

# 2

## ESTRUCTURA ATÓMICA

- La materia y los átomos
- La estructura atómica
- Radiación electromagnética: parámetros característicos
- Interacción de la luz con la materia: espectros atómicos
- Distribuciones electrónicas
- El enlace químico

La imagen muestra el resultado de exponer a una llama muestras, de izquierda a derecha, de cobre, litio, estroncio, sodio, cobre nuevamente y potasio.

En esta unidad estudiaremos los primeros modelos de estructura atómica que nos permitirán comprender los colores de estas llamas y su relación con la espectroscopía, una técnica analítica que nos permite conocer desde las características de los alimentos a la composición de las estrellas.

Asimismo, justificaremos que el descenso energético que proporciona estabilidad a los sistemas atómicos se debe a la formación de enlaces entre los mismos dando lugar a sustancias compuestas.



## 1. La materia y los átomos

Desde la Antigüedad, se consideró que la materia era continua e indivisible hasta que en el siglo XVIII diversos experimentos confirmaron que era posible separarla en partículas más pequeñas que llamamos **átomos**.

En esta unidad estudiaremos que incluso los átomos se pueden dividir en partículas más pequeñas aún, y comentaremos modelos sencillos que intentan explicar la estructura interna de dichos átomos. En la actualidad, la estructura interna de los átomos se describe mediante la mecánica cuántica y el denominado modelo estándar, un modelo muy complejo que todavía está siendo investigado en centros de física de partículas de todo el mundo como el LHC de Ginebra.

Asimismo, analizaremos cómo diversos experimentos realizados con radiación electromagnética nos proporcionan información acerca de la estructura energética que los electrones tienen dentro de los átomos.

También será muy importante comprender que la colocación de los electrones en los átomos determina sus propiedades físico-químicas, y conocer que es posible ordenar los elementos químicos en función de dichas propiedades.

Justificaremos que el descenso energético que proporciona estabilidad a los sistemas atómicos se debe a que entre ellos se originan enlaces para formar sustancias compuestas. Estudiaremos las peculiaridades de las formas que tienen los átomos de unirse entre sí y las propiedades de las sustancias que producen estas uniones.

Por último, indicaremos que uno de los tipos de enlace permite generar fuerzas de atracción entre las moléculas, lo cual altera sus propiedades.

### A. Los átomos de Dalton

En 1808, en su libro *Nuevo sistema de filosofía química*, **John Dalton** (1766-1844) sentó las bases de la teoría atómica. En esta obra postulaba que la materia está compuesta por unidades elementales, a las que denominó átomos. Su hipótesis se basó en los siguientes postulados:

- Los **elementos** están constituidos por átomos, que son partículas materiales independientes, inalterables e indivisibles.
- Los **átomos de un mismo elemento** son iguales en masa y en el resto de propiedades.
- Los **átomos de distintos elementos** tienen diferentes masas y propiedades.
- Los **compuestos** se forman por la unión de los átomos de los correspondientes elementos según una relación de números enteros sencilla.
- En las **reacciones químicas**, los átomos ni se crean ni se destruyen, solamente se redistribuyen para formar nuevos compuestos.

Una vez que Dalton enunció su teoría atómica, esta fue recibida con escasa oposición por la mayoría de los científicos de la época, a pesar de ser revolucionaria, pues consideraba a la naturaleza como discontinua, algo sumamente novedoso para su tiempo.

Estas ideas de Dalton suponen el primer modelo teórico para explicar la química moderna. El principal argumento a favor de la validez de la teoría atómica de Dalton era que permitía interpretar de forma lógica todas las **leyes ponderales**, que veremos en la unidad siguiente.

Posteriormente, el químico sueco **Jakob Berzelius** (1779-1848) determinó las masas atómicas de algunos elementos, con lo que la inclusión del átomo como unidad básica en la estructura de la materia fue un hecho aceptado por la sociedad científica.

#### + Más datos

El concepto de **átomo** surgió en Grecia entre un conjunto de filósofos llamados atomistas, entre los que destacan **Demócrito** y **Leucipo**. **Aristóteles** fue contrario a ellos, defendiendo que la materia era continua. **Platón**, aunque proponía la existencia de formas elementales, no creía que estas fueran indivisibles en otras más pequeñas del mismo tipo.

#### ! Importante

En la actualidad, el átomo se define como: «La menor partícula constitutiva del elemento que conserva las propiedades de este y no puede dividirse por métodos químicos» o también como: «La partícula más pequeña de un elemento que puede participar en una combinación química».

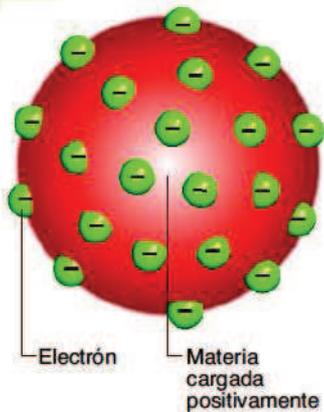


Fig. 2.1. Modelo atómico de Thomson.

#### En Internet

En la web [www.de-ciencias.net](http://www.de-ciencias.net) (puedes buscar en Google: «simulación» «experimento de Rutherford»), encontrarás una simulación y una explicación de este experimento, gracias al que Rutherford descubrió que la materia tiene una gran cantidad de espacio vacío.

## 2. La estructura atómica

Estudiamos diferentes modelos atómicos, así como las principales características de la estructura atómica.

### 2.1. Los modelos atómicos

Una vez descubierta la existencia de partículas negativas y positivas como partículas componentes de los átomos, era preciso explicar cómo se estructuraban para formarlos. Los científicos proponían diversos modelos que intentaban explicar la constitución de los átomos. Vamos a describir a continuación los dos modelos primigenios más importantes.

#### A. El modelo de Thomson

En 1898, Joseph J. Thomson (1856-1940) propuso su modelo atómico, que suponía básicamente la existencia de una **esfera de electricidad positiva** (pues todavía no se habían descubierto los protones como partículas individuales), que incluía **encajados** tantos **electrones** como fueran necesarios para neutralizarla (Fig. 2.1).

Este modelo es coherente con los experimentos en tubos de descarga realizados en la época, ya que encaja bien con la existencia de iones positivos formados al desprenderse los electrones por choques entre los átomos que constituyen el gas, y también con la electroneutralidad observada en la materia.

#### B. El modelo de Rutherford

El científico británico **Ernest Rutherford**, en 1911, a fin de obtener información acerca de la estructura de los átomos, propuso un experimento consistente en bombardear con partículas  $\alpha$  una lámina de oro de unos 5000 Å de grosor, que tiene una anchura de unos dos mil átomos, observando los choques de las partículas que la atravesaban sobre una pantalla situada detrás de ella (Fig. 2.2).

Rutherford esperaba que las «pesadas» partículas  $\alpha$  (núcleos de helio, es decir, iones de  $\text{He}^{2+}$ ), con gran energía cinética, atravesarían la lámina con facilidad, ya que sus átomos tendrían la carga positiva uniformemente distribuida, según el modelo postulado por Thomson. Observó que eso era lo que sucedía para la mayor parte de dichas partículas, pero, para su sorpresa, algunas se desviaban claramente e incluso otras rebotaban en la lámina (Fig. 2.3).

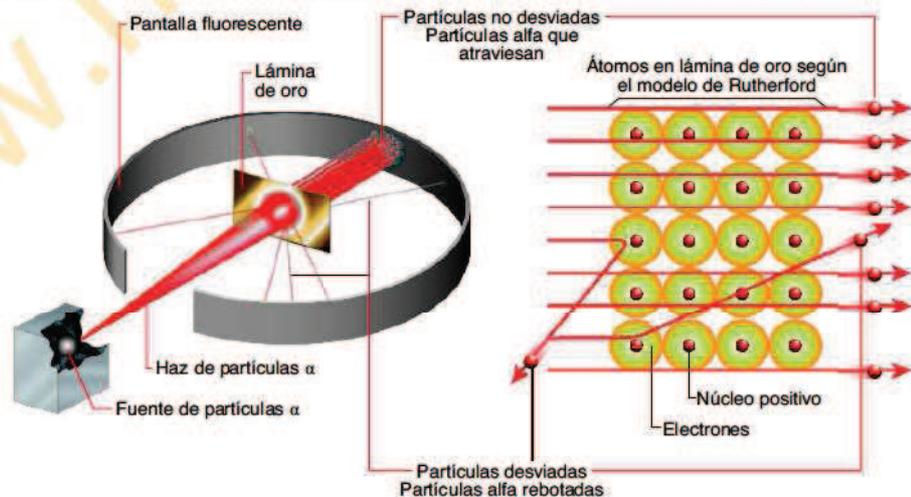


Fig. 2.2. Experimento de Rutherford.

Fig. 2.3. Desviación de las partículas  $\alpha$  al atravesar la lámina de oro.

A tenor de los resultados, elaboró un modelo basado en las siguientes conclusiones:

- La materia está prácticamente «hueca», pues la mayor parte de las partículas  $\alpha$  la atraviesan sin desviarse.
- Las partículas  $\alpha$  rebotan debido a las repulsiones electrostáticas que sufren al pasar cerca de las cargas positivas. Ya que esto ocurre muy raramente, es preciso que dichas cargas ocupen un espacio muy pequeño en el interior del átomo, al cual denomina **núcleo**. Este constituye la **parte positiva** del átomo y contiene casi **toda su masa**. El posterior descubrimiento de los protones confirmó la existencia del núcleo y que los protones se agrupan en él.
- Deben existir **partículas neutras** en el núcleo para evitar la inestabilidad por repulsión entre los protones.
- Los **electrones** deben moverse **alrededor del núcleo**, a fin de que su giro compense la fuerza electrostática de atracción entre cargas de signos contrarios, y así no precipitarse sobre él.

Este fue el primer modelo que explicó la estructura del átomo, de ahí su importancia. Aun así, tenía dos limitaciones principales:

- En él se suponía que los electrones giran en órbitas alrededor del núcleo, sometidos a la atracción eléctrica de este. Según la teoría electromagnética, eso implica que constantemente dichos electrones deben **emitir energía** en forma de ondas electromagnéticas que obtendrían de su energía cinética. Tras un tiempo, esta terminaría por agotarse, cayendo los electrones sobre el núcleo, lo que se comprueba que no ocurre.
- Este modelo no es capaz de explicar las bandas discontinuas de absorción o emisión de los **espectros atómicos**, que explicaremos más adelante. Para Rutherford, la energía de los electrones podía tomar cualquier valor en el átomo.

## 2.2. El núcleo y la corteza de los átomos

El núcleo que suponía Rutherford era inestable, puesto que en él se repelerían los protones y el núcleo se desintegraría de forma instantánea. Si el modelo es correcto, debemos suponer que existe algún tipo de partícula que se interponga entre ellos apantallando sus fuerzas repulsivas y estabilizando el sistema nuclear.

Por otra parte, la masa de dichos núcleos no se correspondía con la carga existente en ellos. Por ejemplo, el helio tenía una masa equivalente a la de cuatro protones, pero su carga solo era la de dos de ellos. Era preciso que existiese otro tipo de partícula de masa similar a la del protón, pero sin carga.

Fue **James Chadwick** (1891-1974) quien en 1932 probó a bombardear átomos de berilio con partículas  $\alpha$  y observó que se desprendía cierta radiación. Al estudiarla, comprobó que estaba formada por partículas neutras de masa ligeramente superior a la del protón. Había descubierto los **neutrones**.

Así se completó la estructura atómica. El átomo consta de un núcleo positivo, en donde se hallan los protones y neutrones —en conjunto llamados **nucleones**—, y una zona cortical (o simplemente corteza), por donde giran los electrones en torno al núcleo.

En la actualidad se sabe que los **neutrones** estabilizan los núcleos no solo apantallando a los protones, sino que además intercambian con ellos unas partículas denominadas **piones**, lo que les confiere gran estabilidad.

### + Más datos

El pan de oro se empleaba en el revestimiento de imágenes para otorgarles su aspecto dorado. En la actualidad todavía lo emplean muchos artistas.

### Claves y consejos

Recuerda que un ion positivo (catión) es aquel que ha perdido tantos electrones como indica su carga, pues esta representa la carga neta del átomo obtenida al hacer el balance entre las cargas positivas de los protones y las negativas de los electrones. Y que un ion negativo (anión) es aquel que ha ganado tantos electrones como indica la carga iónica, pues esta representa el exceso de carga negativa sobre las positivas de los protones existentes.

### + Más datos

Masa del electrón:  
 $9,109534 \cdot 10^{-31}$  kg  
 Carga del electrón:  
 $-1,602176 \cdot 10^{-19}$  C  
 Masa del protón:  
 $1,672621 \cdot 10^{-27}$  kg  
 Carga del protón:  
 $+1,602176 \cdot 10^{-19}$  C  
 Masa del neutrón:  
 $1,674927 \cdot 10^{-27}$  kg.  
 Carga del neutrón: 0 C.

**Órdenes de magnitud**

El **núcleo** tiene un tamaño aproximado de  $10^{-14}$  m y los electrones se mueven a su alrededor a una distancia media de  $10^{-10}$  m. Es decir, ocupan una esfera alrededor de  $10^{12}$  veces mayor que la nuclear. En comparación, sería como si el núcleo tuviese el tamaño de un hueso de aceituna situado dentro de una catedral, por la que se moverían los electrones. Por esto, Rutherford afirmaba que el átomo está prácticamente hueco.

