



Física y Química

SERIE **INVESTIGA**

El libro Física y Química 4, para cuarto curso de ESO, es una obra colectiva concebida, diseñada y creada en el Departamento de Ediciones Educativas de Santillana Educación, S. L., dirigido por **Teresa Grence Ruiz**.

En su elaboración ha participado el siguiente equipo:

M.^a del Carmen Vidal Fernández

David Sánchez Gómez

José Luis de Luis García

EDICIÓN

Bárbara Braña Borja

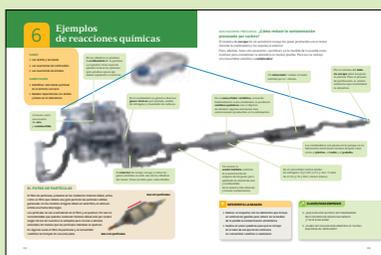
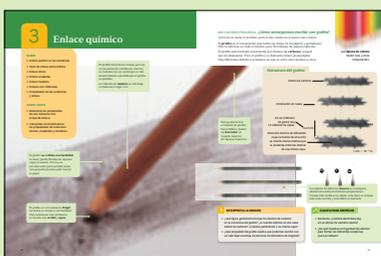
EDITOR EJECUTIVO

David Sánchez Gómez

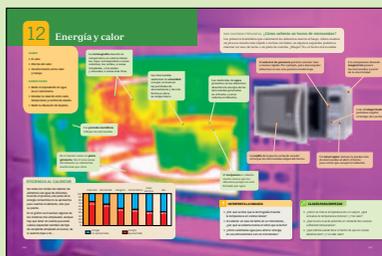
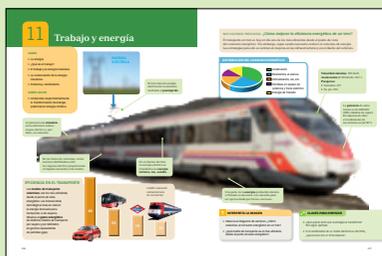
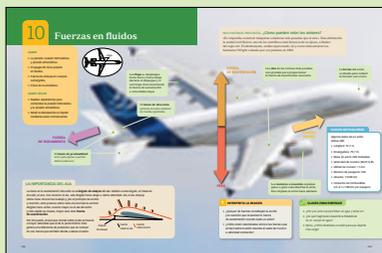
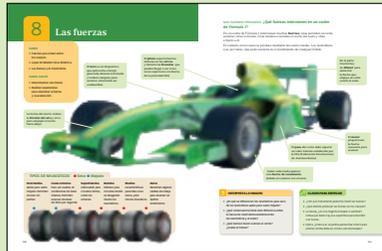
DIRECCIÓN DEL PROYECTO

Antonio Brandi Fernández

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



1. Magnitudes y unidades	6
1. La investigación científica	10
2. Las magnitudes	13
3. La medida y su error	15
4. El análisis de datos	17
INVESTIGA. Relación entre la concentración de una disolución y su densidad	24
2. Átomos y sistema periódico	26
1. Las partículas del átomo	29
2. Modelos atómicos	31
3. Distribución de los electrones en un átomo	36
4. El sistema periódico de los elementos	38
5. Propiedades periódicas de los elementos	40
INVESTIGA. Propiedades de los metales	48
3. Enlace químico	50
1. Enlace químico en las sustancias	53
2. Tipos de enlace entre átomos	54
3. Enlace iónico	54
4. Enlace covalente	56
5. Enlace metálico	58
6. Enlaces con moléculas	59
7. Propiedades de las sustancias y enlace	62
INVESTIGA. Propiedades de las sustancias y enlace	68
4. Química del carbono	70
1. Los compuestos de carbono	73
2. Los hidrocarburos	76
3. Compuestos oxigenados	80
4. Compuestos nitrogenados	82
5. Compuestos orgánicos de interés biológico	83
INVESTIGA. Fabricación de un fármaco	90
5. Reacciones químicas	92
1. La reacción química: cómo se produce	95
2. La energía de las reacciones químicas	97
3. La velocidad de las reacciones químicas	98
4. Medida de la cantidad de sustancia. El mol	99
5. Cálculos en las reacciones químicas	102
INVESTIGA. Ley de la conservación de la masa	110
6. Ejemplos de reacciones químicas	112
1. Los ácidos y las bases	116
2. Las reacciones de combustión	122
3. Las reacciones de síntesis	124
INVESTIGA. Valoración de un antiácido	132



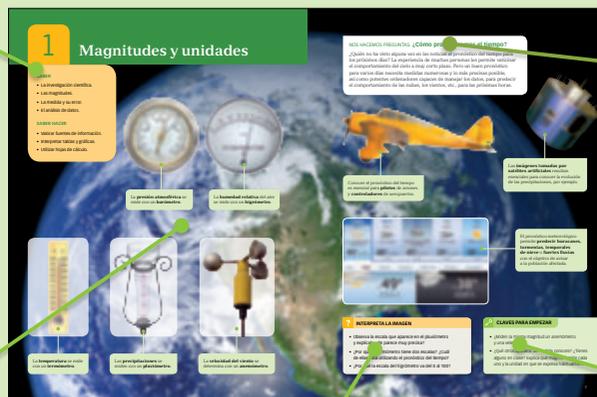
7. El movimiento	134
1. Magnitudes que describen el movimiento	137
2. La velocidad	139
3. Movimiento rectilíneo y uniforme (MRU)	140
4. La aceleración	145
5. Movimiento rectilíneo uniformemente acelerado (MRUA)	146
6. Movimiento circular uniforme (MCU)	150
INVESTIGA. Medir la velocidad instantánea en un MRUA	158
8. Las fuerzas	160
1. Fuerzas que actúan sobre los cuerpos	164
2. Leyes de Newton de la dinámica	168
3. Las fuerzas y el movimiento	172
INVESTIGA. El principio fundamental de la dinámica	180
9. Fuerzas gravitatorias	182
1. La fuerza gravitatoria	186
2. El peso y la aceleración de la gravedad	189
3. Movimiento de planetas y satélites	190
INVESTIGA. La fuerza centrípeta	200
10. Fuerzas en fluidos	202
1. La presión	205
2. La presión hidrostática	207
3. La presión atmosférica	208
4. Propagación de la presión en fluidos	212
5. Fuerza de empuje en cuerpos sumergidos	213
6. Física de la atmósfera	216
INVESTIGA. El principio de Arquímedes	224
11. Trabajo y energía	226
1. La energía	229
2. ¿Qué es el trabajo?	230
3. El trabajo y la energía mecánica	232
4. La conservación de la energía mecánica	234
5. Potencia y rendimiento	236
INVESTIGA. La conservación de la energía mecánica	244
12. Energía y calor	246
1. El calor	249
2. Efectos del calor	250
3. Transformación entre calor y trabajo	256
INVESTIGA. Medida del calor específico de un metal	264
Anexos	267
1. Formulación inorgánica	268
2. Formulación orgánica	278
3. Sistema periódico de los elementos	284

Doble página de introducción a la unidad

Contenidos de la unidad.

Se incluye teoría (SABER) y técnicas o procedimientos (SABER HACER).

Ilustración. La doble página presenta de manera gráfica una aplicación de los contenidos de la unidad y que usamos prácticamente a diario.



Nos hacemos preguntas.

La introducción a cada unidad se presenta a partir de una pregunta.

Claves para empezar.

Una o varias actividades activan los conceptos previos de los alumnos relacionados con la unidad.

Interpreta la imagen. Varias actividades sirven para afianzar los contenidos presentados gráficamente.

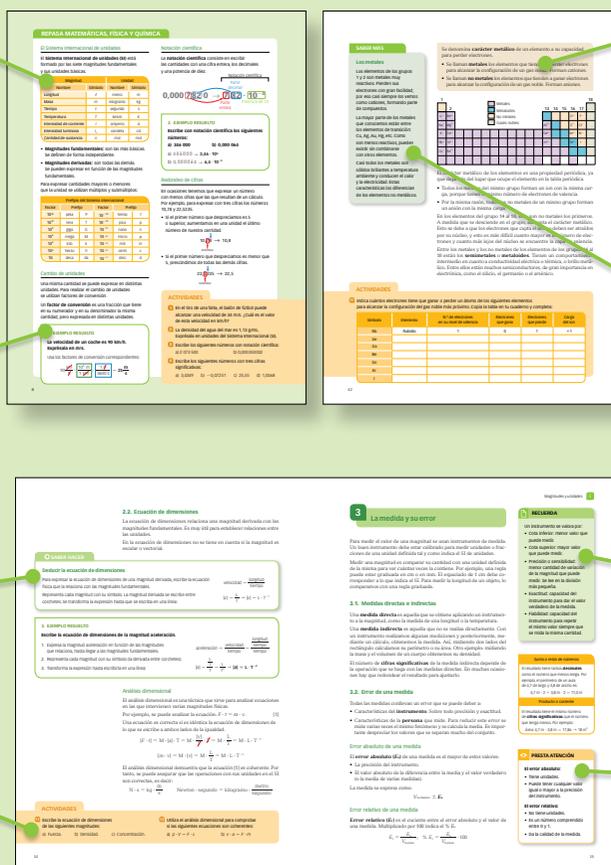
Páginas de desarrollo de los contenidos

Repaso inicial. Antes de abordar los contenidos de cada unidad se incluye un repaso de contenidos de matemáticas, física o química esencial para estudiarla con garantías.

Ejemplos resueltos. A lo largo de toda la unidad se incluyen numerosos ejemplos resueltos, numéricos o no, que ayudarán a resolver los problemas propuestos.

Saber hacer. Muestra procedimientos sencillos que deben dominarse para asimilar los contenidos de cada unidad.

Actividades. Para repasar los contenidos más relevantes.



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

Saber más. Se incluyen contenidos de especial relevancia aunque no sean que no son esenciales para el desarrollo de la unidad.

Recuerda. Aquí se incluyen contenidos de otros cursos o estudiados en unidades anteriores.

Presta atención. Recoge contenidos esenciales para el estudio de la unidad.

Páginas con actividades finales

Repasa lo esencial. Recoge actividades que afianzarán los contenidos esenciales de cada unidad.

REPASA LO ESENCIAL

1. ¿Qué es una función? ¿Cuáles son las representaciones gráficas de una función? ¿Cómo se relacionan entre ellas?
2. ¿Qué es una función lineal? ¿Cómo se representa gráficamente?
3. ¿Qué es una función cuadrática? ¿Cómo se representa gráficamente?
4. ¿Qué es una función racional? ¿Cómo se representa gráficamente?

