

## UNIDAD 2

- 1 Primeros modelos atómicos y la radiactividad
- 2 Número atómico y número másico
- 3 La masa atómica
- 4 Los espectros atómicos
- 5 El modelo de los niveles de energía
- 6 La tabla periódica de los elementos
- 7 Tipos de elementos químicos

### ACTIVIDADES DE CONSOLIDACIÓN Y SÍNTESIS

### TÉCNICAS DE TRABAJO Y EXPERIMENTACIÓN

Propiedades características de los elementos químicos

#### DESARROLLO DE COMPETENCIAS SA

##### La historia del descubrimiento del átomo

¿Sabías que, en 1869, Dimitri Mendeleiev y Lothar Meyer publicaron sus tablas periódicas de los elementos químicos ordenándolos de menor a mayor masa atómica? Mendeleiev, además, dejó huecos vacíos para los que aún no se habían descubierto, pero que preveía su existencia.

Os proponemos que preparéis una **línea de tiempo** con las aplicaciones y fechas del descubrimiento de una selección de elementos químicos junto con otras fechas relacionadas con la evolución de los modelos atómicos.

OXFORD INVESTIGACIÓN

Accede a tu Escritorio GENiOX



# El átomo y el sistema periódico



## Después de leer...



- 1 Consultad en una tabla periódica el nombre y el número atómico de los 17 elementos que componen las tierras raras.
- 2 ¿Están estos 17 elementos en el mismo grupo y período?
- 3 ¿Por qué se dice en el texto que sin estos elementos retrocederíamos a los años sesenta?
- 4 ¿En qué sectores se utilizan estos elementos?
- 5 ¿Qué aplicaciones tienen las tierras raras?
- 6 ¿Creéis que en vuestra vida diaria utilizáis algunas de estas aplicaciones?
- 7 Reflexionad sobre las relaciones que pueden existir entre las aplicaciones de las tierras raras y los ODS 3 y 7.
- 8 Dadas las aplicaciones de estos elementos, ¿por qué creéis que es importante el reciclado de los dispositivos que los contienen?

## ¿Qué son y para qué sirven las tierras raras? 🌍💚

Son 17 elementos químicos de la tabla periódica, 15 de los cuales pertenecen a los lantanoideos. Los dos restantes, el escandio y el itrio se incluyen en ellas porque aparecen mezclados con los lantanoideos en los yacimientos. Sus propiedades son de índole química, óptica y magnética.

Se usan en sectores diversos: telecomunicaciones, electrónica, medicina, energía, electrodomésticos, nanotecnología, etc.

Sin estos 17 elementos no habrá ni transición energética, ni tecnología punta, y retrocederíamos a los años sesenta. Estos elementos son imprescindibles para producir, almacenar y consumir la energía.

Cada teléfono móvil contiene entre 65 y 70 elementos de los cuales ocho son tierras raras, gracias a los cuales disfrutamos de los colores vivos de la pantalla, de altavoces y auriculares y hasta de la señal o aviso con vibración.

En medicina se utilizan para las tecnologías de diagnóstico y tratamientos de resonancia magnética, rayos X, tomografías, terapias anticancerígenas, etc.

**Eva VAN DEN BERG**

Tierras raras. Los elementos más codiciados del siglo XXI

National Geographic (2022)

Adaptación



Las aplicaciones de los elementos que pertenecen a las tierras raras se pueden relacionar con la meta 3.4. del tercer ODS «Salud y bienestar», ya que persigue reducir la mortalidad por enfermedades no transmisibles; y varios de los elementos de las tierras raras se aplican tanto en el diagnóstico como en el tratamiento y las terapias contra el cáncer.

Asimismo, está relacionado con el ODS 7 «Energía asequible y no contaminante», ya que se utilizan en la fabricación de los dispositivos que se utilizan en las «tecnologías limpias» (baterías de motores eléctricos, aerogeneradores, placas solares, etc.). No obstante, el coste medioambiental de la obtención de estos minerales es muy alto ya que se extraen de minas a cielo abierto.





# 1 Los primeros modelos atómicos y la radiactividad



## Primero los hechos, después la teoría

Un **modelo** estará más perfeccionado cuanto mayor claridad ofrezca explicando los hechos experimentales. Si un nuevo descubrimiento no se adapta al modelo, dicho modelo debe ser comprobado o abandonado.

Un **postulado** es un principio que se admite como cierto sin necesidad de ser demostrado y que sirve como explicación para otros razonamientos.



En el siglo IV a. C., los filósofos griegos **Leucipo** y **Demócrito** creían que la materia no es infinitamente divisible, sino que debía existir una última porción de materia indivisible. A esta porción la denominaron **átomo**, que significa *no se puede dividir*.

## 1.1. La teoría atómica de Dalton

En 1808, **John Dalton** retomó el antiguo concepto de átomo al enunciar una serie de postulados que se conocen como *La teoría atómica de Dalton*. Estos son algunos de los postulados:

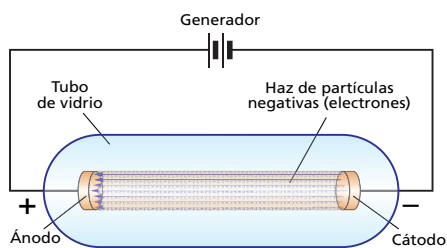
1. La materia está formada por átomos indivisibles e invariables.
2. Los átomos que definen un mismo elemento están formados por átomos iguales: es decir, tienen la misma masa y las mismas propiedades químicas.
3. Los átomos de diferentes elementos tienen masas y propiedades químicas distintas.
4. Los compuestos químicos están formados por la combinación de átomos de dos o más elementos distintos y en una proporción de números enteros sencillos.

## 1.2. El átomo es divisible

Durante la primera mitad del siglo XIX, el modelo del átomo indivisible de Dalton tuvo aceptación, pero a finales del mismo siglo las experiencias con tubos de descarga de gases pusieron de manifiesto que no son indivisibles puesto que están constituidos por partículas.

### Descubrimiento del electrón

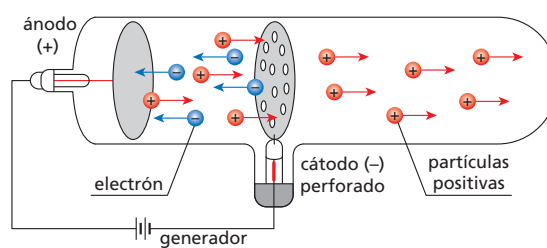
En 1897, Thomson identificó los rayos catódicos que se producen en un tubo de descarga de gases como corrientes de partículas negativas, que Stoney denominó **electrones**.



Observa en el dibujo que los electrones se dirigen desde el electrodo negativo al positivo.

### Descubrimiento del protón

En 1886, Goldstein concluye que no hay ningún elemento de menor masa que el del hidrógeno. Esta partícula de hidrógeno sin electrón fue nombrada **protón** por Rutherford, en 1925.



Observa en el dibujo que los protones viajan desde el electrodo positivo al negativo.

## Características físicas del electrón y el protón

	Electrón	Protón
Tipo de carga	negativa	positiva
Valor de la carga	$-1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$	$1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$
Masa	$9,109 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$	$1,673 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$

## Actividades

1 Si la carga del electrón es  $-1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ , ¿cuántos electrones hay en  $-1 \text{ C}$ ?

2 ¿Podía justificar el modelo de Dalton la existencia del electrón y el protón?

## ¿Qué se deduce del descubrimiento del electrón y el protón?

Estos descubrimientos de partículas subatómicas manifestaban que:

1. El **átomo es divisible** porque contiene partículas subatómicas.
2. Los electrones tienen **carga eléctrica negativa**.
3. El resto del átomo constituye la mayor parte de la masa del mismo y tiene **carga eléctrica positiva**.
4. Al ser el átomo eléctricamente neutro, se deduce que el número de cargas eléctricas negativas (electrones) es igual al de cargas positivas (protones).

### 1.3. ¿Cómo es el modelo atómico de Thomson?

**Thomson** propuso en 1904 el **modelo atómico del «pastel de pasas»**. En él, el átomo está formado por una especie de esfera de carga positiva en la que están incrustados los electrones con carga negativa.

El modelo de Thomson fue aceptado hasta que nuevos experimentos pusieron en duda su validez.

### 1.4. El modelo planetario de Rutherford

#### El átomo no es un pastel de pasas

En 1911, **Rutherford, Geiger y Marsden** lanzaron partículas positivas a gran velocidad contra una lámina de oro muy fina. Los resultados fueron los siguientes:

- La mayor parte de las partículas **atravesaron** la lámina sin cambiar de dirección.
- Algunas se **desviaron** considerablemente.
- Muy pocas partículas **rebotaron** hacia la fuente de emisión.

El modelo de Thomson no podía explicar estos resultados, por lo que era necesario plantear otro modelo.

#### El descubrimiento del neutrón

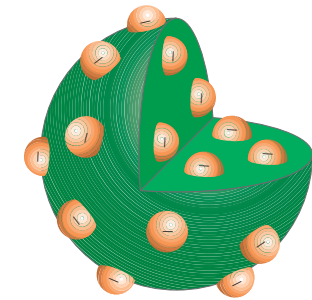
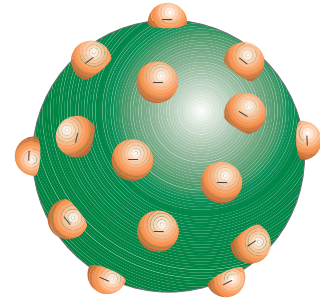
La sola presencia de protones en el núcleo no podía explicar la masa del átomo. De modo que Rutherford y otros científicos propusieron que debía existir otra partícula en el núcleo sin carga eléctrica, pero con masa. Y es en 1932, cuando **James Chadwick** descubre esta partícula subatómica que, puesto que no presenta carga, se denominó **neutrón**.