Además, la velocidad de giro del electrón en el modelo de Rutherford resulta ser de unos 2200 km/s, lo que le permite dar más de  $6,5 \cdot 10^{15}$  vueltas al átomo cada segundo.

Existen dos conceptos que caracterizan los núcleos atómicos:

El **número atómico (Z)** indica el número de protones que hay en el núcleo de un átomo. Coincide con el número de electrones si el átomo es neutro.

El **número másico (A)** indica el número de protones y neutrones del núcleo atómico. Coincide (en u) con la práctica totalidad de la masa que tiene un átomo dado. No tiene unidades.

Has de tener presente que:

Los símbolos químicos pueden estar rodeados de cuatro números: a la izquierda, en la parte superior, el número másico (*A*), y en la parte inferior, el número atómico (*Z*); a la derecha, en la parte superior, la carga iónica si ha perdido o ganado electrones (*Q*), y en la parte inferior, el número de átomos presentes de ese elemento (*n*).

Número másico (*A*) ——— (*Q*) Carga iónica  
 Número atómico (*Z*) ——— (*n*) Átomos presentes

**Ejemplo 1**

Indica el número de protones, neutrones y electrones de los siguientes átomos o iones:

- a) Mg ( $Z = 12$ ,  $A = 24$ ).      b) As ( $Z = 33$ ,  $A = 75$ ).  
 c)  $S^{2-}$  ( $Z = 16$ ,  $A = 32$ ).      d)  $Ag^+$  ( $Z = 47$ ,  $A = 108$ ).

**Solución**

- a) El magnesio (Mg) tendrá 12 protones por ser  $Z = 12$ , y como su carga total es nula, tendrá otros 12 electrones, mientras que sus neutrones serán  $A - Z = 24 - 12 = 12$ .  
 b) El arsénico (As) tendrá 33 protones y 33 electrones por ser un átomo neutro, con  $Z = 33$ , y 42 neutrones, puesto que  $n = (A - \text{protones}) = 75 - 33 = 42$ .  
 c) El ion sulfuro ( $S^{2-}$ ) tendrá 16 protones por ser  $Z = 16$ , y como su carga total es  $-2$ , ha ganado dos electrones, tendrá 18, y como su masa es 32, sus neutrones serán  $32 - 16 = 16$ .  
 d) El ion plata ( $Ag^+$ ) tendrá 47 protones por ser  $Z = 47$ , mientras que su carga indica que ha perdido un electrón, así que tendrá 46, mientras que sus neutrones serán  $108 - 47 = 61$ .

**Actividades**

1> Indica la composición del núcleo y la corteza de los siguientes átomos:

- a) K ( $Z = 19$ ,  $A = 39$ )      b) P ( $Z = 15$ ,  $A = 31$ )

S: a) 19 p, 20 n, 19 e. b) 15 p, 16 n, 15 e.

2> Sabiendo que el ion de carga +3 de un átomo contiene 26 protones y 30 neutrones, indica sus números másico y atómico, así como la cantidad de electrones que presenta.

S:  $Z = 26$ ;  $A = 56$ ; 23 e.

3> Un ion del elemento aluminio ( $Z = 13$ ,  $A = 27$ ) contiene diez electrones. Indica la carga del ion y cuántos neutrones contiene.

S: Carga iónica +3; 14 n.

4> Un ion de un átomo con número de oxidación  $-1$  contiene 17 protones y 18 neutrones. Indica sus números atómico y másico, así como la cantidad de electrones que contiene.

S:  $Z = 17$ ;  $A = 35$ ; 18 e.

### 2.3. Variaciones en la masa de los átomos: isótopos

En 1912, Thomson, experimentando con iones de gas neón, observó que las masas de esos iones eran, en algunos casos, diferentes entre sí. Un discípulo suyo, F. W. Aston, en 1920, utilizando el espectrógrafo de masas (aparato que analiza los átomos imprimiendo marcas distintas según sus diferentes masas), llegó a verificar que existían átomos de neón de masa 20 y otros de masa 22, confirmándose así que aunque todos tenían diez protones, unos tenían diez neutrones y otros, 12. Esto ocurre igualmente en muchos de los elementos, que en realidad están formados por mezclas de átomos de números másicos distintos.

Se denomina **isótopos** a los átomos del mismo elemento que presentan diferente contenido en neutrones, y por ello distinto número másico.

En los 92 elementos que se encuentran en la naturaleza, se observan 280 isótopos, que se denominan por ello **isótopos naturales**.

Los **isótopos artificiales** se preparan en el laboratorio, ya sea aumentando el número de neutrones de los átomos estables al bombardear sus núcleos con partículas radiactivas o bien en la obtención de nuevos elementos. Se han observado más de 2000 hasta ahora.

### 2.4. Escala de masas atómicas

El aparato empleado habitualmente para obtener las masas de los diferentes átomos es el **espectrómetro de masas** con escala, antiguamente llamado espectrógrafo.

Las etapas del proceso de espectrometría de masas son las siguientes:

**Ionización.** Se introduce una muestra del elemento en estado gaseoso en la cámara de ionización, donde se ioniza positivamente al chocar con un haz de electrones de alta energía.

**Aceleración.** Mediante un campo eléctrico, los iones recién obtenidos se aceleran a altas velocidades.

**Desviación.** Se desvía la corriente de iones mediante un campo magnético dando lugar a corrientes iónicas cuya trayectoria es una circunferencia. El radio de esta circunferencia es proporcional a la masa del ión.

**Detección.** El detector mide la intensidad de las distintas corrientes y el radio de la circunferencia trazada por cada una de ellas. La interpretación de la información proporcionada por el espectrómetro de masas permite obtener espectros como el de la Figura 2.4. Las posiciones de las líneas del espectro son función de sus masas, por lo que, considerando una determinada unidad que se toma como referencia, es posible obtener la masa de cualquier partícula estudiada. La proporción relativa de los isótopos de los elementos se deduce de las intensidades de las líneas.

Haciendo una media ponderada entre las masas isotópicas y su abundancia, se obtienen los valores de las masas atómicas, que, aunque como se observa que son cercanos a los correspondientes números másicos, son distintos de ellos.

Se ha establecido que la unidad patrón de calibración para estas experiencias sea la doceava parte de la masa del átomo de carbono de número másico 12, que como referencia es de 12,0000 unidades de masa atómica (uma o simplemente u). Por ejemplo, si decimos que un átomo de calcio tiene una masa atómica de 40,08 u queremos decir que tiene la misma masa que 40,08 veces la masa de 1/12 parte de un átomo de carbono-12.

#### ! Importante

La **masa atómica** de un elemento no coincide con su número másico.

#### + Más datos

Los **isótopos** del elemento hidrógeno tienen nombres propios; son el hidrógeno o el protio (que no posee neutrones), el deuterio (con un neutrón) y el tritio (con dos neutrones).

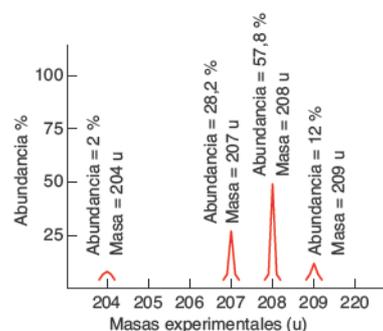


Fig. 2.4. Espectro de masas de los isótopos de plomo. En el espectro se indica su proporción isotópica.

### + Más datos

La masa, con mayor precisión, correspondiente a la unidad de masa atómica es:

$$1 \text{ u} = 1,660\,538\,921 \cdot 10^{-27} \text{ kg.}$$

### ! Importante

Un mol es la cantidad de sustancia que contiene tantas entidades elementales (átomos, moléculas, etc.) como átomos hay en 12 gramos de carbono-12.

Esta cantidad es llamada número de Avogadro y corresponde a  $6,02 \cdot 10^{23}$ .

### ! Importante

Las **masas atómicas** de los elementos tal y como aparecen en las tablas se obtienen teniendo en cuenta la masa atómica exacta de cada isótopo y su abundancia en la naturaleza, y por ello no son iguales al número másico del elemento.

Para calcular el valor en gramos de la unidad de masa atómica se procede así:

$$\text{Masa de 1 átomo de carbono} = \frac{12 \text{ g de carbono}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{1 \text{ mol de carbono}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} = 1,993 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

Como la unidad de masa atómica es la doceava parte de la masa del átomo de carbono, tendremos:

$$1 \text{ u} = \frac{1,993 \cdot 10^{-23} \text{ g}}{12} = 1,661 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

La abundancia relativa de los isótopos obliga a determinar las masas atómicas de los elementos teniendo en cuenta su proporción en la naturaleza. Es lo que se denomina **masa isotópica** o simplemente **masa atómica del elemento**.

La forma de calcularla es mediante la media ponderada de las masas de los isótopos teniendo en cuenta para cada elemento su correspondiente abundancia:

$$\text{Masa atómica (elemento)} = \frac{[A_1 (\%)_1 + A_2 (\%)_2 + A_3 (\%)_3 + \dots]}{100}$$

Siendo  $A_1, A_2, A_3, \dots$  las masas de los correspondientes isótopos de ese elemento.

### ► Ejemplo 2

La masa atómica del oxígeno es de 15,999 uma. Si existen tres isótopos de este elemento en la naturaleza, el de masa 16 uma con abundancia del 99,769 %, el de masa 17 uma con una abundancia del 0,036 % y un tercero con abundancia de 0,198 %, indica la masa de este tercer isótopo.

#### Solución

En este caso basta con aplicar la fórmula matemática para calcular la masa atómica de la mezcla isotópica. En nuestro caso sería:

$$\text{Masa atómica (O)} = \frac{[A_1 (\%)_1 + A_2 (\%)_2 + A_3 (\%)_3]}{100}$$

$$15,999 = \frac{16 \cdot 99,769 + 17 \cdot 0,036 + A \cdot 0,198}{100} \quad \text{Al despejar, queda } A = 15 \text{ uma.}$$

### ✍ Actividades

5> La Figura 2.4 representa el espectro de masas de los isótopos del plomo. A partir de esos datos calcula la masa atómica de ese elemento.

S: 207,8 u.

6> El átomo de potasio tiene una masa de 39,10. Calcula cuántos átomos de potasio hay en una muestra que contiene 5,00 g de este elemento.

S:  $7,7 \cdot 10^{22}$  átomos.

7> Indica razonadamente si son ciertas o falsas cada una de las afirmaciones:

- Dos iones de carga +1 de los isótopos 23 y 24 del sodio ( $Z = 11$ ) tienen el mismo comportamiento químico.
- El ion de carga -2 del isótopo 16 del oxígeno ( $Z = 8$ ) presenta la misma reactividad que el ion de carga -1 del isótopo 18 del oxígeno.
- Los isótopos 16 y 18 del oxígeno se diferencian en el número de electrones que poseen.

### 3. Radiación electromagnética: parámetros característicos

Para estudiar la estructura interna de los átomos, habitualmente se emplean técnicas experimentales en las que ondas electromagnéticas interactúan con ellos. De la respuesta obtenida se pueden sacar conclusiones acerca de las características intrínsecas de dichos átomos.

Una **onda** propaga energía sin desplazamiento de materia. Las ondas mecánicas, que incluyen las sonoras, necesitan un medio para desplazarse. Las ondas **electromagnéticas** se desplazan incluso en el vacío y transportan energía mediante un proceso diferente a los procesos de conducción y convección, que se denomina de tipo **radiante** (Fig. 2.5).

En 1865, **J. C. Maxwell** (1831-1879) argumentó matemáticamente que las ondas electromagnéticas están formadas por campos eléctricos y magnéticos variables acoplados entre sí, y que su velocidad de propagación en el vacío es de 300 000 km/s, es decir, la misma que la de la luz.

En 1887, **H. Hertz** (1857-1894) confirmó la validez de las ecuaciones de Maxwell al generar en el laboratorio ondas electromagnéticas que se mueven a la velocidad de la luz. Cuando en 1894 **G. Marconi** (1874-1937) las utilizó en la telegrafía sin hilos, se les dio el nombre de ondas de radio. Actualmente también se las conoce como ondas hertzianas.

El italiano **A. Righi** (1850-1920) demostró que estas ondas estaban sujetas a fenómenos de reflexión, refracción e interferencia, del mismo modo que ocurre con la luz. Este hecho llevó a los científicos al convencimiento de que las ondas de radio y las luminosas no eran de naturaleza distinta, sino que ambas formaban parte del tipo de **radiación**, que hoy se denomina genéricamente **electromagnética**.

La **radiación electromagnética** está formada por ondas que se mueven a la velocidad de la luz ( $c$ ). Esta se relaciona con la longitud de su onda ( $\lambda$ ) y su frecuencia ( $\nu$ ) mediante la ecuación:

$$c = \lambda \nu$$

Las ondas se caracterizan por una serie de parámetros:

- **Longitud de onda** ( $\lambda$ ) es la distancia entre dos máximos o dos mínimos sucesivos de una onda. Su unidad habitual es el metro, aunque también puede expresarse en centímetros, nanómetros ( $1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$ ) y angstroms ( $1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ m}$ ).
- **Frecuencia** ( $\nu$ ) es el número de oscilaciones que pasan por cada punto en la unidad de tiempo. Habitualmente su unidad es  $\text{s}^{-1}$ , que también se denomina hertzio (Hz). Una **oscilación** es una vibración que da lugar a una onda de longitud  $\lambda$ .
- **Periodo** ( $T$ ) es el tiempo que tarda la onda en recorrer una longitud de onda, es decir, el tiempo necesario para producirse una oscilación. Se expresa en unidades de tiempo, habitualmente segundos. Su relación con la frecuencia es:

$$T = \frac{1}{\nu}$$

El **espectro electromagnético** es el conjunto de las radiaciones electromagnéticas. No solo está formado por las ondas que percibimos sensorialmente (luminosas), sino por otras ondas llamadas microondas, de radio, infrarrojas, ultravioletas, rayos X y rayos gamma ( $\gamma$ ) (Tabla 2.1).