ACTIVIDADES FINALES

Práctica

1. El precio de un producto depende de la cantidad que se compra. ¿Qué tipo de función es?

2. El tiempo que tarda en recorrer una distancia depende de la velocidad. ¿Qué tipo de función es?

3. El área de un triángulo depende de su base y su altura. ¿Qué tipo de función es?

Nivel de dificultad. La dificultad de cada actividad se registra de manera gráfica:

- Fácil
- Media
- Difícil

Practica. Se incluyen cuestiones teóricas y problemas numéricos de los diferentes apartados de la unidad.

ACTIVIDADES FINALES

Práctica

Problema	Tipo	Dificultad
1	Problema	Fácil
2	Problema	Media
3	Problema	Difícil

1. El precio de un producto depende de la cantidad que se compra. ¿Qué tipo de función es?

2. El tiempo que tarda en recorrer una distancia depende de la velocidad. ¿Qué tipo de función es?

3. El área de un triángulo depende de su base y su altura. ¿Qué tipo de función es?

Amplía. Se recogen aquí actividades que presentan un mayor nivel de dificultad o de ampliación de la unidad.

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

Trabajo de las competencias

Competencia científica. Incluye trabajo específico de las competencias, poniendo énfasis en la competencia matemática, científica y tecnológica.

COMPETENCIA CIENTÍFICA

SABER HACER

Competencia	Tipo	Dificultad
1	Actividad	Fácil
2	Actividad	Media
3	Actividad	Difícil

1. Usa una técnica para representar datos de una tabla.

2. Muestra los datos que quieres representar y elige un tipo de gráfico que sea más adecuado para el tipo de datos que tienes.

3. Muestra los datos que quieres representar y elige un tipo de gráfico que sea más adecuado para el tipo de datos que tienes.

Formas de pensar. Se incluyen en esta página uno o varios documentos y actividades de trabajo que fomentan la reflexión del alumno, que debe interrelacionar los contenidos de la unidad con sus opiniones propias.

Tras presentar información con diferente estructura (texto, tablas, gráficos...), se incluyen actividades sobre la información presentada.

Investiga: Experiencia de laboratorio

Investiga. Paso a paso, con ilustraciones, se aplica el contenido aprendido en la unidad.

INVESTIGA

TRABAJO COOPERATIVO

Competencia	Tipo	Dificultad
1	Actividad	Fácil
2	Actividad	Media
3	Actividad	Difícil

1. Relación entre la concentración de una disolución y su densidad.

2. Relación entre la concentración de una disolución y su densidad.

3. Relación entre la concentración de una disolución y su densidad.

Competencias

A lo largo del libro, diferentes iconos señalan e identifican la competencia concreta que se trabaja en cada actividad o apartado.

- Competencia matemática, científica y tecnológica.
- Comunicación lingüística
- Competencia social y cívica
- Competencia digital
- Ciencia y expresión artística
- Aprender a aprender
- Iniciativa y emprendimiento

2

Átomos y sistema periódico

SABER

- Las partículas del átomo.
- Modelos atómicos.
- Distribución de los electrones en un átomo.
- El sistema periódico de los elementos.
- Propiedades periódicas de los elementos.

SABER HACER

- Manejar el sistema periódico.
- Analizar las propiedades de los metales en el laboratorio.



Los faros de xenón son **más luminosos** que los tradicionales halógenos. Por eso la distancia iluminada es mayor, lo que aumenta la seguridad.

La luz emitida por los faros de xenón es más **azulada** que la de los faros halógenos. Resulta más parecida a la luz solar.

La ventaja de usar xenón en los faros es su **rápida respuesta** frente a otros elementos, como el argón.

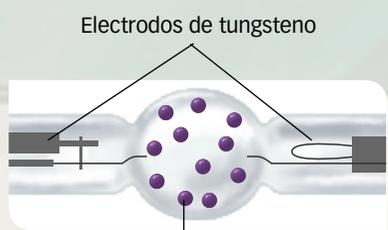
NOS HACEMOS PREGUNTAS. ¿Cómo se iluminan los faros de xenón?

El **xenón** es un elemento químico gaseoso a temperatura ambiente.

Es poco abundante: de cada 20 millones de litros de aire, uno es de xenón.

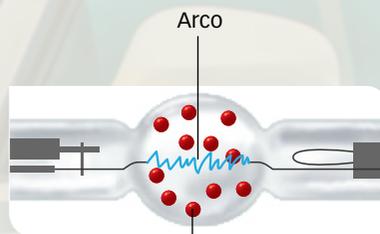
Aunque tiene diferentes aplicaciones, en los últimos años su uso se ha ampliado gracias a las lámparas de xenón empleadas en muchos automóviles, más luminosas y duraderas que las lámparas halógenas tradicionales.

1. En el interior de la lámpara hay dos electrodos de tungsteno separados, sin filamento. Entre ellos existen gases: xenón, mercurio y otros.



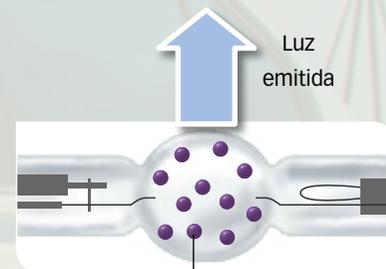
Átomos de gas sin excitar

2. Un elevado voltaje provoca un arco de descarga entre los electrodos de tungsteno. Este arco excita los átomos del gas, que absorben energía.



Átomos excitados

3. Después, los átomos vuelven de nuevo a su estado anterior y emiten esta energía en forma de luz.



Átomos sin excitar

En la actualidad se usan los faros de xenón para la **luz de cruce** (corta) y para la **luz de carretera** (larga).

? INTERPRETA LA IMAGEN

- ¿Hay filamentos de tungsteno en una lámpara de xenón? ¿Cómo se excitan los átomos de los gases en una lámpara de xenón? ¿Cómo se produce la luz en los faros de xenón?
- ¿Por qué se dice que la conducción nocturna en los coches con faros de xenón es más segura?



CLAVES PARA EMPEZAR

- ¿Qué partículas forman los átomos?
- Recuerda. ¿En qué lugar de la tabla periódica se encuentra el xenón?
- ¿Qué tipo de elemento es?

REPASA FÍSICA Y QUÍMICA

La materia y las partículas

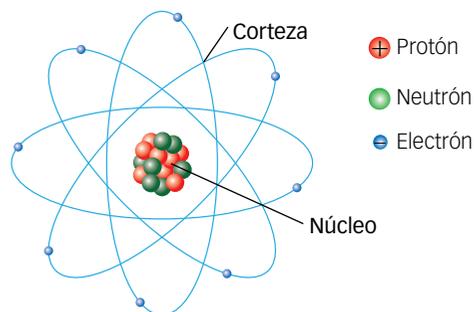
La **teoría cinética** afirma que la materia está formada por pequeñas partículas. Dependiendo de cómo sea la fuerza de unión entre ellas, la materia se puede presentar en estado sólido, líquido o gas.

El científico británico John Dalton (1766-1844) enunció la **teoría atómica**, según la cual:

- La materia está formada por partículas indivisibles, llamadas átomos.
- La materia está formada por diversos elementos químicos.
- Todos los átomos de un mismo elemento químico son idénticos.

Cómo son los átomos

Estudios realizados en el primer tercio del siglo XX permitieron conocer las partículas que forman los átomos y cómo están organizadas.



$$\frac{\text{Radio del átomo}}{\text{Radio del núcleo}} = \frac{10^{-10} \text{ m}}{10^{-14} \text{ m}} = 10^4 = 10\,000$$

El tamaño de un átomo es muy pequeño, y su núcleo, aún más. El radio del núcleo es unas diez mil veces menor que el radio del átomo.

Las partículas que forman los átomos son tan pequeñas que resulta útil expresar su masa y su carga en unidades atómicas: $1 \text{ u} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$, $1 \text{ e} = 1,66 \cdot 10^{-19} \text{ C}$.

	Protón	Electrón	Neutrón
Masa	1 u	1/1840 u	1 u
Carga	+1 e	-1 e	0

Átomos, isótopos e iones

Los átomos tienen el mismo número de protones que de electrones. Son especies neutras.

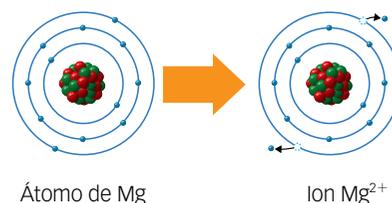
Todos los átomos de un mismo elemento tienen el mismo número de protones, pero pueden variar en el número de neutrones.

Se llaman **isótopos** los átomos del mismo elemento que varían en el número de neutrones.

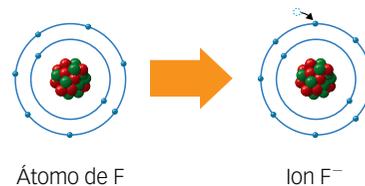
Un átomo puede ganar o perder electrones. Entonces adquiere carga eléctrica y se convierte en un **ion**.

- Un **ion positivo** procede de un átomo que ha perdido electrones.
- Un **ion negativo** procede de un átomo que ha ganado electrones.

Los electrones se sitúan en **capas**. Los electrones que un átomo gana o pierde se colocan o desaparecen de su última capa.



Si el átomo **pierde electrones**, se convierte en un ion con **carga positiva**.



Si el átomo **gana electrones**, se convierte en un ion con **carga negativa**.

Cómo se representan los átomos, isótopos e iones

Los átomos se representan con un símbolo (de una o dos letras) y dos números, A y Z.



- X, **símbolo**. Habitualmente su inicial o la inicial y otra letra.
- Z, **número atómico**. Es el número de protones.
- A, **número másico**. Es el número de protones más neutrones.

Los iones se representan como los átomos, añadiendo su carga como superíndice a la derecha: Fe^{3+} , O^{2-} .

ACTIVIDADES

1 Indica en tu cuaderno cuántos protones, neutrones y electrones tienen estas especies:

- a) ${}^{58}_{28}\text{Ni}$ b) ${}^{63}_{29}\text{Cu}$ c) ${}^{19}_9\text{F}^-$ d) ${}^{32}_{16}\text{S}^{2-}$
 e) ${}^{41}_{19}\text{K}$ f) ${}^{11}_5\text{B}$ g) ${}^{52}_{24}\text{Cr}^{3+}$ h) ${}^{40}_{20}\text{Ca}^{2+}$

1

Las partículas del átomo

En 1803, el científico británico John Dalton enunció su **teoría atómica**, según la cual la materia estaba formada por átomos, unas partículas indivisibles.