### ¿Y cómo explica todos los hechos el modelo atómico de Rutherford?

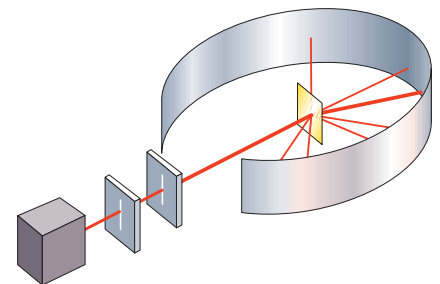
Según la propuesta del **modelo de átomo planetario de Rutherford**:

- El átomo constituye un espacio fundamentalmente vacío. Contiene un núcleo central en el que se concentra toda su masa (protones y neutrones).
- La carga positiva se concentra en este núcleo central.
- Los electrones con carga negativa giran a gran velocidad en torno al núcleo y están a una gran distancia de él.

Este modelo permite justificar una serie de hechos, observaciones y experimentos, entre ellos la electrización de la materia y la formación de iones.

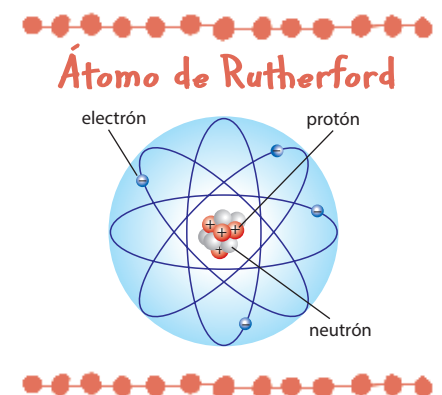


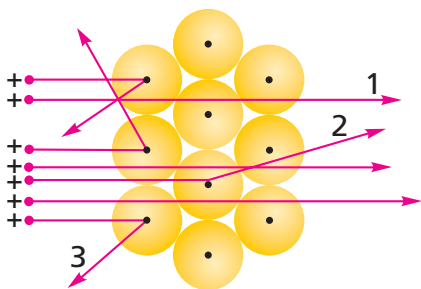
Modelo atómico de Thomson.



Experimento de Rutherford, Geiger y Marsden.

	Neutrón
Carga eléctrica	no tiene carga
Masa	$1,675 \cdot 10^{-27}$ kg





## El modelo de Rutherford justifica la experiencia de Geiger y Marsden

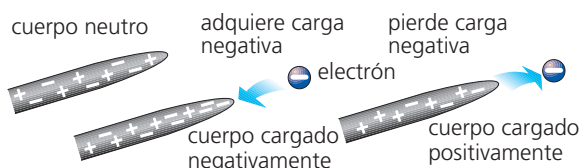
La mayor parte de las partículas positivas pasan lejos de cualquier núcleo y atraviesan la lámina sin desviarse (1).

Las partículas positivas que pasan cerca de los núcleos de los átomos de oro se desvían de su trayectoria rectilínea debido a la repulsión eléctrica entre cargas del mismo signo (2).

Unas pocas partículas colisionan directamente con los núcleos y rebotan, es decir, regresan por la dirección que han llegado (3).

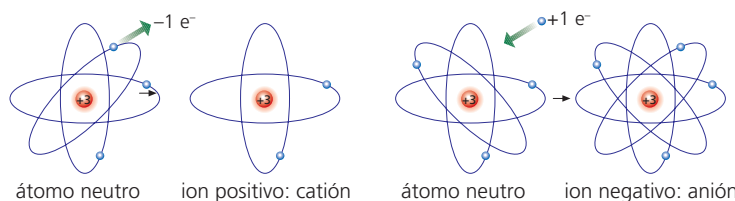
### La electrización de la materia

La materia es eléctricamente neutra. Para que adquiera carga eléctrica debe romperse el equilibrio entre cargas positivas y negativas y esto solo se logra mediante la pérdida o la ganancia de electrones, respectivamente.



### La formación de iones

Cuando un átomo eléctricamente neutro pierde un electrón se transforma en un ion positivo o **cación** y cuando gana un electrón se forma un ion negativo o **anión**.



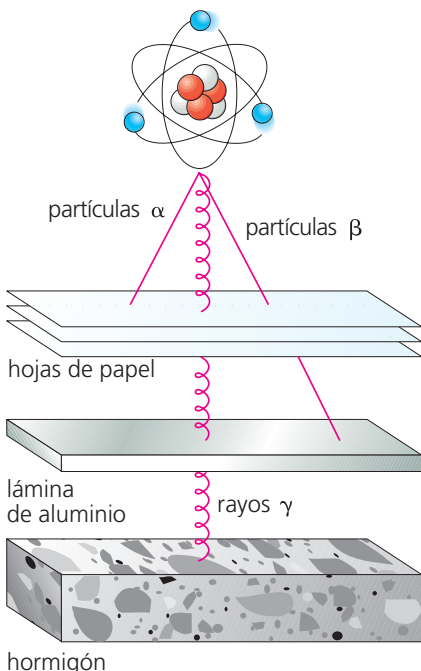
## 1.5. Un fenómeno nuclear: la radiactividad

En 1896, **Henri Becquerel** descubre casualmente que una placa fotográfica envuelta en un papel y guardada junto a un mineral de uranio, se había velado. Denominó a este fenómeno *radiactividad*.

La **radiactividad** es un fenómeno por el cual los **núcleos** de los átomos de ciertos elementos emiten espontáneamente radiaciones que los transforman en otros elementos diferentes.

### ¿En qué consisten estas radiaciones? El experimento de Rutherford

En una experiencia como la del dibujo, Rutherford observó que el material radiactivo emite partículas y radiaciones que pueden separarse mediante dos placas eléctricas: una positiva y otra negativa.



- **Partículas alfa,  $\alpha$ .** Constan de dos protones y dos neutrones por lo que su carga es positiva y, por tanto, son desviadas hacia la placa negativa. Son emitidas a gran velocidad, pero tienen poco poder de penetración.
- **Partículas beta,  $\beta$ .** Son electrones que se desplazan a gran velocidad. Tienen un gran poder de penetración ya que son capaces de atravesar láminas de aluminio de varios milímetros de espesor.

Las partículas beta son el resultado de la desintegración en el núcleo atómico de un neutrón en un protón y un electrón, siendo este último lanzado fuera del núcleo.

- **Radiación gamma,  $\gamma$ .** Es una radiación de alta energía que se propaga a la velocidad de la luz. Los rayos gamma pueden atravesar finas capas de metal y penetrar en los seres vivos. Son detenidos por el plomo y el hormigón.

### Actividades

- 3 Busca información acerca de las aplicaciones médicas de la radiactividad.

## 2 ¿Cómo identificamos los átomos de cada elemento?

Esta es la «tarjeta de identidad» del átomo del elemento calcio, Ca, cuyo número atómico es 20 y cuyo número másico es 40. ¿Cuál es el significado de estos números?

Los átomos se identifican gracias al número de protones que contiene su núcleo, ya que este número es fijo para todos los átomos de un mismo elemento.

### 2.1. El número atómico

El **número atómico** es el **número de protones** de un átomo y se representa por  $Z$ . Es un número entero y se indica mediante un subíndice situado delante del símbolo del elemento correspondiente. Por ejemplo:  ${}_{11}\text{Na}$ ,  ${}_{8}\text{O}$ .

En un átomo eléctricamente neutro, el número de protones coincide con el de electrones y, por lo tanto,  $Z$  también indica el número de electrones.

### 2.2. El número másico

El **número másico** es la suma del **número de protones y de neutrones** contenidos en el núcleo. Se representa con la letra  $A$  y es siempre un número entero. Se indica mediante un superíndice situado delante del símbolo del elemento en cuestión. Por ejemplo:  ${}^{23}\text{Na}$ ,  ${}^{16}\text{O}$ .

El número atómico de un elemento tiene un solo valor, pero el número másico puede tener valores diferentes debido a la existencia de isótopos.

Los **isótopos** son átomos de un mismo elemento que tienen el mismo número atómico (mismo número de protones), pero distinto número másico (porque poseen distinto número de neutrones).

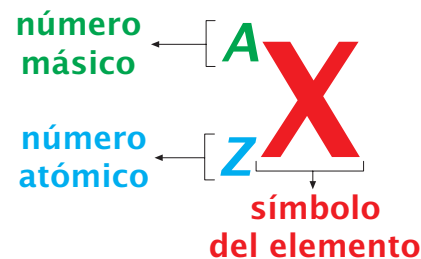
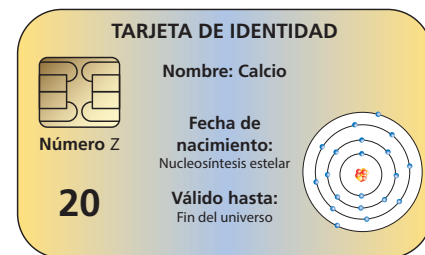
### ¿Cuál es el número de electrones de un catión o el de un anión?

El número atómico del sodio es 11. Un átomo de sodio eléctricamente neutro contiene 11 protones y 11 electrones. Si pierde un electrón para transformarse en el catión  $\text{Na}^+$ , su número de protones seguirá siendo 11, pero el de electrones será 10.