#### 🔗 Física y Química cotidianas

Las ondas están presentes en nuestra vida diaria: el sonido es una onda mecánica que se propaga en cualquier medio, un terremoto es una onda mecánica de tipo elástico, un **tsunami** es otro ejemplo de onda mecánica.

Las ondas electromagnéticas nos dan luz, calor (IR), nos broncean (UV), se emplean en medicina (rayos X), en usos domésticos (microondas) o incluso se oyen (ondas de radio), por poner unos ejemplos.

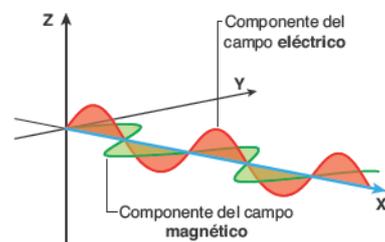


Fig. 2.5. Onda electromagnética.

#### + Más datos

La velocidad de propagación de una onda electromagnética en el vacío ( $c$ ) es la misma para todas las longitudes de onda.

Zona espectral	$\lambda$ (m)	$\nu$ (Hz)
Rayos $\gamma$	$< 10^{-11}$	$> 3 \cdot 10^{19}$
Rayos X	$10^{-11}$ a $10^{-9}$	$3 \cdot 10^{19}$ a $3 \cdot 10^{17}$
Ultravioleta	$10^{-9}$ a $4 \cdot 10^{-7}$	$3 \cdot 10^{17}$ a $7 \cdot 10^{14}$
Visible 	$4 \cdot 10^{-7}$ a $7 \cdot 10^{-7}$	$7 \cdot 10^{14}$ a $4 \cdot 10^{14}$
Infrarrojo	$7 \cdot 10^{-7}$ a $10^{-4}$	$4 \cdot 10^{14}$ a $3 \cdot 10^{12}$
Microondas	$10^{-4}$ a 0,1	$3 \cdot 10^{12}$ a $3 \cdot 10^9$
Radio	$> 0,1$	$< 3 \cdot 10^9$

Tabla 2.1. Longitudes de onda y frecuencias de las regiones espectrales electromagnéticas.

### ! Importante

El **electrón-voltio** es una unidad de energía equivalente a la adquirida por un electrón acelerado en una diferencia de potencial de 1 V.  
 $1 \text{ eV} = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ J}$

Cada conjunto de ondas abarca, según el tipo de escala elegido, un rango determinado de longitudes de onda o frecuencias.

Cuando se ilumina la materia con radiación electromagnética, los átomos que la componen pueden absorber, y posteriormente emitir, ciertas longitudes de onda —o frecuencias— en relación con su estructura interna.

**Max Planck** (1858-1947) en 1900 y **Albert Einstein** (1879-1955) en 1905 sugirieron que la energía de la radiación electromagnética que los átomos absorben o emiten está formada por pequeños paquetes energéticos denominados **cuantos** o **fotones**. Su hipótesis suponía que la energía de cada uno de los cuantos venía dada por la ecuación:

$$E = h \nu$$

Donde  $\nu$  es la frecuencia de la radiación absorbida o emitida y  $h$  una constante característica (llamada constante de Planck), cuyo pequeñísimo valor es  $6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J s}$ .

### Actividades

8> Si se trabaja con luz láser de 500 nm, ¿cuál es la energía y la frecuencia de cada fotón emitido?

S:  $\nu = 6 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$ ;  
 $E = 3,98 \cdot 10^{-19} \text{ J}$ .

9> Un elemento emite una energía de 15 eV tras excitarlo convenientemente. ¿Cuál es la frecuencia y la zona del espectro a que corresponde dicha radiación?

S:  $\nu = 3,6 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$  y es luz ultravioleta.

10> Calcula la frecuencia y la longitud de onda de un fotón de luz azul de  $4,40 \cdot 10^{-19} \text{ J}$ .

S:  $\nu = 6,6 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$ ;  
 $\lambda = 4,5 \cdot 10^{-7} \text{ m}$ .

### Ejemplo 3

El espectro visible corresponde a radiaciones de longitud de onda comprendida entre 450 y 700 nm. Con estos datos:

- Calcula la energía correspondiente a la radiación visible de mayor frecuencia.
- Razona si es o no posible conseguir la ionización del átomo de litio con dicha radiación.

Datos: carga del electrón,  $e = 1,60 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ ; velocidad de la luz,  $c = 3,00 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}$ ; constante de Planck,  $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J s}$ ; primera energía de ionización del litio = 5,40 eV.

#### Solución

- Dado que la longitud de onda y la frecuencia son magnitudes inversamente proporcionales, hay que calcular la energía de la radiación de longitud de onda 450 nm; es decir:

$$E = h\nu = \frac{hc}{\lambda} = \frac{6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J s} \cdot 3,00 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}}{450 \cdot 10^{-9} \text{ m}} = 4,42 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

- Para separar el último electrón de cualquier átomo es preciso aportarle una energía tal que sea capaz de vencer la fuerza con la que el núcleo lo atrae, es lo que se llama «energía de ionización». Así, que para ionizar al átomo de Li se necesitan:

$$5,40 \text{ eV} \cdot 1,60 \cdot 10^{-19} \text{ J} / 1 \text{ eV} = 8,64 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

Así, no es posible hacerlo con una radiación de  $4,42 \cdot 10^{-19} \text{ J}$ .

## 4. Interacción de la luz con la materia: espectros atómicos

Cuando la luz solar pasa a través del prisma de un espectroscopio se descompone, y aparece lo que llamamos **espectro**. Cada color del espectro corresponde a una frecuencia determinada. Así, la luz solar presenta un espectro con todos los colores, que denominamos **espectro continuo**, pues los límites de dichos colores no son nítidos y forman un todo ininterrumpido.

Si estimulamos sustancias en estado gaseoso mediante calentamiento o descargas eléctricas, podemos conseguir que sean capaces de emitir radiación electromagnética. Al descomponerla y recogerla en un diagrama obtenemos su **espectro de emisión**. Los sólidos y líquidos (metales fundidos) incandescentes emiten espectros continuos, mientras que los espectros emitidos por los gases son discontinuos (solo presentan unas rayas definidas) (Fig. 2.7).

Si lo que hacemos es pasar radiación electromagnética a través de una muestra gaseosa, esta absorbe parte de la luz. La luz no absorbida por la muestra es descompuesta por un monocromador, por ejemplo, un prisma, y al analizarla se obtiene su espectro de absorción (Fig. 2.6 y Fig. 2.8).

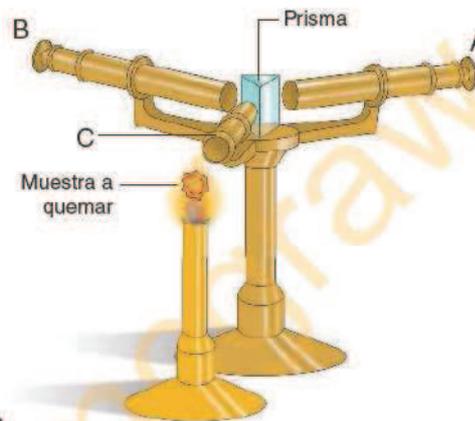


Fig. 2.6. Esquema de un espectroscopio.

Cada átomo solo emite o absorbe radiación de determinadas frecuencias, que en los diagramas aparecen como una serie de líneas cuyo valor puede ser medido mediante una escala superpuesta en ellos a tal efecto (Figs. 2.7 y 2.8). Se trata en este caso de **espectros discontinuos**.

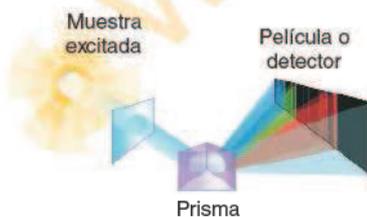
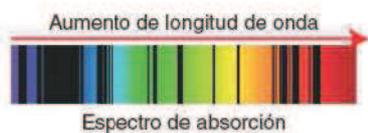
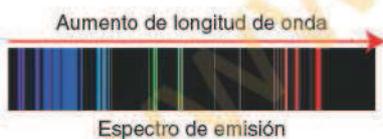


Fig. 2.7. Espectroscopia de emisión.



Fig. 2.8. Espectroscopia de absorción.

### En Internet

Busca en Google «la luz y sus propiedades», «espectros» y entra en la página de [www.educaplus.org](http://www.educaplus.org). Aquí puedes visualizar espectros atómicos de diferentes elementos.

Líneas de absorción procedentes del Sol



Líneas de absorción procedentes del supercúmulo de galaxias BAS11

$v = 0,07c$  distancia = 1000 millones de años luz



Fig. 2.10. Espectros de absorción de la luz solar y del supercúmulo de galaxias BAS11. Las líneas negras se deben a la absorción de estas frecuencias por parte de los elementos que componen las capas más externas del Sol, de este conjunto de galaxias y de la atmósfera terrestre. La diferente posición de algunas de estas líneas nos permite saber la velocidad a la que se mueve el supercúmulo de galaxias.

Todo elemento químico excitado de la forma indicada emite siempre las mismas rayas, cuyas frecuencias son características de él y que, por tanto, sirven para identificarlo.

Esta propiedad se manifiesta de la misma manera ya sea con el elemento puro o mezclado con otros, por lo que se trata de una técnica básica de análisis en la identificación atómica (Fig. 2.9).

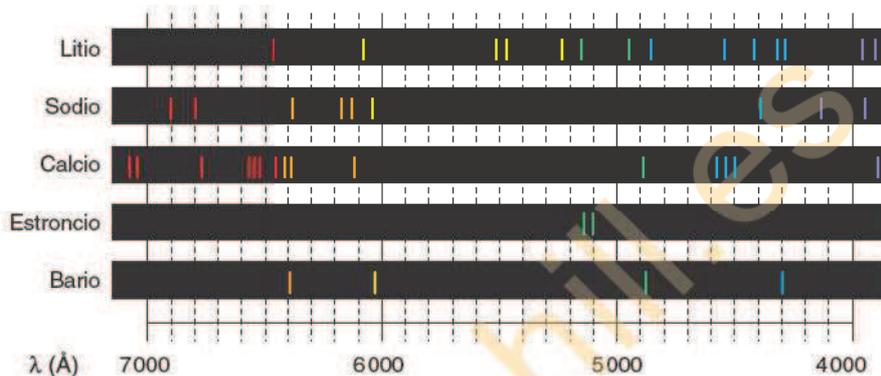


Fig. 2.9. Espectros atómicos de emisión.

El espectro atómico que primero se interpretó fue el del **átomo de hidrógeno**, por ser el elemento más sencillo. Experimentalmente, se comprobó que la colocación de sus líneas espectrales obedecía a la ecuación empírica propuesta por **J. Rydberg** (1854-1919) en 1888:

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

En ella,  $\lambda$  representa la longitud de onda de cada línea,  $n_1$  y  $n_2$  son números enteros a partir del 1 (siempre  $n_1 < n_2$ ) y  $R$  es la llamada constante de Rydberg, que vale  $1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$ .

#### ► Ejemplo 4

Calcula el valor de la constante de Rydberg sabiendo que el átomo de hidrógeno se ioniza cuando absorbe una energía de 13,527 eV.

#### Solución

Partimos de la relación entre la energía de una radiación y su longitud de onda:

$$E = \frac{hc}{\lambda}$$

Despejando, queda que:

$$\frac{1}{\lambda} = \frac{13,527 \text{ eV} \cdot 1,60 \cdot 10^{-19} \text{ J eV}^{-1}}{6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J s} \cdot 3,00 \cdot 10^8 \text{ ms}^{-1}} = 1,09 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$$

Dado que ionizar el átomo de hidrógeno supone que su electrón pasa al nivel  $\infty$ , tendremos que:

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

Sustituyendo queda:  $1,09 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} = R \left( \frac{1}{1} - \frac{1}{\infty} \right)$

Despejando queda:  $R = 1,09 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$

### Ejemplo 5

En el espectro del átomo de hidrógeno hay una línea situada a 434,5 nm.

- Calcula  $\Delta E$  para la transición asociada a esa línea expresándola en  $\text{kJ mol}^{-1}$ .
- Si el nivel inferior correspondiente a esa transición es  $n = 2$ , determina cuál será el nivel superior.

Datos: constante de Planck  $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J s}$ ;  $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos mol}^{-1}$ ;  
 $R_H = 2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J}$ ; velocidad de la luz en el vacío =  $3,00 \cdot 10^8 \text{ ms}^{-1}$ .