Llegó a ella tras una serie de estudios experimentales realizados con un gran rigor científico.

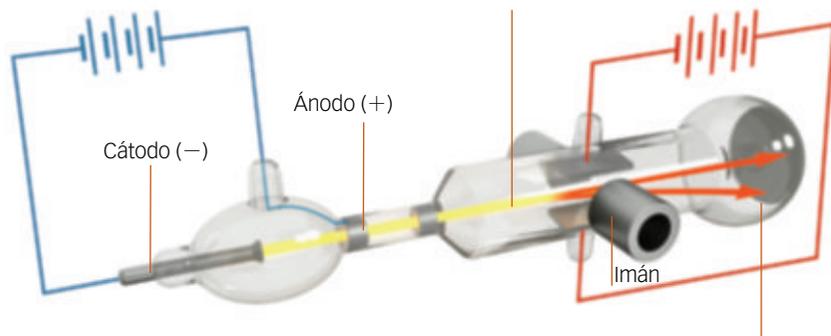
Pero a finales del siglo XIX y principios del XX, una serie de experimentos mostraron que en el interior del átomo había partículas más pequeñas. Ello obligó a revisar esta teoría atómica con el fin de idear otras que fuesen coherentes con las experiencias.

1.1. Descubrimiento del electrón

En 1897, el científico británico J. J. Thomson realizó experiencias en tubos de descarga: pequeños tubos de vidrio que contenían gas a una presión muy baja. Dentro del tubo había dos elementos metálicos conectados a los polos positivo y negativo de una batería eléctrica. Lo que sucedía en los tubos de descarga era lo siguiente:

Tubo de descarga: cuando se provocaba una descarga eléctrica entre las placas aparecía un rayo luminoso.

El haz procedente del cátodo, **rayo catódico**, se propagaba en línea recta, era capaz de mover un molinillo colocado en el camino y provocaba luminiscencia en el extremo del tubo.



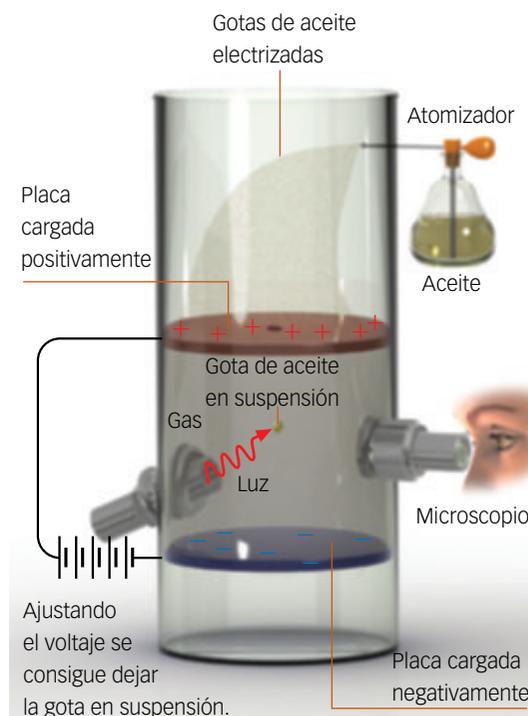
El rayo se desviaba por la acción de campos eléctricos y magnéticos. Era atraído por la placa eléctrica positiva. En consecuencia, los rayos catódicos estaban formados por **partículas con carga eléctrica negativa**.

Al analizar las partículas que formaban el rayo, Thomson observó que tenían las mismas propiedades, cualquiera que fuese el gas que estuviese introducido en el tubo. Dedujo, pues, que todos los gases contenían la misma partícula, que llamó **electrón**, y estableció que:

En el interior de todos los átomos hay una o más partículas cargadas negativamente llamadas **electrones**.

Poco después, en 1909 y 1912, el científico estadounidense Robert Millikan (1868-1953) midió la masa y la carga del electrón.

$$m_{\text{electrón}} = 9,11 \cdot 10^{-31} \text{ kg}; \quad q_{\text{electrón}} = -1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$$



En 1909, en uno de los experimentos más ingeniosos de la historia de la ciencia, **Robert Millikan y Harvey Fletcher** utilizaron gotitas de aceite en suspensión y midieron su carga. Encontraron que estas cargas para distintas gotitas eran siempre múltiplos de una carga elemental, **la carga del electrón**:

$$1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$$



RECUERDA

El **culombio (C)** es la unidad empleada en el Sistema Internacional (SI) para medir la carga eléctrica de las partículas. Es una unidad muy grande. Para sumar un culombio hay que juntar $6,24 \cdot 10^{18}$ electrones. Por eso, a escala atómica se utiliza la unidad de carga elemental (símbolo e), que equivale a la carga eléctrica de un electrón.

$$1 e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$$



RECUERDA

La IUPAC (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada) ha definido la **unidad de masa atómica, u**, y ha determinado que equivale a $1,66 \cdot 10^{-27}$ kg.

Más adelante completaremos la definición de unidad de masa atómica (u).

1.2. Descubrimiento del protón y del neutrón

La experiencia demuestra que la materia solo manifiesta sus propiedades eléctricas en determinadas condiciones (por ejemplo, después de ser frotada). Debemos pensar, por tanto, que es neutra.

Entonces, si los científicos han encontrado que en los átomos hay partículas con carga negativa, también deben alojar partículas con carga positiva. Además, cada átomo debe tener tantas cargas positivas como negativas.

En 1918, el científico británico de origen neozelandés Ernest Rutherford (1871-1937) descubrió el **protón**. El protón es una partícula que tiene la misma carga que el electrón, pero positiva, mientras que su masa es unas 1840 veces mayor que la del electrón.

$$m_{\text{protón}} = 1840 \cdot m_{\text{electrón}}$$

Finalmente, en 1931, el científico británico James Chadwick (1891-1974) descubrió que en los átomos había una tercera partícula que no tenía carga eléctrica, pero cuya masa era similar a la del protón; le llamó **neutrón**.

Así pues, las partículas fundamentales del átomo son:

	Protón	Electrón	Neutrón
Masa	$1,673 \cdot 10^{-27}$ kg	$9,11 \cdot 10^{-31}$ kg	$1,675 \cdot 10^{-27}$ kg
Carga	$+1,6 \cdot 10^{-19}$ C	$-1,6 \cdot 10^{-19}$ C	0

Como estas partículas son muy pequeñas, trabajaremos a escala atómica, una escala que utiliza una unidad de masa y de carga similares a la masa y la carga del protón. En esta escala la masa y la carga de las partículas del átomo son:

	Protón	Electrón	Neutrón
Masa	1 u	1/1840 u	1 u
Carga	+1 e	-1 e	0

Hoy día sabemos que en el átomo hay otras partículas más pequeñas, llamadas **quarks**, que forman los protones y los neutrones.

ACTIVIDADES

- Trabajando en el Sistema Internacional de unidades, ¿cuál es la masa de un átomo que tiene 3 protones, 3 electrones y 4 neutrones? ¿Y si no tuviese electrones?
- Resuelve la actividad anterior trabajando a escala atómica.
- Teniendo en cuenta las masas del protón y del electrón en kg que se leen en la tabla, comprueba que la masa del protón es unas 1840 veces mayor que la del electrón.

1. EJEMPLO RESUELTO

Calcula cuánto valen la masa del protón y la masa del electrón en unidades atómicas.

Escribe la correspondencia entre las unidades.

- Para el protón:

$$\text{Masa del protón} = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg} \cdot \frac{1 \text{ u}}{1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}} \approx 1 \text{ u}$$

- Para el electrón:

$$\text{Masa del electrón} = 9,11 \cdot 10^{-31} \text{ kg} \cdot \frac{1 \text{ u}}{1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}} = 5,49 \cdot 10^{-4} \text{ u}$$

2 Modelos atómicos

Tras conocer las características de los electrones, protones y neutrones, los científicos imaginaron modelos que explicasen cómo era el átomo.

2.1. El modelo atómico de Thomson

J. J. Thomson supuso que, dado que los protones tenían una masa mucho mayor que la de los electrones, deberían ocupar más espacio.

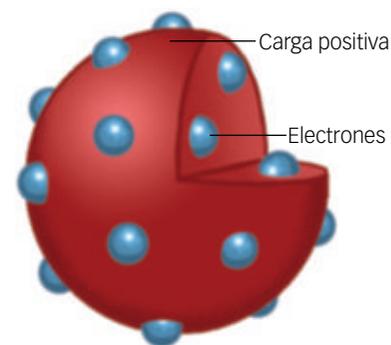
En el **modelo atómico de Thomson** el átomo era una gran masa de carga positiva (protones) e insertada en ella estaban los electrones.

El átomo es neutro; por tanto, tiene tantos protones como electrones.

2.2. La experiencia de la lámina de oro

Hans Geiger (1882-1945) y Ernest Marsden (1889-1970), colaboradores de Ernest Rutherford realizaron una experiencia aprovechando algunos descubrimientos sobre la radiactividad.

Emplearon materiales que contenían uranio y que emitían rayos alfa, formados por partículas de carga positiva, que tenían mucha energía.

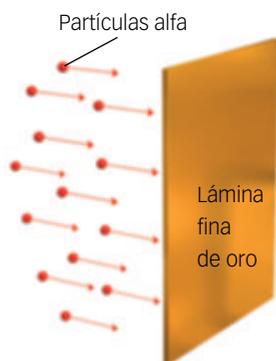


Esquema del modelo atómico de Thomson. En color rojo se representa la carga positiva, y en azul, la carga negativa.

A este modelo se le llamó el **puddín de pasas**; la masa está formada por los protones, y las pasas serían los electrones.

1. Planteamiento de la experiencia

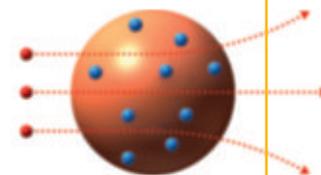
Se utilizó una **lámina de oro muy fina** (espesor de pocos átomos) y se lanzó contra ella un haz de **partículas alfa** (de carga positiva).



2. ¿Qué esperaban encontrar?

Si el modelo de Thomson era cierto, como los protones tienen una masa grande, su carga estaría muy distribuida. El chorro de partículas alfa (carga positiva muy concentrada) llegando a gran velocidad a la lámina de oro, la atravesaría sin dificultad.