El número atómico del cloro es 17. Un átomo de cloro eléctricamente neutro tiene 17 protones y 17 electrones. Si gana un electrón, se transforma en el anión cloro  $\text{Cl}^-$ . El número de protones no se ha modificado, pero el de electrones es 18.

### Actividades

- Analiza la veracidad o falsedad de esta frase:  
«Un anión o un catión tienen el mismo número de protones y electrones que el átomo neutro correspondiente.»
- El  ${}^{35}_{17}\text{Cl}$  y el  ${}^{36}_{17}\text{Cl}$  son dos isótopos del cloro. Averigua el número de protones, neutrones y electrones del isótopo  ${}^{36}_{17}\text{Cl}$ .
- Averigua el número de protones, neutrones y electrones que tiene:
  - ${}^{80}_{35}\text{Br}$
  - ${}^{31}_{16}\text{S}^{2-}$
  - ${}^{27}_{13}\text{Al}^{3+}$
  - ${}^{207}_{82}\text{Pb}^{4+}$



Un átomo queda identificado por sus números atómico y másico, que dan información del número de partículas del núcleo:

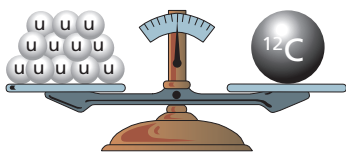
$$\text{Número de protones} = Z$$

$$\text{Número de neutrones} = A - Z$$

### ¿Qué son los radioisótopos?

Son los isótopos radiactivos de un elemento, es decir, tienen el mismo número de protones en su núcleo, pero diferente número de neutrones. Por ejemplo, el  ${}^{14}\text{C}$  es un isótopo radiactivo del  ${}^{12}\text{C}$ .

### 3 ¿Cómo se mide la masa de un átomo? La masa atómica



Son necesarias 12 unidades de masa atómica para «equilibrar la balanza». La masa atómica del C-12 es 12.

¿Crees que el kilogramo es una unidad adecuada para expresar la masa de un átomo?

La **masa atómica** de un elemento es la masa de un átomo de ese elemento, y se expresa en **unidades de masa atómica**. La unidad de masa atómica, u, es la doceava parte de la masa de un átomo de  $^{12}\text{C}$ .

La **masa atómica relativa**,  $A_r$ , o simplemente **masa atómica**, es la masa de un átomo medida por comparación con la doceava parte de la masa del átomo de carbono-12, y es una magnitud adimensional, es decir, no tiene unidades.

Cuando decimos que la masa atómica relativa del oxígeno es 16, queremos decir que su masa es 16 veces la masa de 1/12 de la masa del átomo de carbono-12.

#### ¿Cómo se calcula la masa atómica relativa de un elemento?

1. Si el elemento se presenta en la naturaleza con un solo tipo de átomos, es decir, es **monoisotópico**, su masa atómica relativa coincide con la masa atómica del átomo. Por ejemplo, el sodio solo se presenta en la naturaleza en forma Na-23, por lo que su masa atómica relativa es 23.
2. Si el elemento se presenta en la naturaleza en diferentes isótopos, la masa atómica relativa del elemento es la **media ponderada de las masas atómicas relativas de sus isótopos**. Por este motivo, generalmente, no es un número entero:

$$\text{masa atómica relativa} = m_1 \cdot \frac{\% \text{ isótopo 1}}{100} + m_2 \cdot \frac{\% \text{ isótopo 2}}{100} + \dots$$

donde  $m_1$  y  $m_2$  son las masas atómicas relativas de los distintos isótopos de ese elemento. Si no se indica lo contrario, se puede tomar como masa de un isótopo el valor de su número másico.

#### Ejercicio resuelto

- 1 El oxígeno se presenta en la naturaleza en forma de tres isótopos: oxígeno-16, con una abundancia del 99,759%; oxígeno-17, con un 0,037%, y oxígeno-18, con un 0,204%. Con estos datos, calcula la masa atómica relativa del oxígeno.

La masa atómica relativa se calcula multiplicando la masa atómica relativa de cada isótopo por el porcentaje de átomos que tienen esa masa:

$$\text{Masa atómica relativa} = \frac{99,759 \cdot 16}{100} + \frac{0,037 \cdot 17}{100} + \frac{0,204 \cdot 18}{100} = 16,004$$

#### Actividades

- 7 Un elemento imaginario tiene solo dos isótopos, A y B, cuyas masas atómicas relativas son 63 y 64. ¿Cuál sería la masa atómica relativa de este elemento si la proporción en que se encuentra en la naturaleza es del 49,5% en el primer isótopo?

S: 63,5

- 8 La masa atómica relativa del cobre es 63,546. A este valor medio contribuyen dos isótopos de masa atómica relativa 62,9298 y 64,9278. Calcula el porcentaje de cada uno de los dos isótopos del cobre presentes en la naturaleza.

S: 69,16%; 30,84%



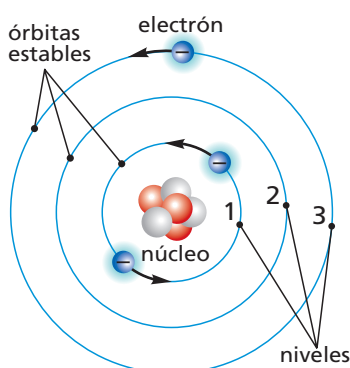




## 5 El modelo de los niveles de energía

En 1913, **Niels Bohr** presentó el primer modelo atómico basado en la existencia de niveles de energía dentro del átomo. Este modelo explica la estructura del átomo de hidrógeno y de su espectro discontinuo apoyándose en tres postulados.

### 5.1. ¿Emite energía el electrón cuando está en una órbita estable? Los postulados de Bohr



**Modelo atómico de Bohr.** Cada uno de los tres electrones está girando en una órbita circular estable. El nivel energético de cada uno es diferente, mayor cuanto más alejado del núcleo se encuentre.

**Primer postulado.** Existe cierto número de órbitas circulares estables en las cuales el electrón se desplaza a gran velocidad sin emitir energía. Este postulado evita el gran inconveniente que presentaba el modelo atómico de Rutherford, pues el electrón no emite energía desde su órbita circular estable.

**Segundo postulado.** En cada órbita, el electrón tiene una energía determinada, que es tanto mayor cuanto más alejada del núcleo se encuentra esa órbita. Lo que caracteriza a una órbita es el nivel energético, que se identifica por un número ( $n = 1, 2, 3\dots$ ).

No todas las órbitas son posibles y, además, cada una es distinta de las demás. Los niveles de energía son diferentes para cada elemento; por eso sus espectros atómicos también lo son.

**Tercer postulado.** El electrón no radia energía mientras permanece en una órbita estable. Cuando cae de un nivel de energía superior a otro de energía inferior, emite cierta cantidad de energía en forma de radiación, y a la inversa, necesita energía para pasar de un nivel de energía inferior a otro superior.

### 5.2. ¿Cómo justifica el modelo atómico de Bohr los espectros discontinuos?

De acuerdo con el modelo de los niveles de energía de Bohr, cuando un átomo recibe energía, uno o varios electrones pueden pasar desde unos niveles que tienen poca energía (próximos al núcleo) a otros con mayor energía (más alejados de núcleo).

Cuando los electrones regresan a su nivel original, emiten una cantidad de energía igual a la diferencia energética entre los niveles de partida y de llegada. Por ejemplo, si el electrón pasa del nivel de energía 5 al nivel de energía 1, la energía emitida será:

$$E_{\text{emitida}} = E_5 - E_1$$

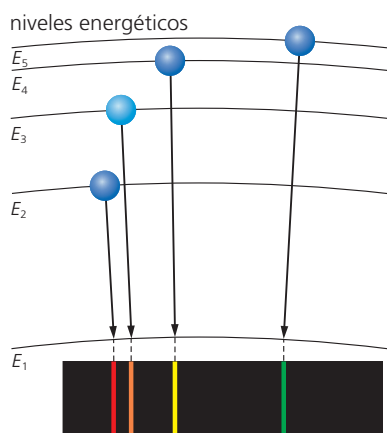
Como los niveles de energía son diferentes en cada átomo, también lo son las energías emitidas y, por tanto, las rayas de su espectro de emisión.

#### Actividades

10 ¿Qué modificaciones introduce el modelo de Bohr en el de Rutherford para justificar los espectros atómicos discontinuos, especialmente el del átomo de hidrógeno?

11 Si el electrón no emite energía cuando se encuentra girando en una órbita estable:

- ¿Cómo se producen las rayas de los espectros?
- ¿En qué condiciones puede emitir energía un electrón?



$$E_5 > E_4 > E_3 > E_2 > E_1$$



Cada una de las rayas de este espectro de emisión corresponde a un salto del electrón desde un nivel de energía superior a uno inferior.



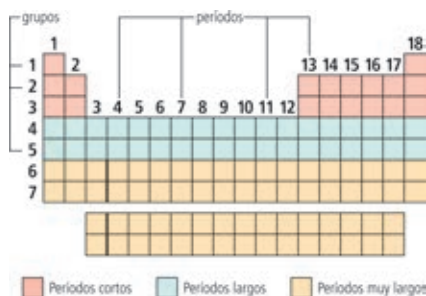
## 6 ¿Cómo se clasifican los elementos químicos?

### La tabla periódica

Una de las primeras clasificaciones de los elementos era en **metales** y **no metales**.

