espín. Siguiendo el principio de máxima multiplicidad están desapareados ocupando los tres orbitales.

45. Aplica el principio de Pauli y la regla de Hund en la descripción de las configuraciones electrónicas en estado fundamental del nitrógeno ( $Z = 7$ ) y del cobre ( $Z = 29$ ).

Solución: N =  $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$ ;  
 Cu =  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$

46. Considerando las configuraciones electrónicas de los átomos: A ( $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ ) y B ( $1s^2 2s^2 2p^6 6p^1$ ). Razona si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- A y B representan elementos distintos.
- Se necesita energía para pasar de A a B.
- Se requiere una menor energía para arrancar un electrón de B que de A.

47. Dado el elemento  $Z = 19$ .

- Escribe su configuración electrónica en estado fundamental.
- ¿Cuáles son los valores posibles que pueden tomar los números cuánticos de su electrón más externo en estado fundamental?
- Escribe una configuración electrónica del elemento en estado excitado.

Solución: a)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ ; b)  $(4, 0, 0, -1/2)$  y  $(4, 0, 0, +1/2)$ ; c)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1$

### Partículas subatómicas. El universo primigenio

48. Contesta, razonadamente, si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- El fotón interviene en las interacciones débiles entre quarks.
- Los gluones permiten la unión entre nucleones y electrones.
- Los fermiones poseen masa.
- Los neutrones están formados por un quark arriba y dos quarks abajo.

49. Busca información sobre la Organización Europea para la Investigación Nuclear (CERN) y sobre los experimentos que se desarrollan en ella en la actualidad en relación con las partículas subatómicas.

50. Establece una línea del tiempo donde figuren los hechos más relevantes desde el instante inicial del *big bang* hasta la formación del sistema solar (hace 4 800 millones de años).

## RESUMEN

## 1 MAGNITUDES ATÓMICAS

Los átomos están compuestos por tres tipos de partículas: protones, neutrones y electrones.

Partícula	Carga eléctrica (C)	Masa (g)	Descubridor/año
Protón	$+1,602 \cdot 10^{-19}$	$1,673 \cdot 10^{-24}$	Eugene Goldstein 1886
Electrón	$-1,602 \cdot 10^{-19}$	$9,109 \cdot 10^{-28}$	Joseph J. Thomson 1897
Neutrón	0	$1,675 \cdot 10^{-24}$	James Chadwick 1932

**Número atómico, Z**, es el número de protones en el núcleo.

**Número másico, A**, es el número de partículas en el núcleo.

**Iones**, un átomo puede perder o ganar electrones, queda con carga eléctrica y se considera **ion**.

**Isótopos**, para un mismo elemento los átomos pueden tener diferente número másico. Estos son **isótopos** entre sí.

## 2 HISTORIA DE LOS MODELOS ATÓMICOS

El modo en que comprendemos cómo son los átomos ha cambiado a lo largo de la historia. Estos cambios son fruto del método científico.

## Modelo atómico de Rutherford

1. La mayor parte de la masa y toda la carga positiva del átomo están concentradas en una región muy pequeña denominada **núcleo**.
2. La magnitud de la carga positiva identifica cada átomo.
3. Alrededor del núcleo se mueven los **electrones** en un número igual al de unidades positivas en el núcleo, así el átomo es eléctricamente neutro.

## 3 ORÍGENES DE LA TEORÍA CUÁNTICA

La **hipótesis de Planck** expresa que a una radiación de frecuencia  $f$  le corresponde una energía:

$$E = h \cdot f$$

$$h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$$

**Efecto fotoeléctrico**: se produce emisión de electrones cuando se alcanza una frecuencia mínima, denominada **frecuencia umbral**,  $f_0$ . Por debajo de esa frecuencia no se produce emisión de electrones.

Albert Einstein propuso en 1905 que la luz está constituida por partículas denominadas **fotones**, cuya energía viene dada por la ecuación de Planck.

## Espectros atómicos

La ecuación generalizada para las líneas espectrales en el átomo de hidrógeno toma la expresión:

$$\frac{1}{\lambda} = R \cdot \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

siendo  $n_1 < n_2$ .