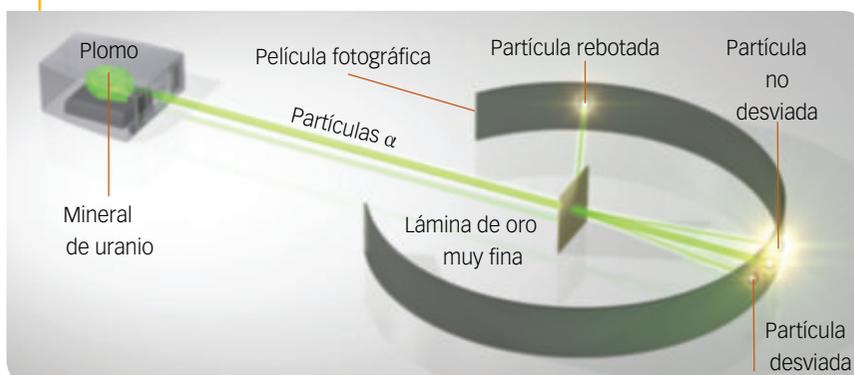
Sería como lanzar bolas de papel de seda comprimido contra un folio de papel de seda.



3. ¿Cómo lo llevaron a cabo?

En un bloque de plomo similar al del dibujo se colocó material radiactivo (uranio) que producía rayos alfa. Los rayos que salían en la dirección del orificio llegaban directamente a la lámina de oro.

Para conocer la trayectoria que seguían las partículas alfa después de chocar con la lámina de oro se rodeó esta con una película fotográfica.



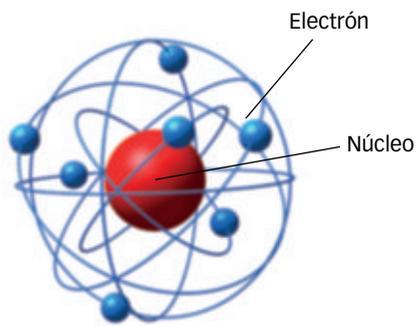
4. ¿Qué se encontró?

- La mayoría de las partículas alfa atravesaban la lámina sin desviarse.
- Una pequeña proporción de partículas atravesaba la lámina y sufrían una pequeña desviación.
- Una de cada 10000 partículas alfa rebotaba y volvía hacia atrás.

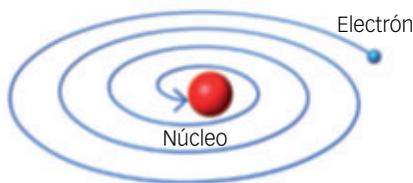
? INTERPRETA LA IMAGEN

- Imagina que al lanzar las bolitas de papel de seda muy comprimido contra el pliegue de papel de seda algunas salen rebotadas. ¿Contra qué crees que chocan esas bolitas?

2.3. El modelo atómico de Rutherford



Representación del átomo según Rutherford. Los electrones giran alrededor del núcleo describiendo órbitas circulares, de forma similar al movimiento de los planetas alrededor del Sol.



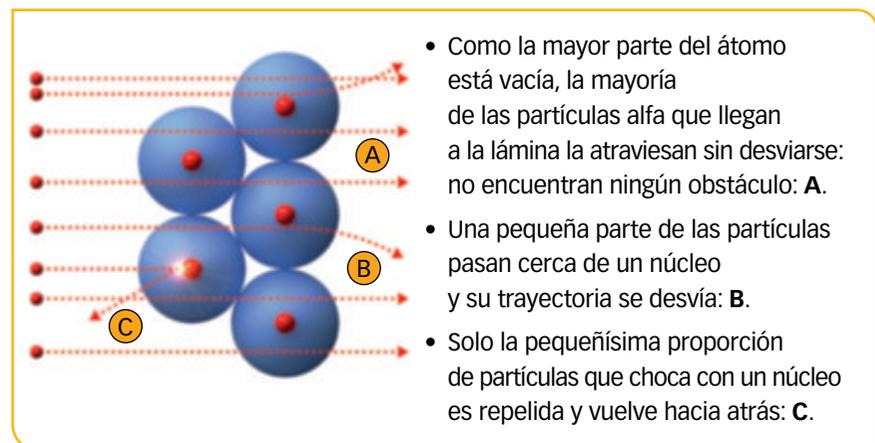
Si el electrón girase alrededor del núcleo como un planeta alrededor del Sol, **emitiría energía**. Esto le llevaría a describir una espiral que finalizaría con el electrón cayendo en el núcleo.

El resultado de la experiencia de la lámina de oro sorprendió a los científicos, que no se podían explicar que algunas partículas alfa salieran rebotadas. Rutherford dijo que era «como si al disparar una bala contra un papel de fumar, en lugar de atravesarlo, saliese rebotada».

Para Rutherford este hecho solo se podía explicar si la carga positiva del átomo estaba concentrada en una zona muy pequeña, en lugar de encontrarse muy distribuida. Así, cuando las partículas alfa chocaban contra esa zona, la repulsión entre cargas del mismo tipo hacía que saliesen rebotadas. Como consecuencia, ideó el siguiente modelo:

En el **modelo de Rutherford** el átomo está formado por un núcleo muy pequeño donde están los protones y los neutrones. Ahí está concentrada toda su carga positiva y casi toda su masa; los electrones giran alrededor del núcleo formando la corteza.

El modelo de Rutherford explica la experiencia de la lámina de oro.

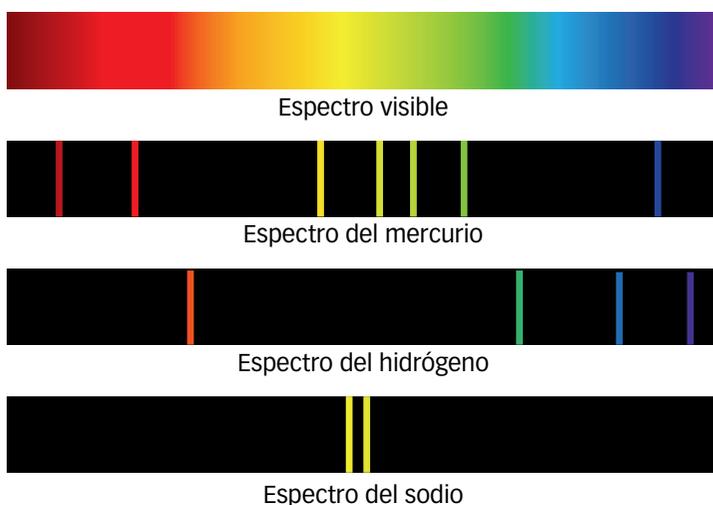


Hechos que no explica el átomo de Rutherford

El modelo atómico de Rutherford, que explicaba tan bien la experiencia de la lámina de oro, no podía explicar otros hechos experimentales:

- **La estabilidad del átomo.** Cuando una partícula cargada gira, emite energía. En su movimiento alrededor del núcleo el electrón debería perder energía continuamente, por lo que acabaría cayendo sobre el núcleo y el átomo se destruiría.
- **El espectro de los átomos.** Cuando se calientan los átomos hasta una temperatura muy alta o se les somete a una descarga eléctrica, emiten energía de unos valores concretos. El hecho podría indicar que los electrones de un átomo solo pueden emitir radiación de determinada energía.

El espectro de los átomos de cada elemento muestra las radiaciones que puede emitir. En la imagen se comparan con las radiaciones que forman la luz visible.



2.4. El modelo atómico de Bohr

En 1913, el físico danés Niels Bohr (1885-1962) ideó un nuevo modelo atómico que permitió explicar por qué los átomos eran estables y por qué se producían los espectros atómicos observados.

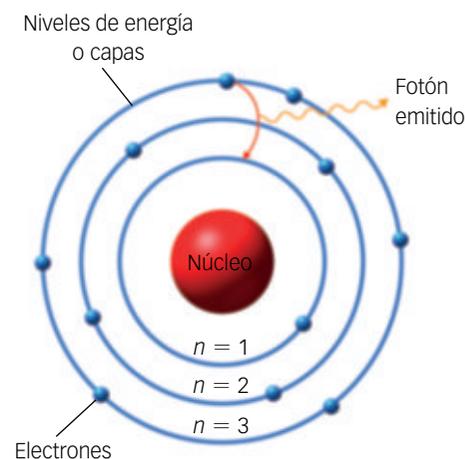
Para llegar a este modelo, Bohr tuvo que suponer que los átomos se comportaban de manera distinta a las partículas eléctricas macroscópicas, una idea que sería la base de la mecánica cuántica.

En el **modelo atómico de Bohr**:

- El átomo está formado por un núcleo, donde están los protones y neutrones, y una corteza donde se encuentran los electrones.
- Los electrones solo se pueden mover en determinadas órbitas. En ellas, aunque gire, el electrón no emite energía. En cada órbita el electrón tiene cierta energía que es menor cuanto más cerca está del núcleo.
- Cuando el electrón pasa de una órbita a otra, absorbe o emite la energía que observamos en los espectros atómicos.

El modelo de Bohr se conoce como el **modelo de capas** porque supone que los electrones de un átomo se organizan en capas o niveles, y en cada capa tienen cierta energía.

Cuando calentamos los átomos o los sometemos a una descarga eléctrica, los electrones adquieren energía y pueden pasar a órbitas más externas. Y en poco tiempo volverán a órbitas más internas emitiendo energía.



Átomo de Bohr. Cuando un electrón pasa de una capa más exterior a otra más cercana al núcleo, emite un fotón de energía.

Los fotones forman las radiaciones que se registran en los espectros.

ACTIVIDADES

5 Completa las frases en tu cuaderno.

Modelo atómico de Dalton

- La materia está formada por _____, que son partículas indivisibles e _____.
- Las experiencias en tubos de descarga demostraron que en los átomos había _____ y _____.

Modelo atómico de Thomson

- El átomo era como una gran masa de carga _____ (protones) e insertada en ella debían estar los _____. El átomo es _____, por tanto, el número de protones coincide con el número de _____.
- La experiencia de la _____ oro se hizo para comprobar si el modelo de _____ era cierto. En la experiencia se bombardeaba una finísima lámina de oro con _____, unas partículas radiactivas muy energéticas, con carga _____. Se esperaba que _____ las partículas atravesaran la lámina de oro. Se encontró que algunas partículas _____ hacia atrás.

Modelo atómico de Rutherford

- El átomo está formado por un _____ muy pequeño. En el núcleo, donde están los _____ y los _____, está concentrada toda la carga positiva y casi toda la masa del átomo. La _____ la forman los electrones que giran alrededor del _____.
- El modelo de Rutherford no explica que los _____ puedan girar alrededor del _____ sin perder _____, lo que les llevaría a describir una _____ que acabaría en el _____.