Elementos metálicos		Elementos no metálicos
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Poseen un brillo metálico característico.</li> <li>• Son buenos conductores del calor y de la corriente eléctrica.</li> <li>• Son dúctiles y maleables.</li> <li>• Son sólidos a temperatura ambiente, con la excepción del mercurio.</li> </ul>	 <p>Pepita de oro.</p>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• No poseen brillo metálico.</li> <li>• Son malos conductores del calor y de la electricidad.</li> <li>• A temperatura ambiente pueden ser sólidos, líquidos o gaseosos.</li> <li>• Suelen tener puntos de fusión bastante bajos.</li> </ul>  <p>Muestra de azufre.</p>

### 6.1. La tabla periódica



Grupos y períodos en la tabla periódica.

En la actualidad, los elementos químicos se clasifican en un **sistema periódico**, ordenados de arriba abajo y de izquierda a derecha por orden creciente de número atómico. Es decir, la posición de un elemento en la tabla periódica depende del número de protones que contiene su núcleo y, por tanto, del número de electrones.

Los 118 elementos conocidos se distribuyen en la tabla periódica actual en **18 columnas** o **grupos** y **7 filas** o **períodos**:

- En una misma columna o **grupo** se disponen los elementos que tienen el mismo número de electrones en el último nivel (electrones de valencia) y que, por tanto, presentan propiedades similares. Los grupos se numeran de izquierda a derecha del 1 al 18.
- En una misma fila o **período** se sitúan aquellos elementos que presentan el mismo número de niveles electrónicos y cuyas propiedades varían de forma progresiva. Los períodos se numeran, de arriba abajo, del 1 al 7. Podemos distinguir tres tipos de períodos:
  - Tanto el primero (con dos elementos) como el segundo y el tercero (con ocho elementos cada uno) reciben el nombre de **períodos cortos**.
  - El cuarto y el quinto, con 18 elementos, son **períodos largos**.
  - El sexto y el séptimo, con 32 elementos, son **muy largos**. En ellos se sitúan, además de los metales de transición, las tierras raras (lantanoideos y actinoideos).

### Actividades

**14**  Cita el nombre de cinco elementos metálicos y cinco no metálicos.

**15**  Nombra tres elementos que estén situados en:

- Los períodos cortos.
- Los períodos largos.
- Los períodos muy largos.
- El grupo 18.
- El período 5.

**16**  Identifica la fila y período en el que están situados los elementos siguientes:

fósforo, bromo, estroncio, rutenio, xenón, cesio, mercurio, lantano, actinio

**17**  Indica cuáles de estos elementos tienen el mismo número de electrones de valencia:

litio, calcio, cloro, rubidio, neón, sodio, hierro, cesio, oro, plomo, potasio

## TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

		Elementos representativos																																																																																																																															
		Elementos representativos																																																																																																																															
Grupo	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18																																																																																																															
Período	I A	II A	III B	IV B	V B	VI B	VII B	VIII	I B	II B	III A	IV A	V A	VI A	VII A	VIII A																																																																																																																	
1	1 1,01 <b>H</b> Hidrógeno	3 6,94 4 <b>Li</b> Litio	11 23,00 12 <b>Na</b> Sodio	19 39,10 20 <b>K</b> Potasio	23 47,90 <b>V</b> Vanadio	24 52,00 25 <b>Cr</b> Cromo	25 54,94 26 <b>Mn</b> Manganeso	26 55,85 27 <b>Fe</b> Hierro	27 58,93 28 <b>Co</b> Cobalto	28 58,71 29 <b>Ni</b> Niquel	29 63,54 30 <b>Cu</b> Cobre	30 65,37 31 <b>Zn</b> Zinc	31 69,72 32 <b>Ga</b> Germanio	32 72,59 33 <b>Ge</b> Germanio	33 74,92 34 <b>As</b> Arsénico	34 78,97 35 <b>Se</b> Selenio	35 79,91 36 <b>Br</b> Bromo	36 83,80 <b>Kr</b> Kriptón	37 85,47 38 <b>Rb</b> Rubidio	38 87,62 39 <b>Sr</b> Estroncio	39 88,91 40 <b>Y</b> Itrio	40 91,22 41 <b>Zr</b> Zirconio	41 92,91 42 <b>Nb</b> Niobio	42 95,95 43 <b>Mo</b> Molibdeno	43 98 <b>Tc*</b> Tecnecio	44 101,07 45 <b>Ru</b> Rutenio	45 102,91 46 <b>Rh</b> Rodio	46 106,42 47 <b>Pd</b> Paladio	47 107,87 48 <b>Ag</b> Plata	48 112,41 49 <b>In</b> Indio	49 114,82 50 <b>Sn</b> Estañio	50 117,52 51 <b>Sb</b> Antimonio	51 121,75 52 <b>Te</b> Telurio	52 127,60 53 <b>I</b> Yodo	53 126,90 54 <b>Xe</b> Xenón	54 131,30 <b>Cs</b> Cesio	55 132,90 56 <b>Ba</b> Bario	56 137,34 <b>Hf</b> Hafnio	57 178,49 73 <b>Ta</b> Tántalo	73 180,95 <b>W</b> Wolframio	74 183,85 75 <b>Re</b> Renio	75 186,20 76 <b>Os</b> Osmio	76 190,20 77 <b>Ir</b> Iridio	77 192,22 78 <b>Pt</b> Platino	78 195,09 79 <b>Au</b> Oro	79 196,97 80 <b>Hg</b> Mercurio	80 200,59 81 <b>Tl</b> Talio	81 204,37 82 <b>Pb</b> Plomo	82 207,19 83 <b>Bi</b> Bismuto	83 208,98 84 <b>Po</b> Polonio	84 (209) 85 <b>At</b> Astatio	85 (210) 86 <b>Rn</b> Radón	86 (222) <b>Fr</b> Francio	87 (223) 88 <b>Ra</b> Radio	88 (226) <b>Rf*</b> Rutherfordio	89 (227) <b>Db*</b> Dubnio	90 (231) <b>Sg*</b> Seaborgio	91 (237) <b>Bh*</b> Bohrio	92 (243) <b>Hs*</b> Hasio	93 (244) <b>Mt*</b> Meitnerio	94 (247) <b>Ds*</b> Darmstatio	95 (251) <b>Rg*</b> Roentgenio	96 (252) <b>Cn*</b> Copernicio	97 (257) <b>Nh*</b> Nihonio	98 (258) <b>Fl*</b> Flerovio	99 (259) <b>Mc*</b> Moscovio	100 (266) <b>Lv*</b> Livermorio	101 (266) <b>Ts*</b> Teneso	102 (266) <b>Og*</b> Oganeson	103 (266) <b>La</b> Lantano	104 (267) <b>Ce</b> Cerio	105 (268) <b>Pr</b> Praseodimio	106 (269) <b>Nd</b> Neodimio	107 (270) <b>Pm*</b> Prometio	108 (271) <b>Sm</b> Samario	109 (272) <b>Eu</b> Europio	110 (273) <b>Gd</b> Gadolinio	111 (274) <b>Tb</b> Terbio	112 (275) <b>Dy</b> Disproscio	113 (276) <b>Ho</b> Holmio	114 (277) <b>Er</b> Erbio	115 (278) <b>Tm</b> Tulio	116 (279) <b>Yb</b> Iterbio	117 (280) <b>Lu</b> Lutecio	118 (281) <b>Ac</b> Actinio	119 (282) <b>Th</b> Torio	120 (283) <b>Pa</b> Protactinio	121 (284) <b>U</b> Uranio	122 (285) <b>Np*</b> Neptunio	123 (286) <b>Pu</b> Plutonio	124 (287) <b>Am*</b> Americio	125 (288) <b>Cm*</b> Curio	126 (289) <b>Bk*</b> Berkelio	127 (290) <b>Cf*</b> Californio	128 (291) <b>Es*</b> Einstenio	129 (292) <b>Fm*</b> Fermio	130 (293) <b>Md*</b> Mendelevio	131 (294) <b>No*</b> Nobelio	132 (295) <b>Lr*</b> Lawrencio	133 (296) <b>La</b> Lantano	134 (297) <b>Ce</b> Cerio	135 (298) <b>Pr</b> Praseodimio	136 (299) <b>Nd</b> Neodimio	137 (300) <b>Pm*</b> Prometio	138 (301) <b>Sm</b> Samario	139 (302) <b>Eu</b> Europio	140 (303) <b>Gd</b> Gadolinio	141 (304) <b>Tb</b> Terbio	142 (305) <b>Dy</b> Disproscio	143 (306) <b>Ho</b> Holmio	144 (307) <b>Er</b> Erbio	145 (308) <b>Tm</b> Tulio	146 (309) <b>Yb</b> Iterbio	147 (310) <b>Lu</b> Lutecio	148 (311) <b>Ac</b> Actinio	149 (312) <b>Th</b> Torio	150 (313) <b>Pa</b> Protactinio	151 (314) <b>U</b> Uranio	152 (315) <b>Np*</b> Neptunio	153 (316) <b>Pu</b> Plutonio	154 (317) <b>Am*</b> Americio	155 (318) <b>Cm*</b> Curio	156 (319) <b>Bk*</b> Berkelio	157 (320) <b>Cf*</b> Californio	158 (321) <b>Es*</b> Einstenio	159 (322) <b>Fm*</b> Fermio	160 (323) <b>Md*</b> Mendelevio	161 (324) <b>No*</b> Nobelio	162 (325) <b>Lr*</b> Lawrencio

\* Elementos obtenidos artificialmente.  
 ( ) Los números entre paréntesis representan la masa atómica del isótopo más estable del elemento.