#### Solución

- Partimos de la relación entre la energía de una radiación y su longitud de onda:

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

Sustituyendo, queda:

$$\Delta E = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J s} \cdot \frac{3,00 \cdot 10^8 \text{ ms}^{-1}}{434,5 \cdot 10^{-9} \text{ m}} = 4,58 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 4,58 \cdot 10^{-22} \text{ kJ}$$

Expresándolo en moles de átomos queda:

$$4,58 \cdot 10^{-22} \text{ kJ} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos mol}^{-1} = 276 \text{ kJ mol}^{-1}$$

- Dado que la constante de Rydberg se expresa en unidades de longitud inversa, y en este problema nos la dan expresada en unidades de energía, es preciso hacer un cambio de unidades multiplicando ese valor por las constantes  $h$  y  $c$ :

$$E = \frac{hc}{\lambda} \Rightarrow \frac{hc}{\lambda} = hcR \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

Reemplazando, queda:

$$4,58 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 2,180 \cdot 10^{-18} \text{ J} \cdot \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \Rightarrow n_2 = 5$$

### Actividades

- 11> Para ionizar un átomo de rubidio se requiere una radiación luminosa al menos de  4,20 eV. Determina la frecuencia de la radiación utilizada.

Si se dispone de luz naranja de 600 nm, ¿se podría conseguir la ionización del rubidio con esta luz?

Datos: carga del electrón  $e = 1,60 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ ; velocidad de la luz en el vacío  $c = 3,00 \cdot 10^8 \text{ ms}^{-1}$ ; constante de Planck  $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J s}$ .

S: a)  $\nu = 1,01 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$ ; b) No.

- 12> Calcula la energía y longitud de onda de una radiación cuya absorción posibilita el salto de un electrón del átomo de hidrógeno desde el nivel  $n = 2$  al  $n = 3$ .

S:  $\lambda = 6,56 \cdot 10^{-7} \text{ m}$ ;  $E = 3,03 \cdot 10^{-19} \text{ J}$ .

- 13> El espectro visible corresponde a radiaciones de longitud de onda comprendida entre  450 y 700 nm.

a) Calcula la energía correspondiente a la radiación visible de mayor frecuencia.

b) Razona si es o no posible conseguir la ionización del átomo de magnesio con dicha radiación (primera energía de ionización del magnesio = 7,65 eV).

S: a)  $E = 4,42 \cdot 10^{-19} \text{ J}$

## 4.1. Niveles energéticos atómicos

Los **espectros atómicos** obtenidos experimentalmente sugerían la existencia de ciertos estados energéticos de los átomos, de manera que los electrones tendrían diferentes energías que corresponderían al nivel energético en el que se encontrasen.

En 1913, el físico danés **Niels Bohr** (1885-1962) propuso un nuevo modelo atómico, que tenía en cuenta la existencia de dichos niveles energéticos, y que además solucionaba las limitaciones antes comentadas del **modelo de Rutherford**. Este modelo supone que:

Los electrones de los átomos solo pueden encontrarse en ciertos estados o **niveles energéticos** en los que mantienen una energía fija y determinada.

Es decir, cada electrón ocupa un determinado escalón de energía en el átomo. Bohr pensaba que estos niveles de energía estaban relacionados con el movimiento que hace el electrón al describir órbitas alrededor del núcleo.

Para explicar los **espectros atómicos**, Bohr utilizó las ideas cuánticas de Planck y Einstein. Supuso en su modelo que los electrones pueden **pasar de un nivel energético a otro** —es decir, pueden cambiar de escalón energético—, mediante la absorción (ganancia de energía) o emisión (pérdida de energía) de un fotón, con una energía igual a la diferencia energética existente entre ambos niveles; es decir:

$$E_{\text{fotón}} = E_{\text{nivel de llegada}} - E_{\text{nivel de partida}} = h \nu$$

Los electrones en el átomo se encuentran ocupando ciertos niveles energéticos. Cuando todos ellos ocupan los niveles de menor energía posible, se dice que se hallan en el **estado fundamental**. Si se transmite energía al átomo, uno o varios electrones toman la energía necesaria para pasar a otro nivel superior, lo que se conoce como **estado excitado** del átomo. Posteriormente vuelven a sus estados iniciales directamente o bien pasan por otros niveles intermedios, emitiendo, en forma de fotones, la energía radiante correspondiente al tránsito efectuado (Fig. 2.11).

Las líneas observadas en los experimentos de espectros atómicos recogen los fotones emitidos en estos transitos internivélicos. A cada nivel energético se le asigna un **número cuántico**, simbolizado por la letra  $n$ ; el más bajo es el  $n = 1$ , el segundo es el  $n = 2$ , y así sucesivamente.

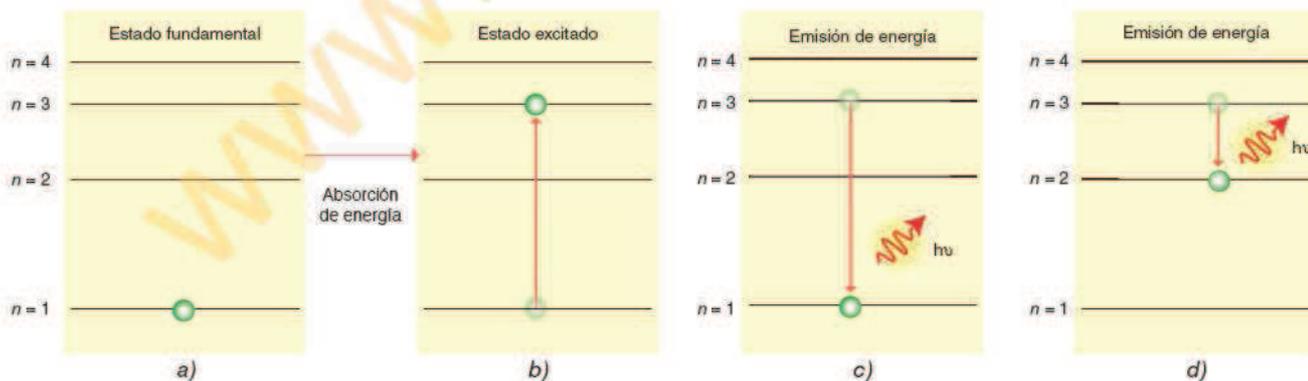
### En Internet

Busca en Google «maloka el átomo de Bohr» y entra en la página de **maloka.org**. Encontrarás una explicación sobre los niveles de energía en un átomo con una simulación en la que se puede ver la emisión de un fotón al cambiar un electrón de nivel energético.

### Claves y consejos

Cuidado con los signos de la energía de los niveles electrónicos. Los niveles de menor energía son los más negativos.

**Ojo**, la diferencia de energía entre dos niveles es siempre positiva.



**Fig. 2.11.** Transitos internivélicos. *a)* Átomo con electrón en estado fundamental. *b)* Átomo excitado, su electrón, al absorber energía, ha pasado al nivel 3. *c)* Situación en la que el electrón vuelve al nivel fundamental emitiendo radiación electromagnética de  $E = h \nu$ . *d)* Situación en la que el electrón vuelve a un nivel de menor energía emitiendo radiación electromagnética de  $E = h \nu$ .

### Ejemplo 6

Un electrón de un átomo de hidrógeno salta desde el estado excitado de un nivel de energía de número cuántico principal  $n = 3$  a otro de  $n = 1$ . Calcula la energía y la frecuencia de la radiación emitida, expresadas en  $\text{kJ mol}^{-1}$  y en  $\text{Hz}$ , respectivamente. Datos:  $R = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$ ;  $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos mol}^{-1}$ ;  $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J s}$ .

#### Solución

Para calcular los datos espectrales de una transición entre niveles utilizaremos la ecuación empírica de Rydberg:

$\frac{1}{\lambda} = R \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$  donde  $n_1$  siempre es menor que  $n_2$ . Reemplazando queda:

$$\frac{1}{\lambda} = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} \left( \frac{1}{1^2} - \frac{1}{3^2} \right) \text{ y despejando resulta } \lambda = 1,03 \cdot 10^{-7} \text{ m.}$$

Ahora calcularemos la frecuencia para obtener luego la energía:

$$\nu = c/\lambda = 3,00 \cdot 10^8 \text{ ms}^{-1} / 1,03 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 2,91 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1} = 2,91 \cdot 10^{15} \text{ Hz}$$

$$E = h \nu = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J s} \cdot 2,91 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1} = 1,93 \cdot 10^{-18} \text{ J} = 1,93 \cdot 10^{-21} \text{ kJ}$$

Esta energía está referida a un átomo, para un mol sería:

$$E = 1,93 \cdot 10^{-21} \text{ kJ} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos mol}^{-1} = 1,16 \cdot 10^3 \text{ kJ mol}^{-1}.$$

### Ejemplo 7

Si la energía de ionización del K gaseoso es de  $418 \text{ kJ mol}^{-1}$ :

- Calcula la energía mínima que ha de tener un fotón para poder ionizar un átomo de K.
- Calcula la frecuencia asociada a esta radiación e indica a qué región del espectro electromagnético pertenece.
- ¿Podría ionizarse este átomo con luz de otra región espectral? Razona la respuesta. En caso afirmativo, indica una zona del espectro que cumpla dicho requisito.

Datos:  $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J s}$ ;  $c = 3,00 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}$ ;  $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos mol}^{-1}$ .

#### Solución

a) La energía mínima para ionizar un átomo se calcula a partir de la energía para ionizar el mol:

$$E_{\text{átomo}} = \frac{4,18 \cdot 10^5 \text{ J mol}^{-1}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}} = 6,94 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

b) La frecuencia que corresponde a la radiación puede calcularse a partir de:

$$E = h \nu \Rightarrow 6,94 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J s} \cdot \nu \Rightarrow \nu = 1,05 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$$

Esta frecuencia está en el rango de la radiación ultravioleta.

c) Se podrán ionizar átomos de K con cualquier radiación cuya frecuencia sea superior a la mínima necesaria calculada en el apartado anterior. Por ejemplo, con rayos X.

### Actividades

14> Un electrón excitado de un átomo de hidrógeno vuelve a su estado fundamental emitiendo radiación electromagnética cuya longitud de onda es de  $3000 \text{ \AA}$ . Calcula la diferencia energética existente entre los dos niveles electrónicos.

S:  $E = 6,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$ .

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

a) Frecuencia de la radiación necesaria para ionizar el hidrógeno.

b) Longitud de onda en  $\text{nm}$  y la frecuencia de la radiación emitida cuando el electrón pasa del nivel  $n = 4$  al  $n = 2$ .

S: a)  $\nu = 3,29 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$ ;

b)  $\lambda = 486,2 \text{ nm}$ ;  $\nu = 6,17 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$ .

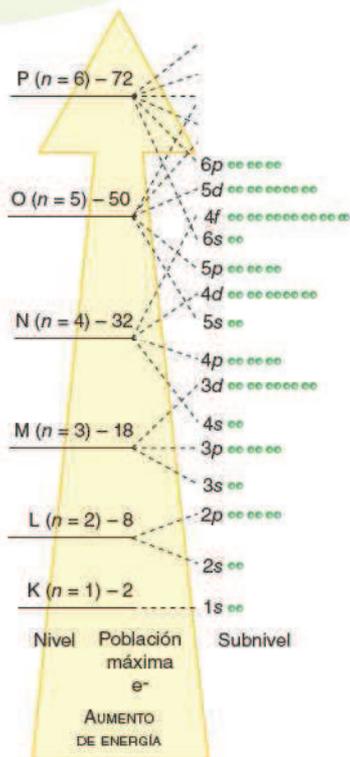


Fig. 2.12. Desdoblamiento de los niveles electrónicos.

## 5. Distribuciones electrónicas

Con el avance de las técnicas espectroscópicas se descubrió que los espectros atómicos son en realidad más complicados: surgen más líneas de las esperadas, que además aparecen desdobladas bajo la acción de campos magnéticos.

Tomando esto como base, se puede afirmar que las transiciones entre niveles son más complejas y abundantes que las propuestas por Bohr. Es preciso considerar la existencia de **subniveles energéticos** que integran cada uno de los niveles originalmente postulados.

Estos nuevos estados energéticos para los electrones dependen del número cuántico  $n$ . Habrá tantos subniveles como marca el valor de ese número. Así:

- El nivel  $n = 1$ , al que denominamos con la letra  $s$ , carece de cualquier subnivel.
- El nivel  $n = 2$  se estructura en dos subniveles energéticos denominados  $s$  y  $p$ .
- El nivel  $n = 3$  consta de tres subniveles,  $s$ ,  $p$  y  $d$ .
- El nivel  $n = 4$  consta de cuatro subniveles,  $s$ ,  $p$ ,  $d$  y  $f$ .

y así sucesivamente.

Los electrones realizan sus saltos entre subniveles energéticos, de ahí la multiplicación que se observa en las líneas espectrales cuando aumenta el número de transiciones posibles.

Cada subnivel admite un número distinto de electrones:

- En cada subnivel  $s$  caben 2 electrones.
- En cada subnivel  $p$  caben 6 electrones.
- En cada subnivel  $d$  caben 10 electrones.
- En cada subnivel  $f$  caben 14 electrones.

Al igual que los niveles energéticos tienen el número cuántico  $n$  asociado a ellos, los espectroscopistas asociaron un segundo número cuántico a cada subnivel energético. A este número lo denominaron  $\ell$ .

- A los subniveles  $s$  les corresponde  $\ell = 0$ .
- A los subniveles  $p$  les corresponde  $\ell = 1$ .
- A los subniveles  $d$  les corresponde  $\ell = 2$ .
- A los subniveles  $f$  les corresponde  $\ell = 3$ .

El valor máximo de  $\ell$  equivale a  $(n - 1)$  por lo que decimos que  $\ell$  puede variar entre 0 y  $(n - 1)$ .