Modelo atómico de Bohr

- El átomo tiene un _____ y una _____ como indicaba el modelo de _____. Los _____ solo pueden girar en determinadas _____, en las cuales no _____ energía. El electrón solo puede pasar de una _____ permitida a otra ganando o perdiendo energía.
- El modelo de Bohr también se conoce como modelo de _____ porque los electrones se colocan en _____ alrededor del _____.

2.5. El modelo atómico actual

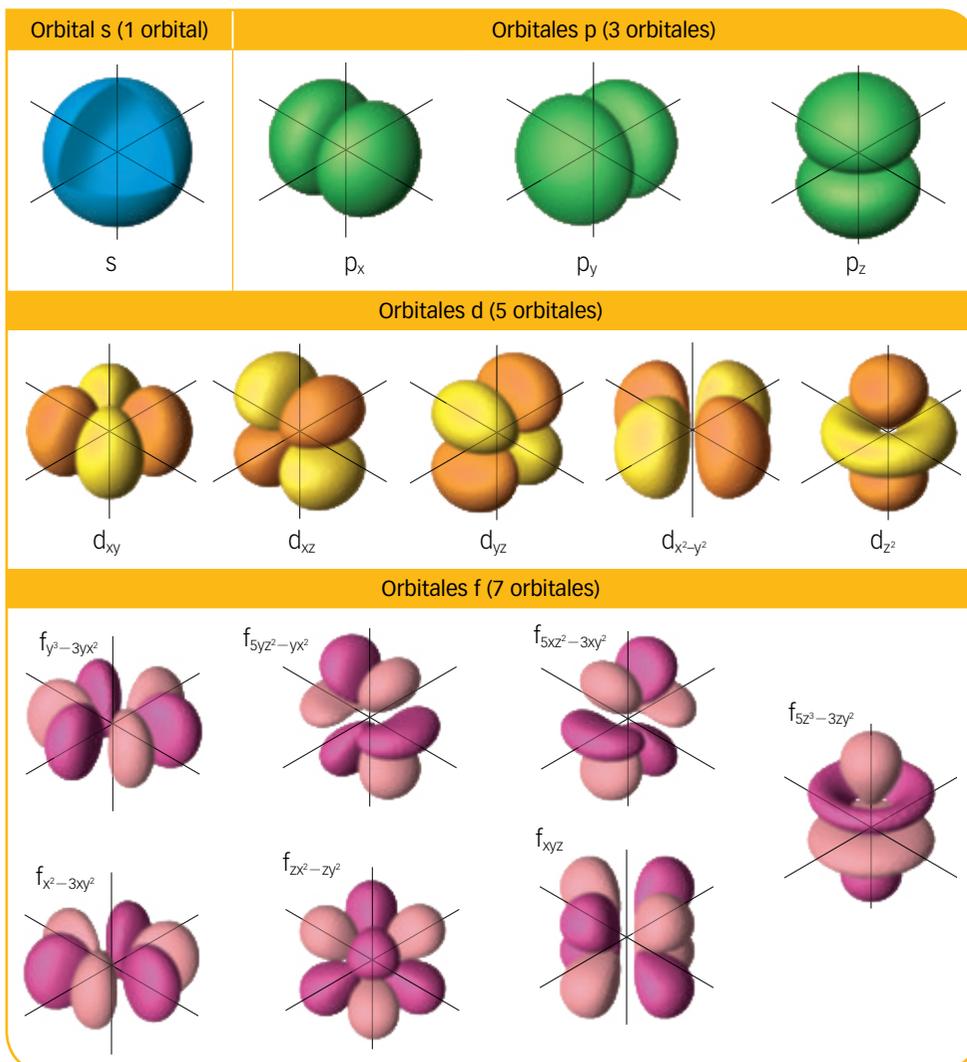
Al estudiar el espectro de muchos átomos diferentes se encontró que había más rayas de las que se podían explicar con el modelo atómico de Bohr.

La existencia de más rayas quería decir que los electrones del átomo se podían encontrar en muchos niveles de energía diferentes.

Aplicando al átomo los principios de la mecánica cuántica, el científico austriaco Erwin Schrödinger (1887-1961) dedujo que en cada capa o nivel de energía de la corteza del átomo había varios subniveles. Llegó a determinar cuántos subniveles había en cada capa y cómo estaban distribuidos los electrones en cada uno de ellos.

Los orbitales atómicos

Si pudiésemos fotografiar las posiciones que ocupa el electrón en su movimiento alrededor del núcleo, tendríamos una nube de puntos que sería más densa en las zonas en las que es más probable encontrar al electrón. Schrödinger encontró la función matemática que permite conocer la posición de cada uno de los electrones de un átomo. Su representación gráfica muestra la zona en la que se encuentra el electrón con más probabilidad.



Se llama **orbital** a la región del espacio en la que existe una probabilidad elevada (superior al 90%) de encontrar al electrón.

Se encontró que los orbitales podían tener distinta forma y tamaño dependiendo de la capa de la corteza que se considere. En una capa puede haber varios orbitales de la misma forma (o muy parecida) con distinta orientación. Se dice que son orbitales del mismo tipo.

Cada tipo de orbital se designa con una letra y, si hay varios, se diferencian con un subíndice relacionado con su orientación espacial.

Observa en la tabla la forma de algunos orbitales.

Localización de los orbitales

Los estudios de Schrödinger permitieron conocer qué orbitales hay en cada capa de la corteza del átomo:

- Capa 1. Solo orbital s.
- Capa 2. Orbitales s y p.
- Capa 3. Orbitales s, p y d.
- Capa 4 y siguientes. Orbitales s, p, d y f.

Para designar un orbital se indica el número de la capa y la letra del tipo, por ejemplo, 2s, 5p, etc.

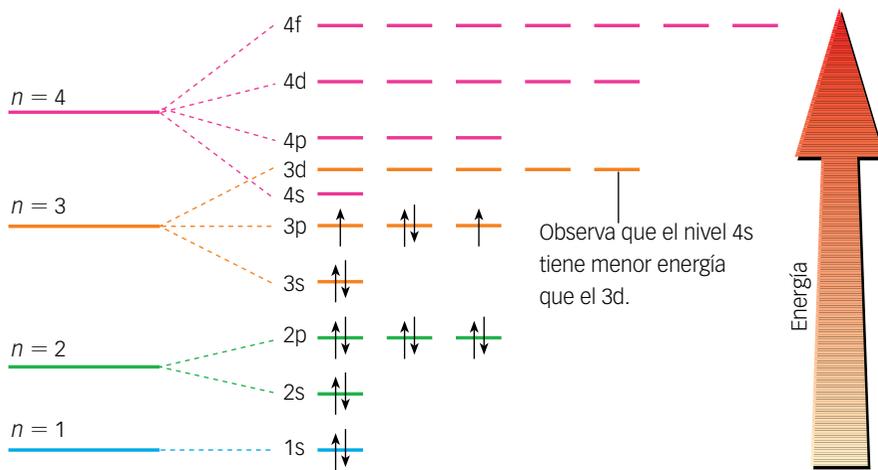
Los orbitales del mismo tipo tienen la misma forma, aunque su tamaño es mayor cuanto mayor sea el número de la capa. Así, los orbitales 2s y 5s son esféricos, aunque el 5s es de mayor tamaño.

La energía de los orbitales

En general, la energía de los orbitales depende de la capa. En algunos casos se producen alteraciones debidas a las interacciones entre los electrones. No obstante, se puede conocer el orden de energía.

El diagrama de Moeller es una regla nemotécnica que permite recordar este orden. En el recuadro del margen se muestra cómo se puede utilizar.

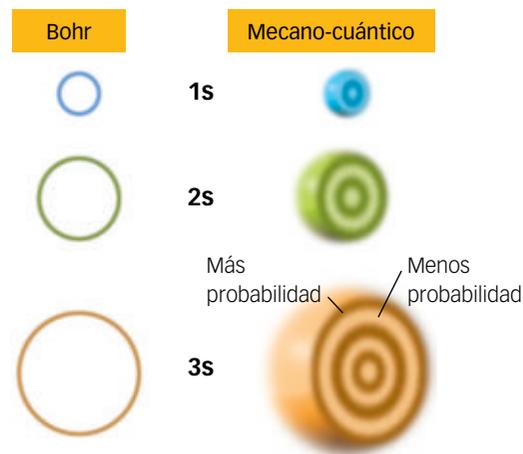
Todos los orbitales del mismo tipo que están en la misma capa tienen la misma energía, salvo que el átomo esté en un campo magnético. Si consideramos que cada capa se corresponde con un nivel de energía, cada tipo de orbitales será un subnivel.



Orden de energía de los orbitales que están en los cuatro primeros niveles. Las flechas negras representan los electrones que puede haber en cada orbital. Observa que se cumplen las reglas de llenado.

ACTIVIDADES

- De los siguientes orbitales, indica cuáles tienen la misma forma:
 - 1s • 4f • 2p • 5s • 3s • 5p • 3d • 5d
- Un átomo tiene electrones hasta completar todos los orbitales 5p. Escribe en tu cuaderno todos los orbitales donde hay electrones.

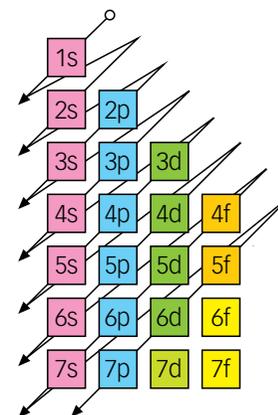


Comparación entre la **órbita** que describiría un electrón, según el modelo de Bohr, y el **orbital**, según el modelo mecano-cuántico.

El límite de la órbita coincide con la zona de mayor probabilidad de encontrar el electrón, pero el electrón también pasa por otros puntos.

PRESTA ATENCIÓN

Orden de energía de los orbitales: diagrama de Moeller



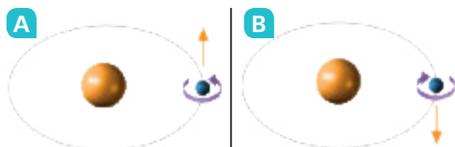
Para recordar este orden se aplica la regla de las diagonales o diagrama de **Moeller**. En él se representan los tipos de orbitales, es decir, cuando se escribe **2p**, se están representando los tres orbitales **2p**; si se escribe **3d**, se están representando los cinco orbitales **3d**; y si se escribe **4f**, se están representando los siete orbitales **4f**.

3

Distribución de los electrones en un átomo

PRESTA ATENCIÓN

El giro de los electrones



Además de girar alrededor del núcleo, los electrones giran en torno a sí mismos. El giro de un electrón sobre sí mismo puede ser en un sentido o en el contrario.