Número atómico	Masa atómica
<b>Símbolo</b>	<b>Nombre</b>

<span style="display: inline-block; width: 15px; height: 15px; background-color: #ADD8E6; border: 1px solid black;"></span>	Metales
<span style="display: inline-block; width: 15px; height: 15px; background-color: #FFDAB9; border: 1px solid black;"></span>	Semimetales
<span style="display: inline-block; width: 15px; height: 15px; background-color: #FFA07A; border: 1px solid black;"></span>	No metales
<span style="display: inline-block; width: 15px; height: 15px; background-color: #DDA0DD; border: 1px solid black;"></span>	Gases nobles



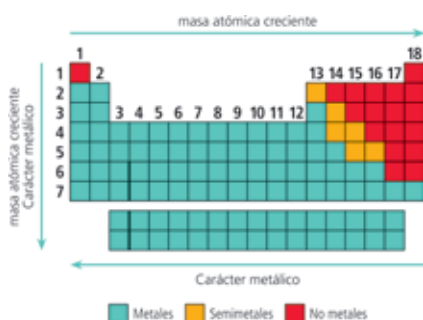
## 6.2. ¿Qué regularidades presentan los elementos químicos cuando están ordenados en la tabla periódica?

Cuando los elementos se colocan en orden creciente según su número atómico, ciertas propiedades físicas y químicas se repiten periódicamente.

### Regularidades en los periodos

A lo largo de un período, el comportamiento de los elementos varía progresivamente:

- El número de electrones externos aumenta de uno en uno (**electrón difrenciador**) al pasar de un elemento al siguiente en un período.
- La masa atómica se incrementa, salvo excepciones, de izquierda a derecha.
- Las propiedades metálicas se acentúan hacia la izquierda y se hacen menos pronunciadas hacia la derecha.
- Los puntos de fusión y ebullición se elevan hasta la mitad del período, y disminuyen a partir de ese punto.

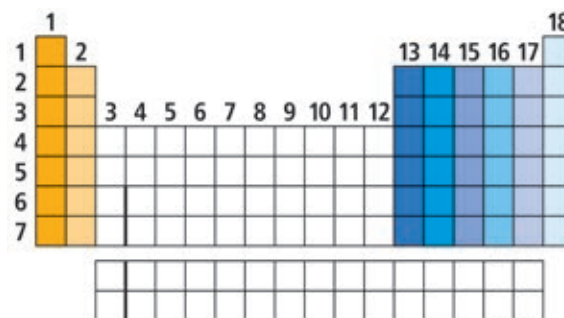


### Regularidades en los grupos

Al descender en un grupo, observamos ciertas regularidades en las propiedades de los elementos que lo conforman:

- El número de electrones del último nivel energético es el mismo para todos los elementos de un grupo; por tanto, estos presentan propiedades similares.
- La masa atómica aumenta al bajar en un grupo.
- Las propiedades metálicas se acentúan conforme se desciende.
- Los puntos de fusión y de ebullición varían ligeramente conforme se desciende.

Nombre de los grupos		
1. Alcalinos.	7. Familia del manganeso.	13. Familia del boro.
2. Alcalinotérreos.	8. Familia del hierro.	14. Carbonoides.
3. Familia del escandio.	9. Familia del cobalto.	15. Nitrogenoides.
4. Familia del titanio.	10. Familia del níquel.	16. Anfígenos.
5. Familia del vanadio.	11. Familia del cobre.	17. Halógenos.
6. Familia del cromo.	12. Familia del zinc.	18. Gases nobles.



### Actividades

18  Indica en cada caso cuál de estos elementos tiene mayor carácter metálico:

- |                     |                    |
|---------------------|--------------------|
| a) Berilio / bario. | e) Cobre / oro.    |
| b) Flúor / yodo.    | f) Litio / cesio.  |
| c) Escandio / zinc. | g) Paladio / yodo. |
| d) Carbono / plomo. | h) Boro / indio.   |

19  Nombra cinco elementos que tengan el mismo número de niveles electrónicos que el azufre,  $Z = 16$ .

20  Clasifica estos elementos de acuerdo con la familia a la que pertenecen:

- |             |              |
|-------------|--------------|
| a) Cloro.   | d) Fósforo.  |
| b) Cesio.   | e) Magnesio. |
| c) Silicio. | f) Argón.    |

21  Nombra cinco elementos que tengan el mismo número de electrones en su último nivel electrónico que el aluminio,  $Z = 13$ .

## 6.3. ¿Qué relación existe entre la configuración electrónica de un elemento y su posición en la tabla periódica?

Vamos a analizar cómo varía la configuración electrónica de los elementos a medida que avanzamos de izquierda a derecha en un período y descendemos de arriba hacia abajo en un grupo.

### Período 1

El hidrógeno,  $Z = 1$ , es el primer elemento del período 1 y tiene su único electrón en el subnivel  $1s$ :  $1s^1$ .

La configuración electrónica del helio,  $Z = 2$ , es  $1s^2$ , y con él se completa la capa 1, que solo alberga dos electrones.

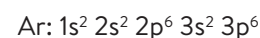
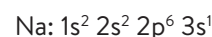
### Período 2

El litio,  $Z = 3$ , primer elemento del segundo período, tiene su tercer electrón en el subnivel  $2s$ , el de menor energía disponible:  $1s^2 2s^1$ .

Hasta llegar al neón, Ne, se llenan sucesivamente los subniveles  $2s$  y  $2p$  que, en conjunto, albergan ocho electrones, tantos como elementos integran este período.

### Período 3

El proceso se repite en el tercer período, que comienza con el Na,  $Z = 11$ , y finaliza con el Ar,  $Z = 18$ :

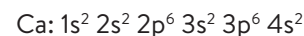
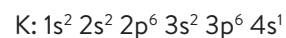


	1																18	
1	1s	2																
2	2s													2p				
3	3s		3	4	5	6	7	8	9	10	11	12		3p				
4	4s													4p				
5	5s													5p				
6	6s													6p				
7	7s													7p				

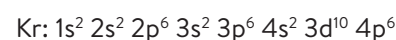
■ Bloque s  
■ Bloque d  
■ Bloque p  
■ Bloque f

### Período 4

Los elementos K y Ca tienen sus electrones en el subnivel  $4s$ , cuya energía es menor que la del subnivel  $3d$ :



El siguiente elemento, Sc, sitúa su electrón diferenciador en un subnivel  $3d$ . Los nueve elementos que van a continuación completan este subnivel  $d$ , que puede albergar hasta diez electrones. Una vez lleno el subnivel  $3d$ , se va completando el  $4p$ . Así, la configuración electrónica del Kr es:



### Período 6

El lantano,  $Z = 57$ , tiene la configuración  $6s^2 5d^1$  para sus electrones externos, pero el cerio,  $Z = 58$ , no tiene su electrón diferenciador en el subnivel  $5d$ , ya que en este caso el subnivel de menor energía disponible es el  $4f$ .

Así, a partir del cerio, tenemos una secuencia de 14 elementos, los lantanoides, en los que se va llenando el subnivel  $4f$ . Una vez completo el subnivel  $4f$ , en el siguiente elemento, el Hf,  $Z = 72$ , se continúa llenando el subnivel  $5d$  (10 electrones).

### Período 7

La configuración del actinio,  $Z = 89$ , es  $7s^2 6d^1$  para sus electrones externos, pero el torio,  $Z = 90$ , no tiene su electrón diferenciador en el subnivel  $6d$ , ya que el subnivel de menor energía disponible es el  $5f$ . A partir del torio se inicia una serie de 14 elementos, los actinoides, en los que se va llenando el subnivel  $5f$ .

Finalizado el llenado del subnivel  $f$ , en el siguiente elemento, el Rf,  $Z = 104$ , continúa el llenado del subnivel  $6d$  (10 electrones).

### Período 5

Los electrones diferenciadores del Rb y el Sr ocupan el subnivel  $5s$ , y en los elementos que van desde el Y hasta el Cd se rellena el subnivel  $4d$ ; por último, desde el In hasta el Xe se completa el subnivel  $5p$ .

En total, a lo largo de este período se van ubicando 18 electrones, tantos como elementos lo componen.

## Actividades

**22** ¿Cuántos niveles electrónicos tienen los átomos comprendidos entre el litio y el neón? ¿Y entre el sodio y el argón?

**23** ¿Cómo varía el número de electrones del último nivel energético al pasar de un elemento al siguiente en cada período?

**24** El electrón diferenciador de un elemento es el que ocupa el subnivel energético más externo. Indica qué subnivel ocupan los electrones diferenciadores de los elementos siguientes:

litio, neón, magnesio, potasio, escandio, bromo, rubidio, circonio, yodo, lantano, cerio, actinio, torio



## 7.3. Los elementos de transición

¿Dónde están situados los elementos de transición en el sistema periódico?

Los **elementos de transición** son aquellos cuyo último electrón se aloja en un subnivel d, es decir, corresponden al llenado de los subniveles d del nivel de energía  $n - 1$ . Su configuración electrónica va desde  $(n - 1) d^1 ns^2$  a  $(n - 1) d^{10} ns^2$ . Por tanto, se trata de los elementos del **bloque d** del sistema periódico.

Están situados en la parte central del sistema periódico y comprenden los grupos del 3 al 12, ambos inclusive. Son diez grupos en total, uno por cada uno de los diez electrones d.