$R$ : constante de Rydberg, de valor  $1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$ .

## 4 MODELO ATÓMICO DE BOHR

**1.º postulado**. El electrón gira alrededor del núcleo en órbitas circulares sin emitir energía.

**2.º postulado**. Solo son posibles las órbitas en las que el momento angular del electrón es múltiplo entero de  $h/2\pi$ . El número  $n$  es el **número cuántico principal**.

$$L = n \cdot \frac{h}{2\pi}$$

**3.º postulado**. La energía sobrante al pasar un electrón desde una órbita a otra de menor energía se emite en forma de un fotón. Estos fotones son los responsables de los espectros de emisión.

## Modelo de Bohr-Sommerfeld

El **número cuántico secundario**,  $l$ , puede adquirir valores:  $l = 0, 1, 2, 3, \dots (n - 1)$ .

El **número cuántico magnético**,  $m_l$ , toma valores relativos al número cuántico secundario:  $m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l$ .

El **número cuántico de espín**,  $m_s$ , solo puede adquirir los valores:  $-1/2$  y  $+1/2$ .

## 5 MECÁNICA CUÁNTICA

**Dualidad onda-corpúsculo**: las partículas pueden comportarse como ondas con longitud de onda asociada:

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v}$$

**Principio de indeterminación**: no es posible determinar simultáneamente momento lineal y posición:

$$\Delta x \cdot \Delta p \geq \frac{h}{4\pi}$$

**Orbital**: zona del espacio en la que la probabilidad de encontrar al electrón es máxima.

## 6 CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

Principio de exclusión de **Pauli**: no puede haber dos electrones en el mismo átomo con iguales números cuánticos.

Regla de la máxima multiplicidad de **Hund**: los electrones se alojan en orbitales degenerados, con igual energía (p, d o f), ocupando el mayor número posible de ellos, de esta forma quedan electrones desapareados.

## 7 PARTÍCULAS SUBATÓMICAS. EL UNIVERSO PRIMIGENIO

La materia ordinaria está compuesta por partículas estables: **protones**, **neutrones** y **electrones**. De estas partículas solo es fundamental el electrón. Las partículas fundamentales que al combinarse forman protones y neutrones se llaman **quarks**. Las partículas fundamentales que forman la materia se llaman **fermiones**.

Otras partículas fundamentales son las responsables de las interacciones, o fuerzas: los **bosones**. Cada partícula «transporta» una fuerza.

La evolución del universo se inicia con el **big bang**. Por expansión y enfriamiento, se originan las partículas fundamentales y su combinación: **nucleosíntesis**, formación de núcleos a partir de protones y neutrones; y **recombinación**, formación de átomos a partir de núcleos y electrones.

## Los orbitales del átomo de hidrógeno

La siguiente animación (en inglés) permite conocer diversos aspectos de los orbitales del átomo de hidrógeno.

Se accede a ella en la siguiente dirección:  
<https://undergrad-ed.chemistry.ohio-state.edu/H-AOs/orbital-intro.html>

### Procedimiento y actividades

- Haz clic sobre el orbital que quieras analizar. Explora la información mostrada y observa la probabilidad de encontrar el electrón en función de la distancia al núcleo y el plano nodal. Analiza las imágenes obtenidas. Selecciona las distintas opciones de visualización. Observa la figura 1 que se obtiene, por ejemplo, para el orbital  $3p_y$ .
- Vuelve a la página principal y haz clic sobre la opción que permite comparar orbitales de la misma forma y con distinto número cuántico principal: **The 1s 2s 3s 4s**. Analiza el tamaño relativo. En la representación de la función de probabilidad (figura 2), analiza los nodos (puntos donde la probabilidad es cero) que aparecen en cada uno de ellos.