Configuración electrónica del **aluminio**.



Configuración electrónica del **silicio**.



Configuración electrónica del **fósforo**.

Subnivel	N.º de electrones
s	2
p	6
d	10
f	14

Número de electrones que caben en cada subnivel.

En su movimiento alrededor del núcleo del átomo, los electrones ocupan diversas posiciones de su orbital. Podemos considerar que cada electrón tiene, además, un movimiento de giro alrededor de sí mismo que denominamos **espín**. Este giro puede ser en un sentido o en el contrario.

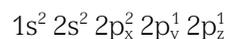
3.1. Configuración electrónica

Se llama **configuración electrónica** de un átomo al modo en que están distribuidos los electrones alrededor del núcleo de ese átomo.

Para obtener la configuración electrónica de un átomo hay que seguir estos principios:

1. En cada orbital solo puede haber, como mucho, **dos electrones**, que tienen espines opuestos.
2. Los electrones se van colocando en el átomo ocupando el orbital de **menor energía** que esté vacante.
3. Cuando se llenan orbitales de la misma energía (3 orbitales p, 5 orbitales d o 7 orbitales f), primero se coloca un electrón en cada uno de los orbitales y, cuando todos tienen uno, se coloca el segundo electrón. El objetivo es que exista el mayor número de **electrones con el mismo espín**, pues esta es la configuración más estable.

Por ejemplo, el átomo de oxígeno tiene ocho electrones, y su configuración electrónica es:



La configuración electrónica también se puede representar mediante cajas y flechas. Cada caja indica un orbital, y la flecha representa el espín del electrón. Hacia arriba en un sentido y hacia abajo en el otro.

3.2. Electrones de valencia

Los electrones más importantes de un átomo son los que se sitúan en su última capa. Se les llama **electrones de valencia**, y son los que determinan el comportamiento químico de los átomos.

Elemento	Z	Configuración electrónica	Capa de valencia
O	8	$1s^2 2s^2 2p^4$	$2s^2 2p^4$
He	2	$1s^2$	$1s^2$
Ne	10	$1s^2 2s^2 2p^6$	$2s^2 2p^6$
Kr	36	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$	$4s^2 4p^6$

Cuando un átomo tiene completos los orbitales s y p de la última capa, se dice que tiene la capa completa. Esto le sucede a los gases nobles, cuya configuración en la capa de valencia es $s^2 p^6$, a excepción del helio, cuya configuración electrónica es $1s^2$ porque solo tiene 2 electrones.

Un átomo que tenga algún electrón más que un átomo de un gas noble lo colocará en la capa siguiente.

3.3. La configuración electrónica y la tabla periódica

En cursos anteriores vimos que los elementos químicos se representan en una tabla denominada **tabla periódica** o **sistema periódico**. La localización de un elemento en una de las casillas de la tabla depende de su configuración electrónica, especialmente de la capa de valencia.

2. EJEMPLO RESUELTO

Busca en una tabla periódica el número atómico de los siguientes elementos químicos y escribe su configuración electrónica. Tienes una tabla en las páginas siguientes o al final del libro.

- H • B • F • Ca • Ni • Br • Mo • Cs • Sm • W • Tl • Th • Rf • Cn
- He • C • Ne • Sc • Zn • Kr • Ru • Ba • Ho • Os • Rn • Pu • Sg • Fl
- Li • N • Na • Cr • Ga • Rb • Pd • La • Lu • Pt • Fr • Es • Hs
- Be • O • K • Fe • As • Y • Cd • Ce • Hf • Hg • Ac • Lr • Ds

Luego dibuja las casillas de una tabla periódica. En la casilla de cada elemento escribe su símbolo y la configuración electrónica a partir del inicio de su capa de valencia. Interpreta el resultado.

Elementos con orbitales s y p en la última capa.

	s ¹	s ²					s ² p ¹	s ² p ²	s ² p ³	s ² p ⁴	s ² p ⁵	s ² p ⁶
1	H 1s ¹											He 1s ²
2	Li 2s ¹	Be 2s ²				B 2s ² 2p ¹	C 2s ² 2p ²	N 2s ² 2p ³	O 2s ² 2p ⁴	F 2s ² 2p ⁵		Ne 2s ² 2p ⁶
3	Na 3s ¹											
4	K 4s ¹	Ca 4s ²				Ga 4s ² 3d ¹⁰ 4p ¹		As 4s ² 3d ¹⁰ 4p ³		Br 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁵		Kr 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶
5	Rb 5s ¹											
6	Cs 6s ¹	Ba 6s ²				Tl 6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6p ¹						Rn 6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6p ⁶
7	Fr 7s ¹							Fl 7s ² 5f ¹⁴ 6d ¹⁰ 7p ²				

Elementos de transición.

d ¹	d ²	d ³	d ⁴	d ⁵	d ⁶	d ⁷	d ⁸	d ⁹	d ¹⁰
Sc 4s ² 3d ¹			Cr 4s ² 3d ⁴		Fe 4s ² 3d ⁶		Ni 4s ² 3d ⁸		Zn 4s ² 3d ¹⁰
Y 5s ² 4d ¹			Mo 5s ² 4d ⁴		Ru 5s ² 4d ⁶		Pd 5s ² 4d ⁸		Cd 5s ² 6d ¹⁰
La 6s ² 5d ¹	Hf 6s ² 4f ¹⁴ 5d ²		W 6s ² 4f ¹⁴ 5d ⁴		Os 6s ² 4f ¹⁴ 5d ⁶		Pt 6s ² 4f ¹⁴ 5d ⁸		Hg 6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹⁰
Ac 7s ² 6d ¹	Rf 7s ² 5f ¹⁴ 6d ²		Sg 7s ² 5f ¹⁴ 6d ⁴		Hs 7s ² 5f ¹⁴ 6d ⁶		Ds 7s ² 5f ¹⁴ 6d ⁸		Cn 7s ² 5f ¹⁴ 6d ¹⁰

Lantanoides y actinoides.

f ¹	f ²	f ³	f ⁴	f ⁵	f ⁶	f ⁷	f ⁸	f ⁹	f ¹⁰	f ¹¹	f ¹²	f ¹³	f ¹⁴
				Sm 6s ² 5d ¹ 4f ⁵					Ho 6s ² 5d ¹ 4f ¹⁰				Lu 6s ² 5d ¹ 4f ¹⁴
				Pu 7s ² 6d ¹ 5f ⁵					Es 7s ² 6d ¹ 5f ¹⁰				Lr 7s ² 6d ¹ 5f ¹⁴

Interpretación:

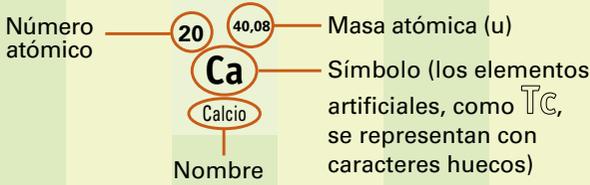
- Todos los elementos que están en la misma fila tienen la misma capa de valencia.
- Todos los elementos que están en la misma columna tienen la misma configuración en su capa de valencia.
- Los elementos de los grupos 3 al 10 están colocados a partir del periodo 4, porque los orbitales 3d empiezan a ocuparse después del 4s.
- A partir del periodo 6, en la casilla del grupo 3 hay 14 elementos adicionales, porque los orbitales 4f se ocupan después del 6s.

4 El sistema periódico de los elementos

El **sistema periódico** (o tabla periódica) es una tabla en la que se representan todos los elementos químicos conocidos colocados en orden creciente de su número atómico. Su origen se remonta a la tabla propuesta por Dmitri Mendeleiev en 1869.

* El hidrógeno, aunque esté a la izquierda del sistema periódico, no es un metal.

GRUPO	1	2	3	4	5	6	7	8
ORBITAL	s ¹	s ²	d ¹	d ²	d ³	d ⁴	d ⁵	d ⁶
PERIODO								
1	1 H* Hidrógeno 1,008							
2	3 Li Litio 6,94	4 Be Berilio 9,012						
3	11 Na Sodio 23,00	12 Mg Magnesio 24,31						
4	19 K Potasio 39,10	20 Ca Calcio 40,08	21 Sc Escandio 44,96	22 Ti Titanio 47,87	23 V Vanadio 50,94	24 Cr Cromo 52,00	25 Mn Manganeso 54,94	26 Fe Hierro 55,85
5	37 Rb Rubidio 85,47	38 Sr Estroncio 87,62	39 Y Itrio 88,91	40 Zr Circonio 91,22	41 Nb Niobio 92,91	42 Mo Molibdeno 95,95	43 Tc Tecnecio (97)	44 Ru Rutenio 101,1
6	55 Cs Cesio 132,9	56 Ba Bario 137,3	57-71 Lantanoides	72 Hf Hafnio 178,5	73 Ta Tántalo 180,9	74 W Wolframio 183,8	75 Re Renio 186,2	76 Os Osmio 190,2
7	87 Fr Francio (223)	88 Ra Radio (226)	89-103 Actinoides	104 Rf Rutherfordio (267)	105 Db Dubnio (270)	106 Sg Seaborgio (271)	107 Bh Bohrio (270)	108 Hs Hassio (277)



ACTIVIDADES

- 8 Haz la configuración electrónica de los elementos: Mg, Mn, P, Ar, Pb y U. Indica, basándote en ella, a qué grupo y periodo de la tabla periódica pertenecen.
- 9 Haz en tu cuaderno una tabla similar a esta y completa la información para los siguientes elementos:

	Grupo	Periodo	Configuración de valencia
Sr			
Ni			
S			
Xe			
Np			

	f ¹	f ²	f ³	f ⁴	f ⁵	
Lantanoides → 6	57 La Lantano 138,9	58 Ce Cerio 140,1	59 Pr Praseodimio 140,9	60 Nd Neodimio 144,2	61 Pm Prometio (145)	62 Sm Samario 150,4
Actinoides → 7	89 Ac Actinio (227)	90 Th Torio 232,0	91 Pa Protactinio 231,0	92 U Uranio 238,0	93 Np Neptunio (237)	94 Pu Plutonio (244)

En la tabla podemos diferenciar filas y columnas:

- Las filas se denominan **periodos**. Todos los elementos que están en el mismo periodo tienen el mismo número de capa de valencia. Hay 7 periodos.
- Las columnas se llaman **grupos**. Todos los elementos que están en el mismo **grupo** tienen la misma configuración electrónica en su capa de valencia. Hay 18 grupos.

Los grupos 1, 2 y 13 al 18 se llaman grupos principales.