21 Sc Escandio	22 Ti Titanio	23 V Vanadio	24 Cr Cromo	25 Mn Manganeso	26 Fe Hierro	27 Co Cobalto	28 Ni Níquel	29 Cu Cobre	30 Zn Zinc
39 Y Itrio	40 Zr Circonio	41 Nb Niobio	42 Mo Molibdeno	43 Tc Tecnecio	44 Ru Rutenio	45 Rh Rodio	46 Pd Paladio	47 Ag Plata	48 Cd Cadmio
57-71 La-Lu Lantanoides	72 Hf Hafnio	73 Ta Tantalio	74 W Wolframio	75 Re Renio	76 Os Osmio	77 Ir Iridio	78 Pt Platino	79 Au Oro	80 Hg Mercurio
89-103 Ac-Lr Actinoides	104 Rf Rutherfordio	105 Db Dubnio	106 Sg Seaborgio	107 Bh Bohrio	108 Hs Hasio	109 Mt Meitnerio	110 Ds Darmstadtio	111 Rg Roentgenio	112 Cn Copernicio

Elementos de transición.

Los elementos de transición tienen una serie de **propiedades comunes**:

- Todos son elementos metálicos.
- Son sólidos, excepto el mercurio, que es líquido.
- Los elementos sólidos son muy duros.
- Todos poseen elevados puntos de fusión y ebullición.
- Todos son muy buenos conductores del calor y de la electricidad.
- Los compuestos de los metales de transición suelen ser coloreados.

## 7.4. Los elementos de transición interna

La ocupación del subnivel 4f y 5f da lugar a dos series de catorce elementos, los **elementos de transición interna** o elementos del **bloque f**. Sus propiedades generales son similares a las de los elementos de transición. Estos elementos están en las dos filas de la parte inferior del sistema periódico.

Lantanoides	57 La Lantano	58 Ce Cerio	59 Pr Praseodimio	60 Nd Neodimio	61 Pm Prometio	62 Sm Samario	63 Eu Europio	64 Gd Gadolinio	65 Tb Terbio	66 Dy Disprosio	67 Ho Holmio	68 Er Erbio	69 Tm Tulio	70 Yb Iterbio	71 Lu Lutecio
	Actinoides	89 Ac Actinio	90 Th Torio	91 Pa Protactinio	92 U Uranio	93 Np Neptunio	94 Pu Plutonio	95 Am Americio	96 Cm Curio	97 Bk Berkelio	98 Cf Californio	99 Es Einsteinio	100 Fm Fermio	101 Md Mendelevio	102 No Nobelio

Los **lantanoideos** o **lantánidos** son catorce elementos que van desde el cerio,  $Z = 58$ , al lutecio,  $Z = 71$ , ambos inclusive. Excepto el prometio, todos los lantánidos existen en la naturaleza.


El lantano,  $Z = 57$ , es un elemento del bloque d y su configuración es  $5d^1 6s^2$ , pero el siguiente, el cerio, está situado en la primera fila de la parte inferior del sistema periódico. Los electrones de los elementos de esta fila, del cerio al lutecio, comienzan a ocupar el subnivel 4f, es decir, son elementos de transición interna. Así, la configuración electrónica del cerio es  $4f^1 5d^1 6s^2$ , y la del lutecio,  $4f^{14} 5d^1 6s^2$ .

Se conocen como **actinoides** o **actínidos** los catorce elementos que van desde el torio,  $Z = 90$  hasta el lawrencio,  $Z = 103$ , ambos inclusive. Todos son radiactivos y, a partir del  $Z = 92$ , se obtienen artificialmente.

El actinio,  $Z = 89$ , es un elemento de transición y su configuración es  $6d^1 7s^2$ , pero el elemento  $Z = 90$ , el torio, está situado en la segunda fila en la parte inferior del sistema periódico.

Los electrones diferenciadores de estos elementos ocupan el subnivel 5f. Así, la configuración electrónica del torio es  $5f^1 6d^1 7s^2$ , y la del lawrencio,  $5f^{14} 6d^1 7s^2$ .

### Actividades

- 30  Busca información acerca de las propiedades físicas de los elementos de transición interna tanto lantanoides como actinoides y cómo varían estas propiedades a medida que aumenta el número atómico.



# Actividades de consolidación y síntesis

## Los primeros modelos atómicos

- 31  ¿Cuál es el significado original de la palabra «átomo»? ¿Quiénes fueron los primeros en aplicar este término?
- 32  Redacta con tus propias palabras los postulados de la teoría de Dalton.
- 33  ¿Cómo se descubre la existencia del protón y el electrón? ¿Qué importancia tiene este descubrimiento para la teoría atómica?
- 34  ¿Cómo justifica el modelo atómico de Thomson la presencia de cargas positivas y negativas en el átomo?
- 35  Indica cuáles de los enunciados siguientes son falsos y redáctalos de manera que sean verdaderos:
- En un átomo eléctricamente neutro, el número de electrones es igual al de protones.
  - El neutrón es una partícula que carece de carga eléctrica y cuya masa es inferior a la del protón.
  - La mayor parte de la masa del átomo es aportada por los protones y los neutrones.
  - La masa del protón es menor que la masa del electrón.
  - El protón fue la primera partícula subatómica que se descubrió.
  - La carga del electrón es igual a la del protón, pero tiene distinto signo.
  - Los protones y los neutrones se encuentran en el núcleo atómico.
- 36  Completa estas características del modelo atómico de Rutherford situando en los huecos los términos: electrones, protones, neutrones, núcleo. «Según Rutherford, el átomo está formado por un espacio fundamentalmente vacío, que contiene un  central en el que está concentrada toda su masa aportada por los  y los . Asimismo, la carga positiva se concentra en el  central. Los  giran a gran velocidad en torno al  y están separados de este por una gran distancia.
- 37  Responde a las siguientes preguntas: a) ¿Qué tipo de partículas y radiaciones emiten las sustancias radiactivas? b) ¿Cuáles son las características de estas radiaciones? c) Si la radiactividad se origina en el núcleo de los átomos. d) ¿Cómo es posible que se emitan electrones si estos no se encuentran en el núcleo?
- 38  Explica, de acuerdo con el modelo de Rutherford: a) La electrización de una varilla de vidrio al frotarla con un paño. b) La formación de un ion positivo y otro negativo. Acompaña tu respuesta con un dibujo.

## Número atómico y número másico

- 39  Distingue entre número atómico y número másico y explica por qué ambos son números enteros.
- 40  ¿Qué nombre recibe el número de protones de un átomo? ¿Pueden dos átomos de diferentes elementos tener el mismo número de protones?
- 41  ¿Qué es el número másico? ¿Pueden dos átomos del mismo elemento tener diferente número másico? ¿Qué nombre reciben estos átomos?
- 42  Completa esta tabla en tu cuaderno:

Elemento	N.º protones	N.º electrones	N.º neutrones
$^{108}_{47}\text{Ag}$	...	...	...
$^{207}_{82}\text{Pb}$	...	...	...
$^{133}_{55}\text{Cs}$	...	...	...
$^{69}_{31}\text{Ga}$	...	...	...

- 43  Copia en tu cuaderno y completa esta tabla:

Elemento	N.º protones	N.º electrones	N.º neutrones
$^4_2\text{He}^{2+}$	...	...	...
$^{16}_8\text{O}^{2-}$	...	...	...
$^{23}_{11}\text{Na}^+$	...	...	...
$^{80}_{35}\text{Br}^-$	...	...	...
$^{24}_{12}\text{Mg}^{2+}$	...	...	...
$^{106}_{46}\text{Pd}^{4+}$	...	...	...
$^{75}_{33}\text{As}^{3-}$	...	...	...

- 44  El número atómico y el número másico de un átomo, ¿pueden ser números decimales? Justificalo.
- 45  Imagina los siguientes átomos:
- $$^{50}_{25}\text{A} \quad ^{39}_{19}\text{C} \quad ^{52}_{25}\text{E} \quad ^{102}_{49}\text{G} \quad ^{101}_{5}\text{I} \quad ^{29}_{14}\text{B} \quad ^{110}_{51}\text{D} \quad ^{40}_{19}\text{F} \quad ^{28}_{14}\text{H} \quad ^{51}_{25}\text{J}$$
- Identifica cuáles de ellos son isótopos entre sí.
  - Calcula el número de protones y de neutrones de los que sean isótopos entre sí.
  - ¿En qué se diferencian estos isótopos?

## La masa atómica

- 46  La masa atómica relativa de un elemento es 91,22 a la que contribuyen dos isótopos de masas atómicas relativas 91 y 92. Halla el porcentaje de cada uno en la composición de este elemento. **S:** 78%; 22%
- 47  La masa atómica relativa de un elemento es 58,71 a partir de dos isótopos de masas atómicas relativas 58 y 59. ¿En qué porcentaje se encuentra cada uno de estos isótopos? **S:** 29%; 71%

- 48  El cloro tiene dos isótopos,  $^{35}\text{Cl}$  y  $^{37}\text{Cl}$ . La masa atómica relativa del cloro es 35,5. Calcula la abundancia del cloro-37 si la del cloro-35 es 75,5%.

S: 24,5%

- 49  El estroncio se presenta en la naturaleza en forma de cuatro isótopos cuyas masas atómicas relativas y abundancias respectivas son:

Isótopo	Masa atómica relativa	Abundancia %
Sr-84	83,913 4	0,5
Sr-86	85,909 4	9,9
Sr-87	86,908 9	7,0
Sr-88	87,905 6	82,6

Calcula, con estos datos, la masa atómica relativa ponderada del estroncio.

S: 87,62

- 50  El magnesio se presenta en la naturaleza en forma de tres isótopos cuyas masas atómicas relativas y sus abundancias respectivas son:

Isótopo	Masa atómica relativa	Abundancia %
Mg-24	23,885 0	78,99
Mg-25	24,985 8	10,00
Mg-26	25,982 6	11,01

Calcula, con estos datos, la masa atómica relativa ponderada del magnesio.