Asimismo, bajo campos magnéticos las líneas espectrales aparecen más desdobladas, por lo que se postula un nuevo número cuántico, el denominado **magnético** ( $m$ ), que supone diferentes energías para los subniveles en esas condiciones, y cuyo valor varía de  $-\ell$  a  $+\ell$ , incluido el 0.

Basándonos en estos números, se puede conocer cómo se distribuyen los electrones en los subniveles atómicos. El llenado se efectúa colocando **los electrones en los niveles y subniveles en orden creciente de energías**, y este a su vez se determina mediante la suma  $(n + \ell)$ . Es decir, cuanto mayor es esa suma para un número  $n$  dado, mayor es la energía del subnivel, y si la suma es la misma para dos subniveles, tendrá mayor energía aquel con mayor número cuántico  $n$ .

La **distribución de electrones** en los niveles de energía del átomo se denomina **configuración electrónica**, y en ella se escriben los electrones que existen en cada uno de los subniveles energéticos del átomo considerado.

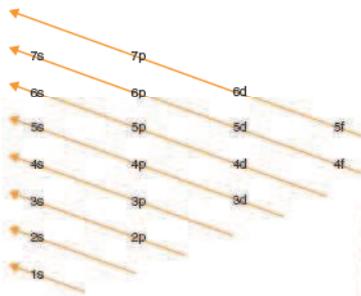
Por ejemplo, la configuración electrónica del átomo calcio, que tiene 20 electrones, se escribe  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ , siendo el número que antecede a cada componente el del nivel, mientras que el superíndice indica los electrones que existen en el correspondiente subnivel.

### En Internet

En un buscador, teclea el texto «átomos con más de un electrón», entra en la página que te aparezca de [www.deciencias.net](http://www.deciencias.net). Pinchando en cada elemento de la tabla podrás ver la distribución electrónica de un átomo en movimiento por niveles energéticos.

Estas configuraciones se denominan fundamentales o de mínima energía. Aquellas en las que los electrones han subido de subnivel al captar energía se denominan **excitadas**. De manera más sencilla, las configuraciones electrónicas se pueden obtener siguiendo la llamada regla nemotécnica de Möller, que consiste en ir tachando ordenadamente de abajo arriba las diagonales de la matriz de subniveles energéticos, a fin de conocer el orden de llenado, tal y como se indica en la Figura 2.13.

Se puede deducir que el **número máximo de electrones en cada nivel energético** es de  $2n^2$ , donde  $n$  es el número cuántico del nivel.



**Fig. 2.13. Regla de Möller.** Se utiliza en el llenado progresivo de niveles energéticos atómicos con electrones.

**+ Más datos**

Los electrones en un átomo vienen caracterizados por los tres números cuánticos de los niveles y subniveles energéticos en donde se encuentran, además de por otro número cuántico propio de ellos, que se llama **spin**, al que se le asignan los valores de  $+\frac{1}{2}$  o  $-\frac{1}{2}$ .

**( ) Claves y consejos**

A la hora de contar los electrones a colocar en la configuración electrónica, hay que tener en cuenta si tenemos un átomo neutro o un ion. Según tengamos un catión o un anión, tendremos que restar o sumar electrones a la configuración del átomo neutro.

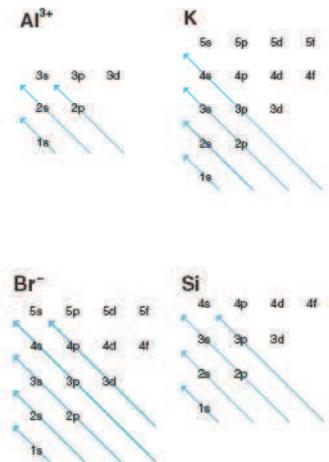
**Ejemplo 8**

Escribe la configuración electrónica del estado fundamental de los átomos e iones siguientes:  $Al^{3+}$ , K,  $Br^-$  y Si.

**Solución**

Para escribir la configuración electrónica es preciso conocer los electrones que tiene cada especie química. Para ello, buscaremos en una tabla periódica el número atómico del elemento, y a través de la carga iónica deduciremos sus electrones.

- El aluminio es  $Z = 13$ , por lo que el ion  $Al^{3+}$  tendrá diez electrones, su distribución electrónica, siguiendo el principio de llenado, será:  $1s^2 2s^2 2p^6$ .
- El potasio es  $Z = 19$ , por lo que sus átomos tendrán 19 electrones; su distribución electrónica será:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ .
- El bromo es  $Z = 35$ , por lo que el ion  $Br^-$  tendrá 36 electrones; su distribución electrónica será:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$ .
- El silicio es  $Z = 14$ , por lo que tendrá 14 electrones; su distribución electrónica será:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ .



**Actividades**

**16>** Considera un átomo neutro con la siguiente configuración electrónica:  $1s^2 2s^2 2p^6 4s^1$ . ¿Cuál es su número atómico? ¿Cuál es su configuración electrónica más estable? ¿Absorbe o desprende energía cuando pasa a tener dicha configuración? Razona las respuestas.

**17>** Escribe la configuración electrónica del estado fundamental de los átomos e iones siguientes:  $N^{3-}$ ,  $Mg^{2+}$ ,  $Cl^-$ ,  $K^+$  y Fe. ¿Cuáles de ellos son isoelectrónicos?

Datos: números atómicos,  $N = 7$ ;  $Mg = 12$ ;  $Cl = 17$ ;  $K = 19$ ;  $Fe = 26$ .

S: son isoelectrónicos el  $N^{3-}$  con  $Mg^{2+}$  y  $Cl^-$  con el  $K^+$ .

### ! Importante

Configuración electrónica de valencia de los elementos representativos:

- Alkalinos  $n s^1$
- Alcalinotérreos  $n s^2$
- Boroideos  $n s^2 n p^1$
- Carbonoideos  $n s^2 n p^2$
- Nitrogenoideos  $n s^2 n p^3$
- Anfígenos  $n s^2 n p^4$
- Halógenos  $n s^2 n p^5$
- Gases nobles  $n s^2 n p^6$

### + Más datos

Existen dos versiones del sistema periódico:

- Corto, en el que los elementos del bloque  $f$  se sitúan fuera.
- Largo, en el que dichos elementos se colocan entre los grupos 6 y 7; este se utiliza mucho menos.

### + Más datos

Los elementos de transición rellenan subniveles tipo  $d$  y tienen estructura electrónica  $(n - 1) d^{\text{variable}} n s^2$ .

Los de transición interna rellenan subniveles tipo  $f$  y tienen estructura electrónica  $(n - 2) f^{\text{variable}} (n - 1) d^1 n s^2$ .

## 5.1. Ordenación periódica de los elementos: su relación con los electrones externos

Mediante el estudio de los espectros de los elementos conocidos, obtenidos con rayos X, **H. Moseley** (1887-1915) consiguió en 1912 determinar el número atómico de todos ellos.

La dependencia de la estructura atómica respecto del número atómico suponía un criterio óptimo para clasificar los elementos a partir de dicho número (más tarde se determinó que ese número coincidía con el de protones del núcleo).

En la actualidad, los elementos se colocan en función de su número atómico y de su configuración electrónica.

Hay tantos periodos como niveles energéticos, y cada uno se inicia cuando empieza a llenarse un nuevo nivel. El primer periodo (nivel  $1s$ ) solo contiene dos elementos. El segundo (subniveles  $2s$  y  $2p$ ) contiene ocho. El tercero (subniveles  $3s$  y  $3p$ ), otros ocho, puesto que la energía del nivel  $4s$  es inferior a la del  $3d$  y empieza a llenarse antes. Por eso, los periodos primero, segundo y tercero se separan, a fin de que los elementos con subniveles  $d$  puedan incluirse a partir del cuarto periodo. En el sexto y séptimo periodos deberían colocarse los elementos con electrones en subniveles  $f$ , pero como resultarían excesivamente largos, se colocan fuera de ellos.

Al disponer la totalidad de los elementos de esta manera quedan en el mismo grupo vertical aquellos con la misma configuración electrónica externa, que comprobamos que tienen **propiedades semejantes**.

En definitiva, el sistema periódico actual, que debemos a **A. Werner** (1866-1919) y **F. A. Paneth** (1887-1958), consta de 18 columnas o **grupos**, que la IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry) recomienda nombrar del 1 al 18, numerados de izquierda a derecha, y de siete filas o **periodos** (Fig. 2.14).

El hidrógeno y el helio quedan fuera de estas consideraciones. El primero, por tener un solo electrón, se coloca encima del grupo de los alcalinos, y el segundo, por tener completo su último nivel, se halla encima de los gases inertes.

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
	(Ia)	(IIa)	(IIIb)	(IVb)	(Vb)	(VIb)	(VIIb)	(VIIIb)	(Ib)	(IIb)	(IIIa)	(IVa)	(Va)	(VIa)	(VIIa)			o	
	Elementos tipo $s$		Elementos tipo $d$										Elementos tipo $p$						
	Alcalinos Alcalinotérreos												Térreos	Carbonoideos	Nitrogenoideos	Anfígenos	Halógenos	Gases nobles o inertes	
	H																		He
PERIODO 2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne	
PERIODO 3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar	
			Elementos de transición																
PERIODO 4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
PERIODO 5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
PERIODO 6	Cs	Ba	La*	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
PERIODO 7	Fr	Ra	Ac*	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Uut	Fl	Uup	Lv	Uus	Uuo	
			Elementos de transición interna (tierras raras)																
Elementos tipo $f$			*	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu		
			*	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lw		

Fig. 2.14. Sistema periódico actual.

## 6. El enlace químico

Las sustancias químicas están formadas por átomos enlazados, solo los gases nobles se presentan en la naturaleza como átomos aislados. Para formar estas sustancias los átomos ponen en juego una serie de fuerzas globalmente atractivas que posibilitan la unión estable de unos con otros.

El enlace químico es el resultado de las fuerzas atractivas de carácter eléctrico entre las nubes electrónicas con carga negativa y los núcleos con carga positiva. El enlace químico se produce mediante la transferencia o la compartición de electrones entre los átomos enlazados. Los electrones de la última capa, llamados electrones de valencia, son los que se hallan más débilmente ligados a los núcleos de cada átomo, y por ello son susceptibles de ser transferidos o compartidos dando lugar a un enlace químico.

En la naturaleza, cualquier proceso tiende a estabilizarse de manera espontánea, es decir, evoluciona hasta conseguir un estado de mínima energía. Así, los átomos se unen formando sustancias compuestas, a fin de rebajar su energía y, por tanto, aumentar su estabilidad.

Si dos átomos están lo suficientemente separados, podemos suponer que no ejercen entre sí ninguna influencia mutua y así el sistema tiene una energía inicial que podemos considerar nula. Si ambos átomos se van aproximando poco a poco, empieza a ponerse de manifiesto la existencia de **fuerzas eléctricas atractivas** de cada núcleo sobre la nube electrónica del otro, lo que produce una disminución energética que estabiliza el sistema.

A medida que disminuye la distancia interatómica, esa situación continúa acentuándose, hasta que comienzan a interactuar las nubes electrónicas entre sí mediante **fuerzas eléctricas repulsivas**, que son más intensas a corto alcance. Entonces el sistema se desestabiliza progresivamente al aumentar su energía asintóticamente hacia valores positivos.

Mediante la representación gráfica del resultado conjunto de las dos interacciones se obtiene la llamada **curva de estabilidad energética**.

La **energía de disociación** es la energía necesaria para romper un enlace formado. Si comunicamos a los átomos enlazados una energía igual o mayor que la  $E_{\text{enlace}}$  conseguiremos separarlos totalmente hasta una distancia tal que no ejerzan interacciones entre sí. Entonces diremos que se ha roto el enlace químico.

Existe una determinada distancia internuclear para la que el sistema es más estable, pues es mínima la suma algebraica de las fuerzas atractivas y las repulsivas. A esta distancia se le denomina **distancia de enlace** ( $d_0$ ) y le corresponde un valor energético mínimo, que es la energía que se desprende en la formación del **enlace** ( $E_{\text{enlace}}$ ). Cuanto más profundo es el mínimo en la gráfica, mayor es la energía desprendida al formarse el enlace y, por tanto, mayor es la estabilidad de la molécula (Fig. 2.15).

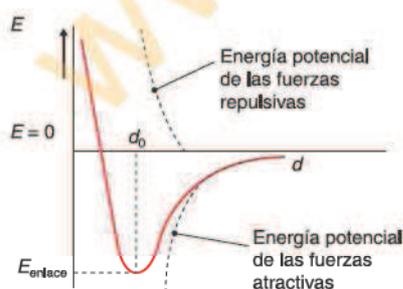


Fig. 2.15. Curva de estabilidad para la formación del enlace.

### ! Importante

Dependiendo de las capacidades mutuas que muestren ambos átomos para intercambiar electrones cuando se encuentren próximos, se producirá o no la formación de un determinado tipo de enlace: iónico, covalente o metálico.

Al aproximarse dos átomos, puede ocurrir que sus características sean tales que no lleguen a unirse y a formar una molécula estable; entonces se separarán de forma espontánea. Cuando esto sucede, se observa la formación de una curva de inestabilidad (Fig. 2.16).

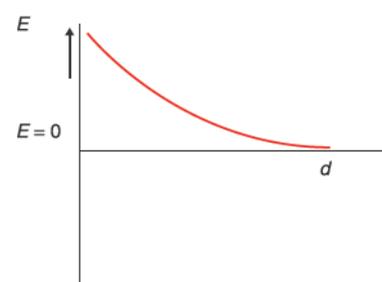


Fig. 2.16. Curva de inestabilidad.