9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
d⁷	d⁸	d⁹	d¹⁰	s²p¹	s²p²	s²p³	s²p⁴	s²p⁵	s²p⁶
									2 4,003 He Helio
				5 10,81 B Boro	6 12,01 C Carbono	7 14,01 N Nitrógeno	8 16,00 O Oxígeno	9 19,00 F Flúor	10 20,18 Ne Neón
				13 26,98 Al Aluminio	14 28,09 Si Silicio	15 30,97 P Fósforo	16 32,06 S Azufre	17 35,45 Cl Cloro	18 39,95 Ar Argón
27 58,93 Co Cobalto	28 58,69 Ni Níquel	29 63,55 Cu Cobre	30 65,38 Zn Cinc	31 69,72 Ga Galio	32 72,63 Ge Germanio	33 74,92 As Arsénico	34 78,97 Se Selenio	35 79,90 Br Bromo	36 83,80 Kr Kriptón
45 102,9 Rh Rodio	46 106,4 Pd Paladio	47 107,9 Ag Plata	48 112,4 Cd Cadmio	49 114,8 In Indio	50 118,7 Sn Estaño	51 121,8 Sb Antimonio	52 127,6 Te Teluro	53 126,9 I Yodo	54 131,3 Xe Xenón
77 192,2 Ir Iridio	78 195,1 Pt Platino	79 197,0 Au Oro	80 200,6 Hg Mercurio	81 204,4 Tl Talio	82 207,2 Pb Plomo	83 209,0 Bi Bismuto	84 (209) Po Polonio	85 (210) At Astatio	86 (222) Rn Radón
109 (276) Mt Meitnerio	110 (281) Ds Darmstadtio	111 (280) Rg Roentgenio	112 (285) Cn Copernicio	113 (285) Uut Ununtrio	114 (289) Fl Flerovio	115 (289) Uup Ununpentio	116 (293) Lv Livermorio	117 (294) Uus Ununseptio	118 (294) Uuo Ununoctio

Grupo	Nombre	Configuración de valencia
1	Metales alcalinos.	ns^1
2	Metales alcalinotérreos.	ns^2
3 al 12	Elementos de transición o elementos del bloque.	$ns^2 (n-1) d^x$ (desde d^1 hasta d^{10})
13	Grupo del boro.	$ns^2 np^1$
14	Grupo del carbono.	$ns^2 np^2$
15	Prictógenos o grupo del nitrógeno.	$ns^2 np^3$
16	Calcógenos o grupo del oxígeno.	$ns^2 np^4$
17	Halógenos o grupo del flúor.	$ns^2 np^5$
18	Gases nobles.	$ns^2 np^6$
	Elementos de transición interna o elementos del grupo f.	$ns^2 (n-2) f^x$ (desde f^1 hasta f^{14})

f⁶	f⁷	f⁸	f⁹	f¹⁰	f¹¹	f¹²	f¹³	f¹⁴
63 152,0 Eu Europio	64 157,3 Gd Gadolinio	65 158,9 Tb Terbio	66 162,5 Dy Disprobio	67 164,9 Ho Holmio	68 167,3 Er Erbio	69 168,9 Tm Tulio	70 173,0 Yb Iterbio	71 175,0 Lu Lutecio
95 (243) Am Americio	96 (247) Cm Curio	97 (247) Bk Berkelio	98 (251) Cf Californio	99 (252) Es Einstenio	100 (257) Fm Fermio	101 (258) Md Mendelevio	102 (259) No Nobelio	103 (262) Lr Lawrencio

? INTERPRETA LA IMAGEN

- ¿En qué grupo y periodo está el oro? ¿Y el hierro?
- Escribe en tu cuaderno el símbolo de dos elementos con configuración de valencia $s^2 p^5$.

5

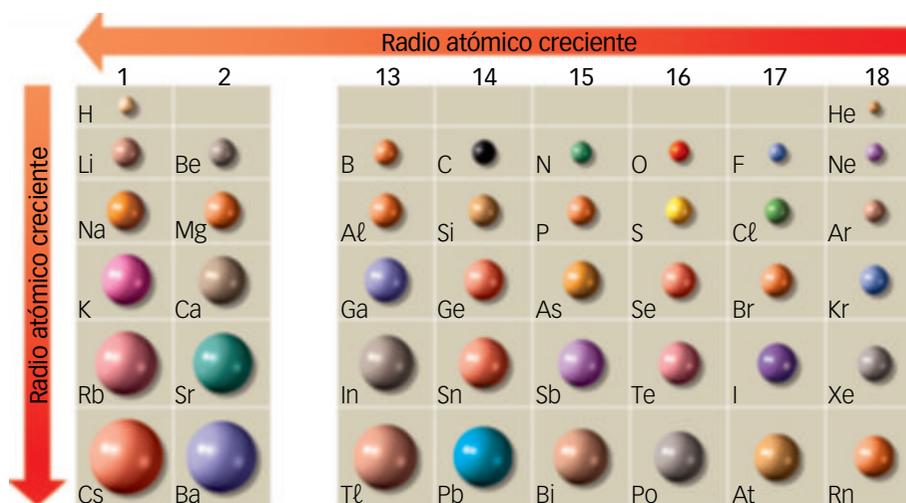
Propiedades periódicas de los elementos

La configuración electrónica de los elementos químicos determina muchas de sus propiedades.

Se llaman **propiedades periódicas** de los elementos químicos aquellas cuyo valor está relacionado con la posición que ocupa el elemento en el sistema periódico.

5.1. El tamaño de los átomos

Observa el tamaño relativo de los átomos de algunos elementos del sistema periódico:



- En cada **grupo**, el tamaño aumenta al aumentar el número atómico.
- En cada **periodo**, el tamaño disminuye al aumentar el número atómico.

3. EJEMPLO RESUELTO

Justifica por qué aumenta el tamaño de los átomos de los elementos de un grupo al aumentar el número atómico. Apóyate en la configuración electrónica de la capa de valencia de los elementos del grupo 1.

Cuando aumenta el número atómico en los elementos de un grupo, aumenta el periodo. Esto significa que sus electrones de valencia se encuentran en una capa cada vez más alejada del núcleo. Así, en el Li están en la capa 2, mientras que en el Cs están en la capa 6.

La capa de valencia determina el tamaño del átomo. Cuanto mayor sea su número, mayor es el tamaño del átomo.

Tamaño relativo	Símbolo	Z	Configuración electrónica	Configuración del nivel de valencia	Periodo
•	H	1	$1s^1$	$1s^1$	1
•	Li	3	$1s^2 2s^1$	$2s^1$	2
•	Na	11	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	$3s^1$	3
•	K	19	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	$4s^1$	4
•	Rb	37	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^1$	$5s^1$	5
•	Cs	55	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 6s^1$	$6s^1$	6

4. EJEMPLO RESUELTO

Justifica por qué disminuye el tamaño de los átomos de un periodo al aumentar el número atómico. Utiliza como ejemplo el periodo 2.

Todos los elementos del mismo periodo tienen sus electrones de valencia en la misma capa. Pero a medida que aumenta su número atómico, aumenta la carga positiva de su núcleo. Esto hace que aumente la atracción que ejerce el núcleo sobre los electrones de valencia. En consecuencia, el tamaño del átomo disminuye.

Símbolo	Elemento	Z	Configuración de la capa de valencia	Grupo
Ne	Neón	10	$2s^2 2p^6$	18
F	Flúor	9	$2s^2 2p^5$	17
O	Oxígeno	8	$2s^2 2p^4$	16
N	Nitrógeno	7	$2s^2 2p^3$	15
C	Carbono	6	$2s^2 2p^2$	14
B	Boro	5	$2s^2 2p^1$	13
Be	Berilio	4	$2s^2$	2
Li	Litio	3	$2s^1$	1

5.2. El carácter metálico

Con la excepción de los elementos del grupo 18, todos los átomos se combinan con otros átomos, de su mismo elemento o de otro. Por ello, a los elementos del grupo 18 se les llama gases nobles.

Esto nos lleva a pensar que **los átomos de los gases nobles son los más estables**. Los demás se combinan con el objetivo de alcanzar la misma estabilidad.

La estabilidad de los gases nobles se debe a que tienen estructura de capa cerrada, es decir, su configuración electrónica de valencia es $s^2 p^6$ (8 electrones), o $1s^2$ para el helio.

- Los átomos que tienen pocos electrones en su capa de valencia tienden a perderlos; así se quedan con la capa anterior completa. Al hacerlo, forman iones positivos o **cationes**. Esto sucede con los elementos de los grupos 1, 2, 13 y los metales de transición. La carga del ion coincide con el número de electrones que pierde.

Átomo	Configuración electrónica	Ion	Configuración electrónica del ion
Li	$1s^2 2s^1$	Li^+	$1s^2$
Na	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	Na^+	$1s^2 2s^2 2p^6$
Mg	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	Mg^{2+}	$1s^2 2s^2 2p^6$
Al	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	Al^{3+}	$1s^2 2s^2 2p^6$

- Los átomos que tienen más de cuatro electrones en su capa de valencia tienden a captar los que necesitan para alcanzar ocho electrones, como los gases nobles. Al hacerlo, forman iones negativos o **aniones**.

Átomo	Configuración electrónica	Ion	Configuración electrónica del ion
F	$1s^2 2s^2 2p^5$	F^-	$1s^2 2s^2 2p^6$
O	$1s^2 2s^2 2p^4$	O^{2-}	$1s^2 2s^2 2p^6$
N	$1s^2 2s^2 2p^3$	N^{3-}	$1s^2 2s^2 2p^6$

ACTIVIDADES

- 10** Ordena los siguientes elementos según el tamaño de sus átomos:

- Tl, Ga, Al, In y B.
- P, Cl, Mg, Al, Na, S.
- F, Cs, Mg, P y Ca.

SABER MÁS

Los metales

Los elementos de los grupos 1 y 2 son metales muy reactivos. Pierden sus electrones con gran facilidad; por eso casi siempre los vemos como cationes, formando parte de compuestos.

La mayor parte de los metales que conocemos están entre los elementos de transición: Cu, Ag, Au, Hg, etc. Como son menos reactivos, pueden existir sin combinarse con otros elementos.

Casi todos los metales son sólidos brillantes a temperatura ambiente y conducen el calor y la electricidad. Estas características los diferencian de los elementos no metálicos.

Se denomina **carácter metálico** de un elemento a su capacidad para perder electrones.

- Se llaman **metales** los elementos que tienden a perder electrones para alcanzar la configuración de un gas noble. Forman cationes.
- Se llaman **no metales** los elementos que tienden a ganar electrones para alcanzar la configuración de un gas noble. Forman aniones.