S: 24,23

- 51  Calcula la masa atómica relativa del uranio a partir del porcentaje de abundancia en la naturaleza de sus diferentes isótopos: Uranio-234: 0,0057% Uranio-235: 0,72 % Uranio-238: 99,27 % S: 237,97

## Los espectros atómicos

- 52  ¿El espectro de la luz blanca, es un espectro continuo o de rayas?
- 53  ¿Puede haber dos elementos químicos que tengan el mismo espectro atómico?
- 54  ¿Qué es un espectro atómico de emisión? ¿Cómo se puede obtener el espectro de emisión de los átomos de un determinado elemento?
- 55  Razona si estos espectros corresponden a un mismo elemento o no.

espectro A



espectro B



- 56  ¿Crees que estos dos espectros pertenecen al mismo elemento?

espectro A



espectro B



Distingue cuál es el espectro de emisión y cuál es el de absorción.

## El modelo de los niveles de energía

- 57  El modelo de Rutherford tenía un inconveniente: el electrón es una carga eléctrica en movimiento acelerado que debería emitir energía continuamente, lo que es incompatible con los espectros discontinuos y con la estabilidad del átomo. Explica cómo el primer postulado de Bohr resuelve este problema.
- 58  Indica cuáles de las siguientes afirmaciones son verdaderas y redacta de forma correcta las que sean falsas:
- El electrón se desplaza a gran velocidad en una órbita circular estable en la que no emite energía.
  - El electrón tiene en cada órbita una energía determinada, que es menor cuanto más alejada del núcleo se encuentra la órbita.
  - Solo se emite energía cuando un electrón pasa de un nivel de energía superior a uno inferior.
  - Los espectros de emisión son característicos de cada elemento.
  - El subnivel 3d se llena a continuación del subnivel 3p.
  - El subnivel 4p se llena a continuación del subnivel 4s.
- 59  Dibuja los dos primeros niveles de energía de un átomo y sus correspondientes subniveles. Sitúa un electrón en el último subnivel y justifica cuántas líneas espectrales diferentes podrían aparecer en el espectro de este átomo.
- 60  ¿En qué subnivel es mayor la energía de un electrón, en un 2s o en un 3p?
- 61  Escribe la configuración electrónica de estos elementos y, en su caso, de los iones que se indican:
- Aluminio ( $Z = 13$ );  $\text{Al}^{3+}$
  - Cloro ( $Z = 17$ );  $\text{Cl}^-$
  - Calcio ( $Z = 20$ );  $\text{Ca}^{2+}$
  - Zinc ( $Z = 30$ );  $\text{Zn}^{2+}$
  - Criptón ( $Z = 36$ );  $\text{Kr}^{2+}$
  - Polonio ( $Z = 84$ );  $\text{Po}^{2+}$
  - Bario ( $Z = 56$ );  $\text{Ba}^{2+}$
  - Lantano ( $Z = 57$ );  $\text{La}^{3+}$

- 62   Dibuja en tu cuaderno los posibles saltos de energía de un electrón que se encuentra en:
- El subnivel p del nivel energético 2.
  - El subnivel s del nivel energético 3.

### La tabla periódica de los elementos químicos

- 63   ¿Qué elemento presenta más carácter metálico, el sodio o el cesio? ¿Cuál es más no metálico, el carbono o el flúor?
- 64   Escribe el nombre, el símbolo químico y el número atómico de tres elementos que:
- Tengan el mismo número de niveles electrónicos que el silicio.
  - Sus electrones están distribuidos en cuatro niveles electrónicos.
  - Estén situados en un período corto.
- 65   Escribe la configuración electrónica de todos los elementos del grupo de los gases nobles. ¿Qué tienen en común estos elementos?
- 66   Justifica que la configuración electrónica del ion sodio  $\text{Na}^+$  sea:  $1s^2 2s^2 2p^6$ .
- 67   Justifica que la configuración electrónica del ion cloro  $\text{Cl}^-$  sea:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ .
- 68   Indica a qué elemento le corresponde la siguiente configuración electrónica:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
- 69   Dibuja una tabla periódica similar a la del dibujo, señala en ella el grupo de los alcalinotérreos y escribe:
- La configuración electrónica del último nivel de estos elementos.
  - La configuración electrónica de sus iones al perder dos electrones.

- 70   Identifica, en un sistema periódico como el del dibujo anterior, el grupo 16, o grupo de los anfígenos, y escribe la configuración electrónica de su último nivel.
- 71   Busca en la tabla periódica los elementos del grupo 18.
- ¿Cuántos electrones tienen en su última capa?
  - ¿Cuál es el número máximo de electrones que en cada caso puede albergar esa última capa?

- 72   Considera los elementos del grupo 1.
- ¿Cuántos electrones tienen en su última capa o subnivel electrónico?
  - ¿Cuántos deberían perder para tener su última capa completa?
  - ¿Se trata de elementos metálicos o no metálicos?
  - ¿Qué nombre reciben los elementos de este grupo?
- 73   Considera los elementos del grupo 15.
- ¿Cuántos electrones tienen en su última capa?
  - ¿Tendrían que ganar o perder electrones para tener la última capa completa? ¿Cuántos?
  - ¿Se trata de elementos metálicos o no metálicos?
- 74   Los elementos químicos que forman parte de la materia viva se denominan bioelementos. Busca información acerca de cuáles son, su proporción en los seres humanos y qué funciones desempeñan.
- 75   Indica qué elementos comienzan a llenar los siguientes niveles:
- 3p
  - 4s
  - 4d
  - 5d
  - 4f

### Tipos de elementos químicos

- 76   Nombra tres elementos representativos que:
- sean gases nobles;
  - sean metales;
  - sean no metales;
  - pertenezcan al bloque s;
  - pertenezcan al bloque p.
- 77   Cuatro elementos de cierto grupo de la tabla periódica presentan las propiedades que aparecen en esta tabla:

Período	$T_f$ (°C)	$T_e$ (°C)
2	180,0	1 336,0
3	98,0	883,0
4	64,0	759,0
5	39,5	688,0

- ¿Se trata de elementos metálicos o no metálicos?
  - Sabiendo que el electrón diferenciador de estos elementos no está en un subnivel d o f, ¿podría tratarse de elementos representativos?
- 78   Si un elemento pertenece al grupo 8, ¿se trata de un metal o de un no metal? ¿Qué nombre reciben los elementos de este grupo?
- 79   Clasifica las siguientes configuraciones electrónicas según pertenezcan a elementos representativos, de transición o de transición interna.
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
  - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$
  - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$
  - $1s^2 2s^2 2p^6$
  - $[\text{Xe}] 6s^2 5d^1 4f^1$
  - $[\text{Rn}] 7s^2 6d^1 5f^1$

**80**   Indica qué se puede decir de la posición de un elemento en la tabla periódica si presenta las siguientes configuraciones electrónicas en su capa más externa:

- a)  $4s^2$                       c)  $4s^2 3d^{10} 4p^1$                       e)  $5f^{14} 6d^1 7s^2$   
 b)  $4s^2 3d^5$                       d)  $4f^1 5d^1 6s^2$                       f)  $2p^6 3s^2 3p^5$

**81**   Analiza la veracidad o falsedad de los enunciados siguientes. Justifica tus respuestas:

- a) Todos los elementos del segundo y tercer período de la tabla periódica son elementos representativos.  
 b) Todos los elementos del grupo s, formado por los grupos 1 y 2 de la tabla periódica, son elementos representativos.  
 c) Los halógenos o elementos del grupo 17 son elementos representativos.  
 d) Los halógenos tienen seis electrones en su último nivel energético.

**82**   Indica si los estos enunciados son verdaderos o falsos y escribe de forma correcta los que sean falsos:

- a) Los elementos de transición interna son aquellos cuyo último electrón se aloja en un subnivel d.  
 b) Los elementos de transición son aquellos cuyo último electrón se aloja en un subnivel f.  
 c) El lantano es un elemento del bloque f.  
 d) Los elementos actínidos van desde el cerio al lutecio.

**83**   Escribe las configuraciones electrónicas de los elementos siguientes e indica a qué bloque pertenecen s, p, d o f.

- a) Sc, Z = 21                      e) Th, Z = 90                      i) Rf, Z = 104  
 b) I, Z = 53                      f) Ge, Z = 32                      j) Ba, Z = 56  
 c) La, Z = 57                      g) Ce, Z = 58                      k) Na, Z = 11  
 d) Hf, Z = 72                      h) Ac, Z = 89                      l) H, Z = 1

**84**   En esta tabla aparecen las propiedades de dos elementos de transición comparadas con las de un elemento representativo.

	Ag	Os	Sn
Dureza (escala Mohs)	2,7	7,0	1,5
T <sub>f</sub> (°C)	960	3 030	232
Densidad (g/cm <sup>3</sup> )	10,5	22,6	7,4
Conductividad eléctrica (Ag = 100)	100	18	15

**85**   El electrón diferenciador de un elemento está en el subnivel 5f. Indica si se trata de un elemento: a) representativo; b) de transición; c) de transición interna; d) lantanoide; e) actinoide; f) del séptimo período.

**86**   ¿Qué nombre reciben los elementos de los grupos: 1, 3, 5, 7, 9, 11, 13, 15, 17 y 18?

**87**   ¿A qué grupo pertenecen los elementos siguientes? a) alcalinotérreos; b) familia del escandio; c) familia del hierro; d) familia del níquel; e) anfígenos; f) gases nobles.

**88**   El electrón diferenciador de un elemento está en el subnivel 4f. Indica si se trata de un elemento: a) representativo; b) de transición; c) de transición interna; d) lantanoide; e) actinoide; f) del sexto período.