### + Más datos

Algunos gases, como el xenón, el kriptón y el radón, pueden, aunque difícilmente, reaccionar con el flúor o el oxígeno y dar lugar a compuestos tipo fluoruros u óxidos.

### + Más datos

Además de la configuración de octeto  $ns^2 np^6$ , existen otras configuraciones que también son estables para el átomo:

- Últimos niveles llenos:  
 $(n-1)d^{10} ns^2$ .
- Últimos niveles semillenos:  
 $(n-1)d^5 ns^1$ ;  $(n-1)d^5 ns^2$ .

## A. La regla del octeto. Limitaciones

Las bases para explicar la formación de los enlaces iónico y covalente fueron expuestas en 1916 por Walter Kossel (1888-1956) y Gilbert Lewis (1875-1946), respectivamente. Ambos autores atribuían la falta de reactividad mostrada por los átomos de los gases nobles a la estructura electrónica de la última capa llena que presentaban, lo que les confería gran estabilidad.

Lewis sostuvo que, como la capa electrónica más externa de un átomo puede contener hasta ocho electrones ( $ns^2 np^6$ ), esta estructura representa una disposición electrónica especialmente estable por ser la de un gas noble: es lo que se denomina **regla del octeto**.

Siguiendo este criterio, los átomos se unen por medio de enlaces cediendo, captando o compartiendo electrones con el fin de alcanzar el octeto electrónico en sus capas externas, ya que esto supone la máxima estabilidad. Se trata de una regla útil para predecir la formación de enlaces, pero que solo se cumple, y no siempre, en los átomos incluidos en los tres primeros periodos.

Para los demás casos, las limitaciones de esta regla son evidentes. Por ejemplo, el hidrógeno es estable con solo dos electrones en su capa  $1s$ , y algunos elementos, a partir del tercer periodo, al poder alojar electrones en subniveles  $d$ , pueden rodearse de más de ocho electrones, situación que se denomina **octeto expandido**.

### ✍ Actividades

18> Justifica la existencia de los iones:  $Na^+$ ,  $Mg^{2+}$ ,  $Cl^-$ ,  $O^{2-}$ ,  $P^{3-}$ ,  $Hg^{2+}$  y  $Zn^{2+}$ .

19> Dado el elemento cuya configuración electrónica es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ :

- Justifica el periodo y grupo del sistema periódico a los que pertenece.
- ¿Cuál será la configuración de su ion más estable?

## 6.1. El enlace de tipo iónico

El **enlace iónico** se produce al unirse un elemento de carácter metálico, por tanto, situado a la izquierda en el sistema periódico, con uno no metálico, es decir, uno situado a la derecha en dicha ordenación.

Este enlace se forma al ceder el metal electrones al no metal, transformándose ambos en **iones**, uno positivo y otro negativo, respectivamente. Entonces se producen las consiguientes atracciones y repulsiones de tipo coulombiano entre todos los iones positivos y negativos presentes, con lo que se obtiene un compuesto sólido en forma de **red cristalina**.

Un ejemplo habitual de enlace iónico es el del cloruro de sodio ( $NaCl$ ), en donde el sodio tiene estructura de capa de valencia  $3s^1$  y el cloro  $3s^2 3p^5$ , de manera que, para completar su octeto, el sodio cede el electrón más externo y obtiene estructura de gas noble ( $Na^+ : 2s^2 2p^6$ ), mientras que el cloro toma dicho electrón, obteniendo también estructura estable ( $Cl^- : 3s^2 3p^6$ ).

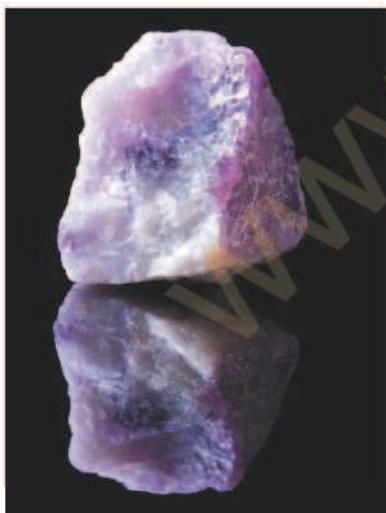


Fig. 2.17. La fluorita es un mineral de composición  $CaF_2$  y por tanto un compuesto iónico.

Se denomina **electrovalencia** o **valencia iónica** al número de electrones intercambiados por cada elemento en un enlace iónico. En el ejemplo anterior, las electrovalencias de sodio y cloro son +1 y -1, respectivamente.

Las **sustancias iónicas** no se presentan en forma molecular, sino que, a fin de estabilizarse energéticamente, aparecen formando entramados cristalinos, que denominamos **redes**. Las redes están constituidas por iones de signo opuesto, de forma que la interacción entre los campos eléctricos de cada uno posibilita esta situación. En el **retículo cristalino**, los iones se colocan en posiciones fijas distribuidas ordenadamente en el espacio.

En el ejemplo antes comentado del NaCl, la red cristalina es de tipo cúbico centrado en las caras, lo que significa que los iones  $\text{Na}^+$  ocupan los vértices de un cubo y el centro de cada cara, y lo mismo ocurre con los iones  $\text{Cl}^-$  alternativamente, de manera que se mantiene la electroneutralidad (Fig. 2.18).

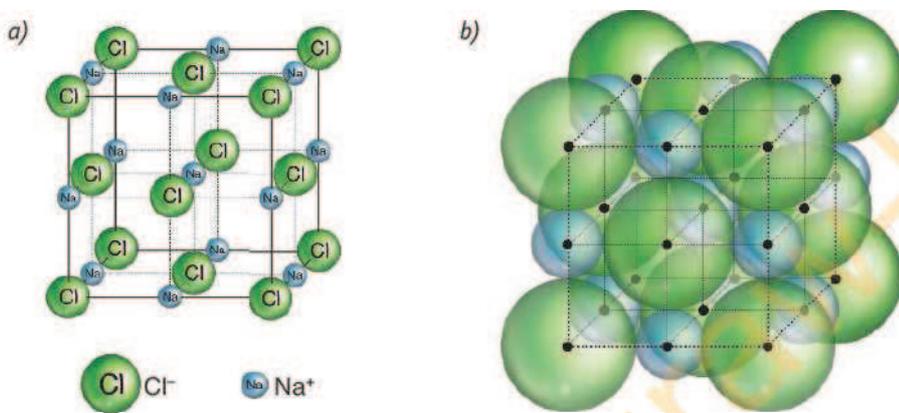


Fig. 2.18. Estructura cristalina del cloruro de sodio. a) Geometría de la red. b) Empaquetamiento real.

## □ A. Propiedades de los compuestos iónicos

Algunas de las propiedades de los compuestos iónicos son las siguientes:

- Son **sólidos y duros** a temperatura ambiente, dado que se encuentran en la naturaleza formando **redes cristalinas**. Sus temperaturas de fusión y ebullición son elevadas.
- Su **solubilidad** es buena en disolventes polares (con separación de cargas eléctricas) que, como el agua, sean capaces de romper las estructuras cristalinas. Los disolventes de tipo orgánico (apolares), por lo general, no son capaces de disolver estos cristales.
- Dado que los iones permanecen fijos en posiciones determinadas del cristal, su **conductividad** eléctrica es nula, salvo en el caso de estar disueltos o fundidos, ya que al tener así mucho más libres sus iones será sencillo desplazarlos por medio de un potencial eléctrico, con lo que su conductividad entonces será elevada.

### ✍ Actividades

20> Indica las electrovalencias de los elementos implicados en cada uno de los siguientes compuestos a partir de sus estructuras electrónicas:  $\text{KCl}$ ,  $\text{CaBr}_2$ ,  $\text{MgS}$ ,  $\text{AlF}_3$  y  $\text{BeO}$ .

21> Dadas las siguientes configuraciones para los átomos neutros A, B y C, respectivamente:  $1s^2 2s^1$ ,  $1s^2 2s^2 2p^1$ ,  $1s^2 2s^2 2p^5$ , indica la fórmula de los posibles compuestos que se forman al unir A con C y B con C.

22> Los elementos Li, Be, O y F pertenecen al segundo periodo de la tabla periódica y poseen, respectivamente, 1, 2, 6 y 7 electrones en la capa de valencia. Indica razonadamente:

- Cuáles son los iones (monoatómicos) más estables que forman en cada caso.
- Cuál es la fórmula de los compuestos que formarán entre sí Li, Be, F, indicando el tipo de enlace prioritario.

### + Más datos

Se denomina covalencia o valencia covalente de un átomo al número de electrones compartidos por él.



Fig. 2.19. El cuarzo es un mineral de composición  $\text{SiO}_2$  y por tanto un compuesto covalente.

### + Más datos

A temperatura ambiente, las moléculas de menor masa molecular se presentan libres en estado gaseoso. A medida que dicha masa aumenta, los compuestos covalentes aparecen en estado líquido o sólido, ya que es preciso comunicarles más energía calorífica, para aumentar su energía cinética y que puedan liberarse de las fuerzas intermoleculares que las mantienen unidas a fin de poder cambiar de estado.

## 6.2. El enlace de tipo covalente

El **enlace covalente** se produce cuando se unen entre sí dos elementos de carácter no metálico, es decir, situados a la derecha en el sistema periódico. También son covalentes las uniones en las que el hidrógeno es el elemento unido al de tipo no metálico.

Este enlace es el resultado de que los átomos **compartan electrones** entre sí, rebajando así su energía y estabilizándose al conseguir estructura de última capa llena. El par electrónico implicado en cada enlace se comporta, a todos los efectos prácticos, como si perteneciera **exclusivamente** a cada uno de los átomos que une. Por ejemplo, la molécula de cloro ( $\text{Cl}_2$ ) está formada por dos átomos de cloro cuya capa de valencia tiene una estructura  $3s^2 3p^5$ , es decir, le falta un electrón para conseguir el octeto, por lo que pone a disposición del enlace uno de los suyos. Dado que la situación del otro cloro es la misma, se produce el enlace entre ambos por compartición de dos electrones, uno de cada átomo. De este modo cada cloro aparenta tener la estructura  $3s^2 3p^6$ .

En el caso de que la covalencia sea mayor que la unidad, se pueden dar enlaces dobles entre los átomos, e incluso triples, que se denominan genéricamente **enlaces múltiples**. Por ejemplo, la molécula de oxígeno ( $\text{O}_2$ ) está formada por dos átomos de oxígeno cuya capa de valencia tiene una estructura  $3s^2 3p^4$ , es decir, les faltan dos electrones para conseguir el octeto, por lo que cada uno pone a disposición del enlace dos de los suyos, de manera que se forman dos enlaces entre ellos o, lo que es lo mismo, uno doble.

### □ A. Propiedades de los compuestos covalentes

Las sustancias covalentes pueden presentarse en forma molecular o de redes, de manera que las propiedades que presentan son muy diferentes.

En las **sustancias moleculares**, los átomos están unidos formando moléculas que a temperatura ambiente pueden hallarse en estado gaseoso ( $\text{O}_2$ ,  $\text{H}_2$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{CH}_4$ , etc.), líquido ( $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{Br}_2$ , etanol, ácido acético, etc.) o sólido ( $\text{I}_2$ , naftaleno, glucosa, etc.).

Sus temperaturas de fusión y ebullición no son muy elevadas. La solubilidad de estos compuestos, excepto el agua y similares, es elevada en disolventes de tipo orgánico. Dado que carecen de cargas eléctricas netas, su capacidad conductora es prácticamente nula.

Algunas sustancias covalentes también pueden hallarse en forma de **redes**, que son macroestructuras de átomos enlazados covalentemente. Se trata de cristales constituidos por un número muy elevado de átomos iguales o distintos unidos entre sí. Por ejemplo, las redes formadas por átomos de carbono o de silicio. El primero se presenta en forma de diamante o como grafito. El segundo constituye la sílice ( $\text{SiO}_2$ ), que forma minerales como cuarzo, ópalo, etc. e incluso la arena de las playas. Estos compuestos tienen altos puntos de fusión y ebullición, son duros, malos conductores de la electricidad e insolubles en general.

### ✍ Actividades

23> Dados los elementos siguientes: A ( $Z = 17$ ), B ( $Z = 11$ ) y C ( $Z = 12$ ), razona qué afirmaciones son correctas:

- A actuará en compuestos covalentes con valencia 1.
- B formará compuestos iónicos.
- C formará compuestos covalentes con valencia 2.

24> Indica la covalencia de cada uno de los elementos implicados en los siguientes compuestos, a partir de sus estructuras electrónicas:  $\text{F}_2$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{HCl}$  y  $\text{H}_2\text{O}$ . ¿Se formarán enlaces múltiples en algún caso?

### 6.3. El enlace de tipo metálico

El **enlace metálico** es el responsable de la unión de los átomos de los metales entre sí. Estos átomos se agrupan de forma muy cercana unos con otros, lo que produce estructuras muy compactas. Se trata de redes cristalinas.

- Los metales son sólidos a temperatura ambiente, excepto el mercurio (cuyo punto de fusión es  $-38,4\text{ }^{\circ}\text{C}$ ), aunque sus puntos de fusión y ebullición varían notablemente (el galio funde a  $29,8\text{ }^{\circ}\text{C}$ , mientras que el wolframio lo hace a  $3410\text{ }^{\circ}\text{C}$ ).
- Pueden estirarse en hilos (*ductilidad*) o formar láminas (*maleabilidad*).
- Sus superficies son pulidas y prácticamente no absorben la luz, sino que la reflejan, de ahí su brillo plateado. Las conductividades térmicas y eléctricas son muy elevadas.