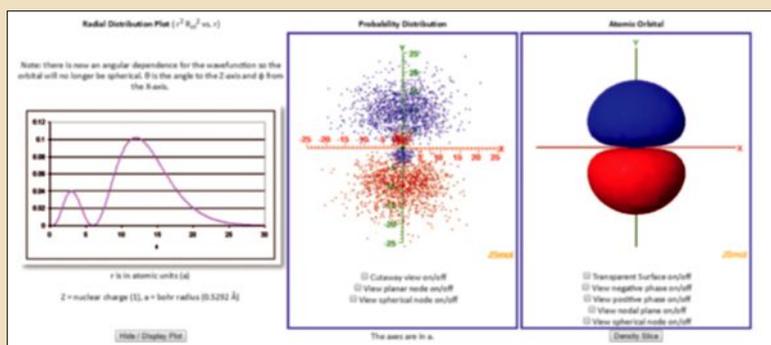


Figura 1.

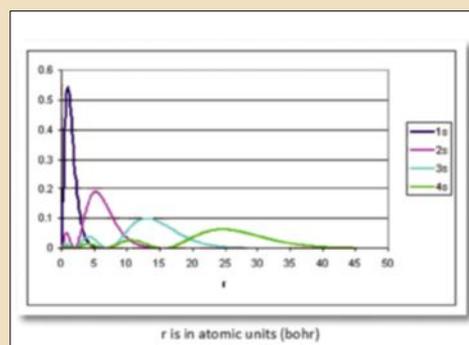


Figura 2.

- A continuación, haz clic sobre la opción que permite analizar orbitales con el mismo número cuántico principal y distinta forma: **The 4s 4p 4d 4f**.

Analiza el tamaño relativo y los nodos que presenta cada orbital y justifica por qué es diferente en cada caso. Coloca el puntero del ratón sobre la figura de los orbitales y, cuando su forma pase a ser la de una cuádruple flecha, arrástralo sobre el área que muestra los orbitales para rotarlos y ver sus formas bajo otra perspectiva.

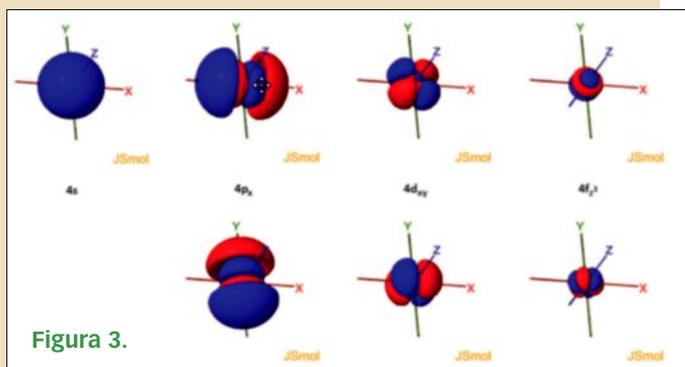


Figura 3.

- Selecciona ahora que se muestre el orbital 1s de las especies: **H, He<sup>+</sup>, Li<sup>2+</sup>**. Observa la representación de la probabilidad de encontrar el electrón con respecto a la distancia al núcleo. Justifícalo teniendo en cuenta la carga del núcleo.

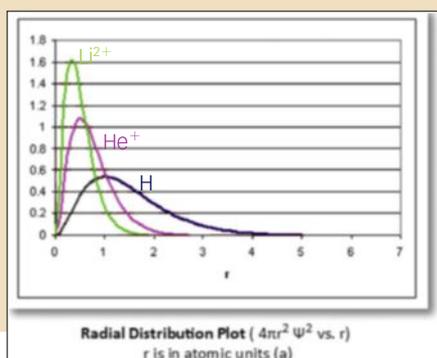


Figura 4.

### Perfil del químico analítico

#### ¿Qué hace?

- Estudia la composición química de una muestra de un material mediante métodos de laboratorio.

#### ¿Cómo lo hace?

- Elige la técnica analítica avanzada más adecuada para la resolución de un problema analítico específico.
- Demuestra el cumplimiento de los requisitos técnicos para asegurar la calidad del proceso analítico.
- Modifica un plan de trabajo experimental en función de la obtención de resultados inesperados.

Fuente: www.ub.edu