### Actividades de síntesis

**I** Elabora un resumen de la unidad respondiendo a estas preguntas:

- ¿Cuáles son las ideas básicas de los modelos de Dalton y Thomson?
- ¿Qué partículas y radiaciones emiten las sustancias radiactivas?
- ¿Cómo están situadas las partículas subatómicas en los modelos de Rutherford y de Bohr?
- ¿Cuándo un átomo es eléctricamente neutro? ¿Cuándo adquiere carga positiva? ¿Y negativa?
- ¿Cuál es el significado de la notación  ${}^Z_X$ ? ¿Qué es un isótopo?
- ¿Cómo se mide la masa de un átomo y la masa atómica relativa de un elemento?
- ¿Qué son los espectros de emisión? ¿Por qué el modelo de Rutherford no puede explicarlos?
- ¿Cómo explica el modelo de Bohr-Sommerfeld los espectros de emisión?
- ¿Cómo se escribe la configuración electrónica de un elemento?
- ¿Cómo están ordenados los elementos en el sistema periódico?
- ¿De qué forma varía la configuración electrónica al avanzar en un período y al descender en un grupo?

**II** Elabora un esquema conceptual de la unidad. Incorpora estos conceptos: modelo del átomo planetario de Rutherford, espectros de emisión, modelo de Bohr de los niveles de energía, sistema periódico, grupos y períodos, regularidad de las propiedades, configuración electrónica, elementos representativos, metales, no metales, elementos de transición, elementos de transición interna.

**III** Crea tu propio diccionario científico. Define los términos siguientes y añade otros que consideres adecuados: electrón, protón, neutrón, modelo de átomo planetario, radiactividad, partículas alfa y beta, radiación gamma, número atómico, número másico, niveles y subniveles de energía, espectros discontinuos de emisión, masa atómica, masa atómica relativa.



## Propiedades características de los elementos químicos

Una de las primeras clasificaciones de los elementos químicos fue en metales y no metales.

Vamos a comprobar las propiedades de algunos metales (cobre, aluminio y zinc) y no metales (carbono en forma de grafito) sirviéndonos de la observación y de sencillos experimentos (solubilidad, conductividad, reacción con HCl). Asimismo, buscaremos información acerca de otras propiedades, como la densidad.



### OBJETIVOS

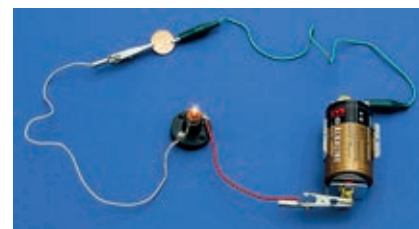
- Trabajar con materiales e instrumentos del laboratorio de Química.
- Respetar las normas de seguridad en el laboratorio.
- Valorar la importancia del trabajo experimental sistemático.
- Comprobar la conductividad eléctrica, la solubilidad en agua y la reactividad con el HCl del cobre, el aluminio, el zinc y el carbono (grafito).

### MATERIALES

- Cobre, aluminio, zinc y grafito.
- Un circuito eléctrico sencillo.
- Ácido clorhídrico, HCl.
- Agua.
- Vaso de precipitados.
- Tubos de ensayo.

### PROCEDIMIENTO

1. Observa el aspecto de cada uno de los elementos (cristal metálico, cristal no metálico).
2. Comprueba la solubilidad de cada uno de los elementos agregando una pequeña porción a un tubo de ensayo con agua.
3. Pon un trozo de zinc en un vaso y agrega unos mililitros de ácido clorhídrico. Observa si hay o no reacción. Repite el procedimiento con cada uno de los otros elementos.
4. Comprueba la conductividad de cada uno de los elementos utilizando un montaje como el de la fotografía.



### Análisis de los resultados

- 1 Basándote en los resultados experimentales, completa en tu informe una tabla como la siguiente:

Elemento	Aspecto	Densidad	Solubilidad en agua	Reacción con el ácido clorhídrico	Conductividad eléctrica
Aluminio	...	...	...	...	...
Carbono (grafito)	...	...	...	...	...
Zinc	...	...	...	...	...
Cobre	...	...	...	...	...

- 2 Compara tus resultados con los obtenidos por el resto de compañeras y compañeros.
- 3 El carbono (grafito) conduce la corriente eléctrica. ¿Es esta una propiedad común a todos los elementos no metálicos?
- 4 ¿Qué elementos no reaccionan con el ácido clorhídrico? ¿Sabes identificar el gas que se desprende en la reacción del aluminio y el zinc con el ácido clorhídrico?
- 5 ¿Cómo podrías determinar experimentalmente la densidad de cualquiera de estos cuatro elementos?



# Desarrollo de competencias

## La historia del descubrimiento del átomo Línea de tiempo

En 1869, el químico ruso Dimitri Mendeleiev dispuso los elementos conocidos en una lista que seguía el orden creciente de sus masas atómicas y descubrió que los que tenían propiedades semejantes aparecían de forma periódica en su lista. Así, ordenó los 63 elementos conocidos entonces en una tabla en la que los elementos semejantes entre sí estaban en una misma línea horizontal. En ocasiones alteró el orden de masas atómicas para situar un elemento debajo de otros similares. Cuando las propiedades de un elemento no estaban de acuerdo con la posición que le correspondía, dejó un hueco para un nuevo elemento no descubierto aún, como sucedió con los elementos galio y germanio de los que predijo sus propiedades. El galio fue descubierto en 1875 y el germanio en 1886.

fila	grupo I R <sub>2</sub> O	grupo II RO	grupo III R <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	grupo IV RH <sub>4</sub> RO <sub>2</sub>	grupo V RH <sub>3</sub> R <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	grupo VI RH <sub>2</sub> RO <sub>3</sub>	grupo VII RH R <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	grupo VIII RO <sub>4</sub>
1	H=1							
2	Li=7	Be=9,4	B=11	C=12	N=14	O=16	F=19	
3	Na=23	Mg=24	Al=27,3	Si=28	P=31	S=32	Cl=35,5	
4	K=39	Ca=40	--=44	Ti=48	V=51	Cr=52	Mn=55	Fe=56, Co=59, Ni=59, Cu=63
5	(Cu=63)	Zn=65	--=68	--=72	As=75	Se=78	Br=80	
6	Rb=85	Sr=87	?Yt=88	Zr=90	Nb=94	Mo=96	--=100	Ru=104, Rh=104, Pd=106, Ag=108
7	(Ag=108)	Cd=112	In=113	Sn=118	Sb=122	Te=125	J=127	
8	Cs=133	Ba=137	?Di=138	?Ce=140	--	--	--	----
9	(-)	--	--	--	--	--	--	
10	--	--	?Er=178	?La=180	Ta=182	W=184	--	Os=195, Ir=197, Pt=198, Au=199
11	(Au=198)	Hg=200	Tl=204	Pb=207	Bi=208	--	--	
12	--	--	--	Th=231	--	U=240	--	----

Entre 1894 y 1898, Ramsay descubrió los gases nobles: helio, neón, argón, kriptón y xenón. Estos elementos no habían sido previstos por Mendeleiev y parecían no tener cabida en su tabla periódica. Ramsay les «hizo sitio» añadiendo una hilera al final de la tabla, que en la actualidad es el grupo 18 de los gases nobles.

El **objetivo** de esta tarea es **diseñar y llevar a cabo una línea del tiempo** en la que se puedan observar las fechas en las que han tenido lugar los principales descubrimientos que han ocasionado los diferentes modelos atómicos también fechados. Asimismo, aparecerán las fechas de los descubrimientos de los elementos químicos a través de la historia.

### Análisis e investigación

- 1 Para llevar a cabo esta investigación, conviene distribuir la tarea entre varios grupos de dos o tres personas, cuidando que no se solape la investigación de cada grupo.
- 2 Tomad nota de todas las fechas que aparecen en el texto y ampliad esta información con las fechas de los modelos atómicos más actuales, de los descubrimientos relacionados con la radiactividad y sus aplicaciones, así como las fechas de identificación de elementos químicos a lo largo de la historia.
- 3 Diseñad un modelo de ficha para la recogida de datos y que la información quede ordenada de manera homogénea sobre cada suceso histórico que encontréis.
- 4 Tened presente que conviene destacar, en la línea del tiempo, alguna circunstancia histórica relevante que sirva de referencia para contextualizar la época en la que se han ido desarrollando los descubrimientos.

### Elaboración y construcción

- 5 Consultad en Internet sobre diferentes modelos de líneas del tiempo y seleccionad uno o diseñad vuestro propio modelo.

A la hora de elegir el modelo de línea del tiempo tened en cuenta el lugar donde vais a exponerla para ajustar sus dimensiones. Si es posible, acompañad la información con alguna ilustración.

- 6 Como se trata de ordenar los hechos y contextualizarlos en la historia, se pueden utilizar diferentes plantillas o herramientas digitales que existen disponibles en la red para crear las líneas del tiempo.
- 7 Haced un reportaje (fotográfico o de vídeo) de los momentos más importantes durante la ejecución de la tarea.

### Comunicación

- 8 Exponed la línea del tiempo realizada en el aula o en el lugar expositivo del centro educativo.
- 9 Explicad a los compañeros y compañeras de otros cursos el significado de esta línea del tiempo y cómo ha sido el proceso de realización de esta tarea. Para ello puede servir como apoyo el reportaje realizado.
- 10 Publicad vuestros trabajos en la revista digital del centro, en el blog de la asignatura o en la página web del departamento de Física y Química, de modo que las podáis comentar con la comunidad educativa.