Las propiedades de los metales indican que los electrones responsables del enlace poseen una gran libertad y facilidad de movimiento solo con pequeños aportes energéticos.

### 6.4. Las fuerzas intermoleculares

Las moléculas con enlace covalente pueden ejercer entre sí fuerzas electrostáticas de tipo atractivo; son las llamadas **fuerzas intermoleculares**.

Las fuerzas intermoleculares son consecuencia de la **electronegatividad** de los átomos que forman la molécula covalente, es decir, de la tendencia que tiene un átomo para atraer hacia sí la pareja de electrones que lo mantiene unido con el otro átomo.

Cuando se enlazan dos átomos diferentes se produce una distorsión en la distribución de carga electrónica en el espacio, que aumenta en las cercanías del átomo más electronegativo y disminuye, por tanto, alrededor del otro. Es por ello que se crea un exceso de carga negativa en el primero y un defecto en el segundo. Aparecen así dos polos eléctricos, y se dice entonces que el enlace es polar.

Cuando las moléculas con enlaces polares se encuentran cerca unas de las otras, ejercen entre sí fuerzas de atracción eléctrica debido a los polos que en ellas existen. Los puntos de fusión y ebullición de las sustancias cuyas moléculas presentan fuerzas intermoleculares son mayores de lo esperado. Esto es debido a la energía adicional que hay que suministrar para vencer estas fuerzas intermoleculares y dar lugar al cambio de estado.

#### Actividades

25> Contesta, razonando la respuesta, a las siguientes cuestiones:

- ¿Qué tipo de enlace cabe esperar en cada una de las siguientes especies químicas: NaCl,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{CH}_4$  y Fe?
- ¿Cuál será el estado de agregación de cada una de las especies anteriores a temperatura ambiente?
- ¿Cuáles se disolverán en agua?

26> Dados los siguientes compuestos NaF,  $\text{CH}_4$  y  $\text{CH}_3\text{OH}$ :

- Indique el tipo de enlace.
- Ordene de mayor a menor según su punto de ebullición. Razone la respuesta.
- Justifique su solubilidad o no en agua.

#### Más datos

Al mezclar metales entre sí se obtienen aleaciones, como por ejemplo acero (Fe y C), bronce (Cu y Sn) y latón (Cu y Zn). En ellas, átomos metálicos extraños se encajan en otras redes metálicas, provocando alteraciones importantes en sus propiedades originales.

#### Claves y consejos

No hay que confundir un enlace entre átomos, que es intramolecular, con fuerzas entre las moléculas, que son intermoleculares.

#### Claves y consejos

Un elemento es más electronegativo cuanto más a la derecha y arriba se encuentre en el sistema periódico. Así, por ejemplo, el N es mucho más electronegativo que el Li, pero menos que el F.

## Ciencia, tecnología y sociedad

## Espectroscopia infrarroja

La espectroscopia infrarroja es una técnica de análisis que se basa en los cambios vibracionales que provoca la incidencia de luz infrarroja en las moléculas constituyentes de una muestra. La absorción de la radiación es indicativa del tipo de enlaces y grupos funcionales presentes en la misma.

La zona de radiación electromagnética que corresponde a la región infrarroja se divide en tres regiones denominadas: Infrarrojo cercano (NIR), Infrarrojo medio (MIR) e Infrarrojo lejano (FIR). La gran mayoría de las aplicaciones analíticas de esta técnica espectroscópica se basan en el empleo del infrarrojo medio y del infrarrojo cercano, que añade la opción de convertir esta técnica en una técnica cuantitativa.

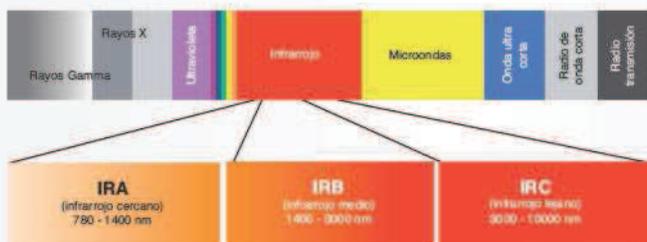


Fig. 2.20. Espectro electromagnético y región infrarroja.

Las vibraciones de las moléculas pueden ser de dos tipos: tensión y flexión. Una vibración de tensión supone un estiramiento y encogimiento a lo largo del eje del enlace entre dos átomos. En cambio, las vibraciones de flexión provocan un cambio en el ángulo entre dos enlaces, y son de cuatro tipos: de tijereteo, de balanceo, de aleteo y de torsión.

Las moléculas diatómicas simples tienen solamente un enlace, que puede cambiar continuamente su distancia interatómica a lo largo del eje. Las moléculas más complejas pueden tener muchos enlaces, y las vibraciones, por tanto, son múltiples lo que provoca diferentes picos de absorción que se emplean para caracterizar los grupos atómicos implicados.

Esta técnica funciona casi exclusivamente en enlaces covalentes y es muy utilizada especialmente en química orgánica, ya que la mayor parte de los grupos funcionales más frecuentes (que estudiarás en este curso en la Unidad 5) presentan una absorción característica en el espectro IR. Por ejemplo, de 4000 a 2900  $\text{cm}^{-1}$  se observan las bandas de tensión de los enlaces C-H, O-H y N-H, de 2500 a 2000  $\text{cm}^{-1}$  las de tensión de triples enlaces y dobles enlaces, y de 2000 a 1500  $\text{cm}^{-1}$  las de tensión de los grupos funcionales C=O y C=N.

Un espectro IR de una molécula orgánica tiene el aspecto siguiente:

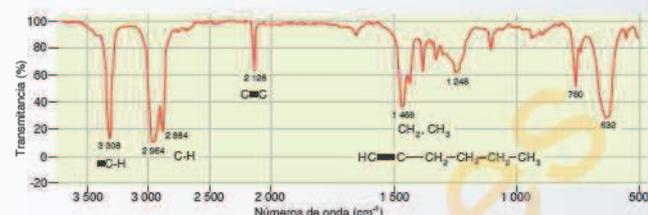


Fig. 2.21. Espectro de absorción infrarroja.

Del análisis de la posición y la intensidad de los picos del espectro se obtiene información para identificar el compuesto químico presente en la muestra.

Actualmente, la espectroscopia infrarroja se emplea, por ejemplo, en los siguientes campos:

- En el análisis de contaminantes.
- En el análisis de pigmentos o materiales utilizados en la conservación artística.
- En el análisis de productos farmacéuticos y de síntesis.
- En ciencia forense.
- En la industria del reciclaje.
- En medicina, por ejemplo, en el estudio de la función cerebral.
- En astronomía para estudiar las atmósferas de estrellas frías. Los espectros de las moléculas de estas atmósferas pueden indicar el tipo espectral de la estrella.
- En agricultura y alimentación, para determinar las características y la calidad de todo tipo de alimentos.

## CUESTIONES

- 1> Dibuja las diferentes formas vibracionales moleculares comentadas en el texto. En internet puedes encontrar animaciones que muestran estos modos de vibración.
- 2> Indica algunas aplicaciones actuales en nuestra vida cotidiana de los rayos infrarrojos.

## Experiencia de laboratorio

### Análisis espectroscópico de luces cotidianas

#### Objetivo

Construir un espectroscopio y emplearlo para observar y analizar los espectros emitidos por diferentes fuentes lumínicas.

#### Material

- Un CD-ROM
- Una caja rectangular de cartón en la que debe entrar todo o parte del CD-ROM.
- Cinta adhesiva
- Tijeras
- Bombilla, tubo fluorescente y ordenador.

#### Procedimiento

En primer lugar construiremos un espectroscopio que servirá para descomponer la luz y que podamos ver su espectro de colores. En internet existen multitud de webs donde nos indican paso a paso cómo construir el espectroscopio. A continuación te indicamos un modo de construirlo, pero escribiendo en un buscador «Espectroscopio casero» puedes encontrar otros procedimientos con diversos materiales. La posibilidad que te planteamos es la siguiente:

Corta una hendidura en la caja de cartón, que será por donde miraremos. Esta hendidura puede sustituirse por un tubo de cartón (puede ser el tubo de cartón de un rollo de papel higiénico o un rollo de papel aluminio) y de este modo facilitaremos la observación evitando que la luz entre en el interior del espectroscopio. Además, así podrás fotografiar tus espectros.

Sitúa el CD-ROM en el interior de tu caja. Si no cabe completo, corta una porción del CD. Se debe colocar en la caja con cierta inclinación (unos  $60^\circ$ ). Haremos un orificio en la parte superior de la caja para que el haz de luz pueda entrar, se refleje en el CD-ROM y lo capte nuestro ojo. La ranura debe tener un ancho aproximadamente de 0,5 mm. Si es más amplia, el espectro será borroso, si es más estrecha la intensidad de luz será pequeña y veremos el espectro demasiado tenue.

Una vez construido el espectroscopio, realiza las siguientes observaciones:

#### a) Exterior

No es aconsejable enfocar al Sol directamente. Simplemente observa el exterior un día luminoso.

#### b) Pantalla del ordenador

Acerca el espectroscopio a la pantalla del ordenador. Asegúrate de que la habitación esté en oscuridad puesto que la intensidad de este espectro es muy débil.

#### c) Lámpara fluorescente

Dirige tu espectroscopio hacia una lámpara fluorescente. Verás el espectro correspondiente a las sustancias que recubren el interior de estas lámparas.

También puedes probar a observar el espectro de la luz de distintos tipos de focos de un coche (faros halógenos, de xenón, led) o incluso la luz generada al echar una pizca de sal encima de la llama de una vela.



Fig. 2.22. Modelo de espectroscopio.

#### Analiza y responde

- 1> Describe lo que observas en cada experimento.
- 2> Explica lo que has observado comparando las tres experiencias realizadas.
- 3> Identifica el tipo de espectro que se produce en cada caso.

## Problemas propuestos

### Estructura atómica

- Razona en cuáles de los siguientes aspectos pueden ser diferentes los átomos de un mismo elemento:
  - Estructura atómica.
  - Número de electrones externos.
  - Masa nuclear.
  - Suma de protones y neutrones.
- Indica el número de protones, neutrones y electrones de los siguientes átomos o iones:
  - Ar ( $Z = 18$ ,  $A = 40$ )
  - Sb ( $Z = 51$ ,  $A = 122$ )
  - Cl<sup>-</sup> ( $Z = 17$ ,  $A = 35$ )
  - Fe<sup>3+</sup> ( $Z = 26$ ,  $A = 56$ )

S: Ar (18p, 18 e, 22 n); Sb (51p, 51 e, 71 n); Cl<sup>-</sup> (17p, 18 e, 18 n); Fe<sup>3+</sup> (26p, 23 e, 30 n).
- Indica, justificando brevemente la respuesta, si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:
  - Los átomos neutros de dos isótopos del mismo elemento tienen distinto número de electrones.
  - El ion <sup>39</sup>K<sup>+</sup> tiene el mismo número de protones que el átomo <sup>40</sup>Ar.
  - El neón y el O<sup>2-</sup> tienen el mismo número de protones.
- El vanadio, de número atómico 23, se encuentra en la naturaleza formando dos isótopos con masas iguales a 50,0 y 51,0 uma.
  - Determina el número de neutrones y de protones que tiene cada uno de los isótopos.
  - Calcula la abundancia relativa de los dos isótopos si la masa atómica (que aparece en la tabla periódica) del vanadio es igual a 50,94 uma.

S: a)  $p = 23$  para ambos y  $n = 27$  y 28.  
b) 6,0 % y 94,0 %.
- Sabiendo que los números atómicos del neón y del sodio son 10 y 11, respectivamente, razona sobre la veracidad de las siguientes afirmaciones:
  - El número de electrones de los iones Na<sup>+</sup> es igual al de los átomos neutros del gas neón.
  - El número de protones de los iones <sup>23</sup>Na<sup>+</sup> es igual al de los átomos <sup>20</sup>Ne.
  - Los iones Na<sup>+</sup> y los átomos de gas neón no son isótopos.

### Radiación electromagnética y espectros atómicos

- Decimos que los espectros atómicos son discontinuos, mientras que el espectro de luz visible es continuo, ¿puedes explicar qué significan ambas cosas?

- Calcula la longitud de onda de los siguientes tipos de radiación electromagnética: radiación microondas de frecuencia  $2,00 \cdot 10^{11}$  Hz, luz verde de  $5,50 \cdot 10^{14}$  Hz, luz violeta de  $6,80 \cdot 10^{14}$  Hz y rayos X de  $3,00 \cdot 10^{18}$  Hz.

S:  $\lambda_{\text{microondas}} = 1,50 \cdot 10^{-3}$  m;  $\lambda_{\text{luz verde}} = 5,45 \cdot 10^{-7}$  m;  
 $\lambda_{\text{luz violeta}} = 4,41 \cdot 10^{-7}$  m;  $\lambda_{\text{Rayos X}} = 1,00 \cdot 10^{-10}$  m

- El color amarillo de la luz de sodio posee una longitud de onda de 5890 Å. Calcula en eV la diferencia energética correspondiente a la transición electrónica que se produce.

S:  $E = 2,11$  eV.

- Se ha observado que los átomos de hidrógeno en su estado natural son capaces de absorber radiación ultravioleta de 1216 Å. ¿A qué transición electrónica corresponde esta absorción? S:  $n = 2$ .

- La energía necesaria para ionizar el átomo de sodio es 498,07 kJ mol<sup>-1</sup>. Calcula la frecuencia de la radiación capaz de efectuar dicha ionización. Determina si esta pertenece al espectro visible, al infrarrojo o al ultravioleta, sabiendo que la longitud de onda de la luz visible en el vacío está comprendida entre 3900 y 7800 Å.

S:  $\nu = 1,25 \cdot 10^{15}$  s<sup>-1</sup>, zona del ultravioleta.

- El electrón del átomo de hidrógeno pasa del estado fundamental de energía  $E_1 = -13,6$  eV al  $n = 3$ . Indica la energía de este nivel. S:  $E_3 = -1,5$  eV.

### Niveles y distribución electrónica en los átomos

- Se observa que se producen tres rayas espectrales cuando un electrón pasa de un determinado nivel al estado fundamental. ¿Podrías decir cuál es el nivel de partida? ¿Cuántas rayas se producirían si el electrón estuviese inicialmente en el nivel 5?

S:  $n = 3$ ; 10 rayas.

- ¿Cuántos electrones caben en el nivel energético  $n = 3$ ? Dibuja el diagrama del nivel con sus subniveles, indicando además la colocación de los posibles electrones.

S: 18 electrones.

- La ecuación  $E_i = -13,6 \text{ eV}/n^2$  permite calcular la energía de los distintos niveles en el átomo de hidrógeno. Dibuja un diagrama de niveles energéticos que incluya los cinco primeros.

S:  $E_1 = -13,6$  eV;  $E_2 = -3,40$  eV;  $E_3 = -1,51$  eV;  $E_4 = -0,850$  eV;  $E_5 = -0,544$  eV.

15. Para cada uno de los siguientes apartados, indica el nombre, símbolo, número atómico y configuración electrónica del elemento de masa atómica más pequeña que tenga:
- a) Un electrón  $d$ .      b) Dos electrones  $p$ .  
c) Diez electrones  $d$ .      d) El nivel energético  $s$  completo.
16. Escribe la configuración electrónica del estado fundamental de las siguientes especies:  $S^{2-}$ ,  $Ca^{2+}$ ,  $F^-$  y  $Al$ .
17. Se observa que en el espectro del átomo de hidrógeno hay una línea que se corresponde a una absorción energética de  $4,60 \cdot 10^{-19}$  J. Se pide:
- a) Longitud de onda de la radiación absorbida correspondiente a la transición asociada a esta línea.  
b) Si el nivel superior de dicha transición es  $n = 5$ , ¿cuál es el número cuántico del nivel inferior?
- S: a)  $\lambda = 4,32 \cdot 10^{-7}$  m; b)  $n = 2$ .
18. Se observa que al absorber radiación electromagnética de tipo ultravioleta y de longitud de onda  $1,03 \cdot 10^{-7}$  m el electrón del átomo de hidrógeno pasa del nivel energético  $E_1 = -13,6$  eV a un nivel superior. Indica cuál será este y calcula su energía.
- S: nivel 3;  $E_3 = -1,51$  eV.
19. Justifica si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:
- a) La configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$  corresponde al estado fundamental de un átomo.  
b) La configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^7 3s^1$  es imposible.  
c) Las configuraciones electrónicas  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^1$  y  $1s^2 2s^2 2p^5 2d^1 3s^2$  corresponden a dos estados posibles del mismo átomo.  
d) La configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$  corresponde a un elemento alcalinotérreo.
21. Indica la configuración electrónica y el número atómico de los siguientes elementos: a) el primer anfígeno; b) el segundo gas noble; c) el tercer alcalino.
22. Dados los elementos de números atómicos 19, 23 y 48, escribe la configuración electrónica en el estado fundamental de estos elementos. Explica si el elemento de número atómico 30 pertenece al mismo periodo y/o al mismo grupo que los elementos anteriores. ¿Qué característica común presentan en su configuración electrónica los elementos de un mismo grupo?
23. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas de la última capa, identifica cada elemento, determina su número atómico e indica grupo y periodo al que pertenecen.
- a)  $2s^2 2p^4$ ; b)  $3s^2$ ; c)  $3s^2 3p^1$ ; d)  $3s^2 3p^5$
24. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas de los niveles de energía más externos, identifica el grupo de la tabla periódica al que pertenecen. Indica el símbolo, el número atómico y el periodo del primer elemento de dicho grupo.
- a)  $ns^2 np^4$ .      b)  $ns^2$ .  
b)  $ns^2 np^1$ .      d)  $ns^2 np^5$ .
25. Considerando el elemento alcalinotérreo del tercer periodo y el segundo elemento del grupo de los halógenos:
- a) Escribe sus configuraciones electrónicas.  
b) Escribe los cuatro números cuánticos posibles para el último electrón.

### Enlace químico

### Ordenación periódica de los elementos

20. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas:

- a)  $1s^2 2s^2 2p^5$       b)  $1s^2 2s^1$   
c)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$       d)  $1s^2 2s^2 2p^6$   
e)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$       f)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

Agrúpalas de tal manera que, en cada grupo que propongas, los elementos que representan las configuraciones tengan propiedades químicas similares. Para cada grupo propuesto, explica alguna de estas propiedades.

26. Para las sustancias HF, Fe, KF y  $BF_3$ , justifica:
- a) El tipo de enlace.  
b) ¿Que sustancia tendrá menor punto de fusión?  
c) ¿Cuál o cuáles conducen la electricidad en estado sólido, en estado fundido y cuál o cuáles no la conducen?
27. Considerando las sustancias  $Br_2$ ,  $SiO_2$ , Fe, HF y NaBr, justifica en función de sus enlaces:
- a) Si son o no solubles en agua.  
b) Si conducen la corriente eléctrica a temperatura ambiente.
28. Explica qué tipo de enlace químico debe romperse o qué fuerzas de atracción deben vencerse para llevar a cabo los siguientes procesos:
- a) Fundir bromuro de calcio.  
b) Hervir agua.  
c) Evaporar oxígeno líquido.  
d) Fundir cesio.

## Problemas propuestos

29. Dadas las siguientes sustancias sólidas: cobre, diamante, yodo y bromuro de potasio, explica:

- ¿Cuál es la más dura? ¿Y la más blanda?
- ¿Cuál conduce la corriente eléctrica en estado sólido? ¿Y en disolución?

30. En función del tipo de enlace, explica por qué:

- ☞ a) El  $\text{NH}_3$  tiene un punto de ebullición más alto que el  $\text{CH}_4$ .  
 b) El  $\text{KCl}$  tiene un punto de fusión mayor que el  $\text{Cl}_2$ .  
 c) El  $\text{CH}_4$  es insoluble en agua y el  $\text{KCl}$  es soluble.

31. Un isótopo del átomo de boro tiene una masa de  $1,83 \cdot 10^{-23}$  g. Calcula su masa expresada en una.

S: 11,0 uma

32. Indica la configuración electrónica y el número atómico de los siguientes elementos: a) El primer anfígeno. b) El segundo gas noble. c) El tercer alcalino.

33. Dados los elementos de números atómicos 19, 23 y 48, escribe la configuración electrónica en el estado fundamental de estos elementos. Explica si el elemento de número atómico 30 pertenece al mismo periodo y/o al mismo grupo que los elementos anteriores. ¿Qué característica común presentan en su configuración electrónica los elementos de un mismo grupo?

34. ¿Por qué, si el magnesio y el cinc tienen dos electrones en el último nivel energético, no están situados dentro del mismo grupo?

### Aplica lo aprendido

35. Contesta:

- ☞ a) Un átomo A tiene como configuración electrónica:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ . ¿Cuáles serán los números cuánticos de su electrón más externo?
- b) Justifica la veracidad o la falsedad de las siguientes afirmaciones sobre el átomo A:
- Se encuentra en su estado fundamental.
  - Pertenece al grupo de los metales alcalinos.
  - Está en el quinto periodo del sistema periódico.
  - Formará preferentemente compuestos con enlace covalente.

36. Las configuraciones electrónicas:  $A = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ ;  $B = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$  y  $C = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$  corresponden a átomos neutros. Indica las fórmulas y justifica el tipo predominante

de los posibles compuestos que pueden formarse cuando se combinan las siguientes parejas:

- A y C.
- B y C.
- C y C.

37. El elemento de número atómico 12 se combina fácilmente con el elemento de número atómico 17. Indica:

- La configuración electrónica de los dos elementos en su estado fundamental.
- El grupo y periodo al que pertenece cada uno.
- El nombre y símbolo de dichos elementos y del compuesto que pueden formar.
- El tipo de enlace y dos propiedades del compuesto formado.

38. Disponemos de cuatro elementos A, B, C y D de números atómicos 3, 9, 10 y 40, si bien no se sabe qué número atómico corresponde a cada elemento. De estos elementos se sabe que:

- A es un metal de transición de número de oxidación +4.
- B es un elemento muy inerte.
- El compuesto DC es iónico.
- El compuesto  $C_2$  es covalente.

Indique el número atómico que le corresponde a cada uno de ellos.

S: A: 40, B: 10, C: 9, D: 3

39. Considerando el elemento alcalinotérreo del tercer periodo y el segundo elemento del grupo de los halógenos:

- ¿Qué tipo de enlace corresponde a la unión química de estos dos elementos entre sí? Razona tu respuesta.
- Indica los nombres y símbolos de ambos elementos y escribe la fórmula del compuesto que forman.

40. Entre las sustancias sodio, cloro y bromuro de rubidio, selecciona la más representativa en los siguientes casos y justifica tu respuesta.

- La sustancia de menor punto de fusión.
- La sustancia no conductora en estado sólido, pero sí fundida.
- La sustancia cuyas moléculas estén unidas por fuerzas intermoleculares.

41. Considerando los elementos Na, Mg, Si y Cl:

- ☞ a) Indica los números cuánticos del electrón más externo del Na.
- b) Escribe la configuración electrónica de las especies  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ , Si y  $\text{Cl}^-$ .

## Cuestiones básicas

Átomo	Protón
Mínima parte de una sustancia que mantiene sus propiedades químicas y, a su vez, está formado por partículas más pequeñas (protones, neutrones y electrones), iguales para todos los elementos químicos.	Partícula positiva de los núcleos atómicos. El número de protones de un elemento es su <b>número atómico (Z)</b> .
Electrón	Neutrón
Partícula negativa de la corteza de los átomos. En el átomo neutro, el número de electrones coincide con el número atómico.	Partícula sin carga de los núcleos atómicos que da estabilidad al átomo. El número de nucleones (protones y neutrones) es su <b>número másico (A)</b> .

Modelos atómicos		
Thomson	Rutherford	Bohr
Representa al átomo como una masa esférica positiva donde se encuentran encajados los electrones negativos, siendo neutro el conjunto.	El átomo está formado por un núcleo en el que se concentra la carga positiva y la práctica totalidad de la masa atómica y alrededor del cual los electrones giran en órbitas.	Según este modelo, la energía emitida o absorbida por un electrón al cambiar de órbita en un átomo es: $E_{\text{fotón}} = E_{\text{llegada}} - E_{\text{partida}} = h \nu$

**Isótopos.** Átomos del mismo elemento con distinta cantidad de neutrones.

**Onda electromagnética.** Onda que transmite energía a la velocidad de la luz de forma radiante:  $c = \lambda \nu$

Espectros atómicos	
Emisión	Conjunto de radiaciones emitidas por un cuerpo, previo calentamiento o descarga eléctrica. Es continuo si posee todos los colores de la luz (emitido por sólidos y líquidos incandescentes) y discontinuo si consta solo de radiaciones de frecuencias definidas (emitido por gases).
Absorción	Conjunto de radiaciones obtenidas tras irradiar un cuerpo en estado gaseoso con luz. Es un espectro discontinuo en el que aparecen en negro rayas que en el espectro de emisión aparecían coloreadas.
Espectro del hidrógeno	Las líneas espectrales cumplen la ecuación: $\frac{1}{\lambda} = R \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$

**Configuración electrónica.** Indica la colocación de los electrones en los **niveles (n)** y **subniveles (l)**. Cada nivel contiene un máximo de  $2n^2$  electrones.

**Estado fundamental.** Todos los electrones de un átomo ocupan los niveles energéticos más bajos.

**Estado excitado.** Uno o varios de los electrones de un átomo se encuentran en niveles energéticamente superiores.

**Tabla periódica.** Es una ordenación de los elementos químicos según número atómico, propiedades o configuración electrónica. Está formada por **18 grupos** (columnas) y **siete periodos** (filas).

**Regla del octeto o regla de Lewis.** La estructura electrónica externa más estable del átomo es de ocho electrones en la última capa.

**Enlace iónico.** Unión entre un elemento de carácter metálico y uno no metálico, los cuales se transforman en iones al ceder el metal electrones al no metal y forman una red cristalina.

**Enlace covalente.** Unión entre dos elementos de carácter no metálico entre sí o con el hidrógeno mediante la compartición de electrones, formando moléculas o redes.

**Enlace metálico.** Unión entre átomos de elementos metálicos que forman una red cristalina compacta en la que los electrones mas externos de los átomos están muy poco ligados a los núcleos.

**Fuerzas intermoleculares.** Fuerzas atractivas que se ejercen entre moléculas polares.