1	2												13	14	15	16	17	18
Li ⁺	Be ²⁺												Al ³⁺			O ²⁻	F ⁻	
Na ⁺	Mg ²⁺												Ga ³⁺			S ²⁻	Cl ⁻	
K ⁺	Ca ²⁺												In ³⁺			Se ²⁻	Br ⁻	
Rb ⁺	Sr ²⁺															Te ²⁻	I ⁻	
Cs ⁺	Ba ²⁺																	

El carácter metálico de los elementos es una propiedad periódica, ya que depende del lugar que ocupe el elemento en la tabla periódica.

- Todos los metales del mismo grupo forman un ion con la misma carga, porque tienen el mismo número de electrones de valencia.
- Por la misma razón, todos los no metales de un mismo grupo forman un anión con la misma carga.

En los elementos del grupo 14 al 18, solo son no metales los primeros. A medida que se desciende en el grupo, aumenta el carácter metálico. Esto se debe a que los electrones que capta el átomo deben ser atraídos por su núcleo, y esto es más difícil cuanto mayor es el número de electrones y cuanto más lejos del núcleo se encuentre la capa de valencia.

Entre los metales y los no metales de los elementos de los grupos 14 al 18 están los **semimetales** o **metaloides**. Tienen un comportamiento intermedio en cuanto a conductividad eléctrica o térmica, o brillo metálico. Entre ellos están muchos semiconductores, de gran importancia en electrónica, como el silicio, el germanio o el arsénico.

ACTIVIDADES

- 11 Indica cuántos electrones tiene que ganar o perder un átomo de los siguientes elementos para alcanzar la configuración del gas noble más próximo. Copia la tabla en tu cuaderno y completa:

Símbolo	Elemento	N.º de electrones en su nivel de valencia	Electrones que gana	Electrones que pierde	Carga del ion
Rb	Rubidio	1	0	1	+1
Se					
Ga					
Be					
Sn					
Kr					
I					

REPASA LO ESENCIAL

12 Copia en tu cuaderno una tabla similar a esta y completa la información sobre las distintas partículas.

	Protón	Electrón	Neutrón
Masa			
Carga			

13 Asocia en tu cuaderno cada una de las frases siguientes con el modelo atómico al que se refieren:

Modelo de Rutherford	Modelo de Bohr
Modelo mecano-cuántico	Modelo de Thomson

- a) No explica por qué los electrones no caen hacia el núcleo.
- b) Masa de carga positiva con electrones puntuales dispersos en ella.
- c) Los electrones de los átomos están distribuidos en capas.
- d) La experiencia de la lámina de oro demostró que este modelo es falso.
- e) Explica por qué los átomos producen espectros de rayas.
- f) Los electrones están en orbitales.

18 Dibuja en tu cuaderno una cuadrícula similar a esta y utilízala para realizar las actividades que se indican:

- a) Pon el número delante de cada grupo y de cada periodo.
- b) Señala las cuadrículas que corresponden a los metales alcalinos y escribe su configuración de valencia.
- c) Repite el apartado b) para los siguientes grupos de elementos: metales alcalinotérreos, gases nobles, halógenos y elementos de transición.

- g) Átomo con un núcleo muy pequeño y una corteza muy grande.
- h) Explica todas las rayas de los espectros atómicos.

14 Encuentra el fallo en la siguiente definición de orbital y corrígelo en tu cuaderno:

«Un orbital es la línea en la que gira un electrón».

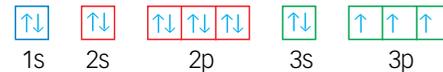
15 Copia en tu cuaderno las frases y rellena los huecos con la información adecuada para cada tipo de orbital:

Los orbitales de tipo _____ están en la capa _____ y siguientes. En cada capa hay _____ orbitales de tipo _____

A: d, f, p, s B: 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, 8

16 Dibuja en tu cuaderno la forma de los orbitales s y p.

17 A continuación se muestra la configuración electrónica del átomo de fósforo. Obsérvala e indica:



- a) ¿Qué representa la configuración electrónica de un átomo?
- b) ¿Cuáles son los tres principios que determinan la configuración electrónica de un átomo?
- c) Escribe la configuración del fósforo solo con letras y números.

ACTIVIDADES FINALES

PRACTICA

Las partículas del átomo

19 Completa la tabla en tu cuaderno.

Átomo	A	Z	Protones	Electrones	Neutrones
C	12	6			6
O	16		8		
F	19			9	

20 Indica el número de protones, neutrones y electrones que tiene cada uno de los siguientes átomos:

- a) ${}^{16}_8\text{O}$ b) ${}^{14}_7\text{N}$ c) ${}^4_2\text{He}$ d) ${}^{238}_{92}\text{U}$
 e) ${}^{14}_6\text{C}$ f) ${}^{12}_6\text{C}$ g) ${}^{37}_{17}\text{Cl}$ h) ${}^{197}_{79}\text{Au}$

Modelos atómicos

21 Repasa la experiencia de la lámina de oro y razona en tu cuaderno si de ella se deduce que:

- a) Los átomos son partículas indivisibles.
 b) Los electrones están dispuestos en capas.
 c) La mayor parte del átomo está vacío.

22 Las frases siguientes se refieren al modelo atómico de Bohr. Razona en tu cuaderno cuáles son correctas:

- a) Los protones giran alrededor del núcleo sin emitir energía.
 b) Los electrones giran a cualquier distancia del núcleo.
 c) Los electrones situados más cerca del núcleo son los que tienen más energía.

23 Las frases siguientes se refieren al modelo cuántico. Razona en tu cuaderno si son o no correctas:

- a) Cada electrón gira alrededor del núcleo describiendo una órbita.
 b) En el primer nivel no hay orbitales de tipo p.
 c) En el segundo nivel hay cinco orbitales d.
 d) Los orbitales 2p tienen mayor energía que los 3p.

24 Entre las siguientes parejas de orbitales puede haber diferencias de tamaño y forma. Señálalas en tu cuaderno.

Orbitales	Diferencia de forma	Diferencia de tamaño
2s y 3p		
2s y 5s		
3d y 4d		
2p y 3d		

25 Realiza un dibujo comparativo entre los orbitales:

- a) 1s y 2s b) 1s y 4s c) 2p y 3p d) 2s y 2p

Distribución de los electrones en un átomo

5. EJEMPLO RESUELTO

Escribe la configuración electrónica del azufre.

Busca el elemento S en la tabla periódica. $Z = 16$, lo que indica que cada átomo tiene 16 electrones. Sigue el diagrama de Moeller y coloca 2 electrones en cada orbital hasta llegar al total:



Recuerda que hay 3 orbitales 2p, por lo que en ellos caben $3 \cdot 2 = 6$ electrones.

Nivel de energía	Configuración	Interpretación
1	$1s^2$	Tiene 2 electrones en el orbital 1s.
2	$2s^2$ $2p^6$ 	Tiene 2 electrones en el orbital 2s. Tiene 2 electrones en cada uno de los 3 orbitales 2p.
3	$3s^2$ $3p^4$ 	Tiene 2 electrones en el orbital 3s. Tiene 4 electrones distribuidos en los 3 orbitales 3p. De acuerdo con la tercera regla, se introduce primero un electrón en cada orbital p y luego se van llenando.

26 Escribe la configuración electrónica de los elementos Br y Pb e interprétala.

27 ¿Por qué en la capa 4 se pueden colocar 10 electrones en orbitales d y 14 electrones en orbitales f?

6. EJEMPLO RESUELTO

Escribe la configuración electrónica de estos átomos e iones. ¿Qué tienen en común?

Átomo/ion	N.º protones	N.º electrones	Conf. electrónica
${}^{20}_{10}\text{Ne}$	10	10	$1s^2 2s^2 2p^6$
${}^{19}_9\text{F}^{-1}$	9	10	$1s^2 2s^2 2p^6$
${}^{24}_{12}\text{Mg}^{2+}$	12	10	$1s^2 2s^2 2p^6$

Todos tienen idéntico número de electrones. Llamamos **isoelectrónicas** a las especies químicas (átomos o iones) que tienen la misma configuración electrónica.

28 Completa en tu cuaderno una tabla similar a la del ejemplo anterior con la configuración electrónica de: Rb^{1+} , Cl^{1-} , Ca^{2+} y Se^{2-} . ¿Qué gas noble tiene la misma configuración que cada uno de ellos?

El sistema periódico de los elementos

29 Haz en tu cuaderno una tabla con las siguientes columnas y completa la información para los siguientes elementos: Ne, F, O, I, Be, B, Cu.

Átomo	Z	Configuración electrónica	Grupo	Periodo	Metal/no metal
Ne					

30 ¿Por qué los elementos del mismo grupo tienen propiedades químicas similares?

31 La configuración electrónica de diferentes elementos es:

- A: $1s^2 2s^1$ C: $1s^2 2s^2 2p^6$
 B: $1s^2 2s^2 2p^5$ D: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

Corrige en tu cuaderno los errores de las siguientes afirmaciones:

- a) A es un no metal del grupo 1 y periodo 2.
- b) A y D pertenecen al mismo periodo.
- c) B y C son no metales.
- d) D es un metal del grupo 3 y periodo 1.

Propiedades periódicas de los elementos

32 Ordena los átomos de menor a mayor tamaño:

- a) Cs, Li, Na. b) C, Li, Ne.
- c) P, N, As. d) Mg, Ar, Na.

33 Clasifica como metales o no metales:

- a) Sodio. b) Berilio. c) Platino.
- d) Carbono. e) Oxígeno. f) Níquel.

34 El átomo de H no es un metal a pesar de estar en el grupo 1. Escribe su configuración electrónica y explica por qué se pueden formar los iones H^+ y H^- .

7. EJEMPLO RESUELTO

Indica el elemento de mayor carácter metálico:

- a) Sodio y cesio. b) Cesio y plomo.

Las propiedades metálicas aumentan hacia la izquierda en los periodos y hacia abajo en los grupos.

- a) El sodio y el cesio pertenecen al grupo 1. Tendrá mayor carácter metálico el que esté más abajo en el grupo: el cesio.
- b) El cesio y el plomo pertenecen al mismo periodo, el sexto del sistema periódico. Por tanto, tendrá mayor carácter metálico el que se encuentre más a la izquierda en el periodo: el cesio.

35 Ordena estos elementos según su carácter metálico:

- Calcio • Plata • Litio

8. EJEMPLO RESUELTO

Indica el elemento de mayor carácter no metálico:

- a) Flúor y yodo. b) Nitrógeno y flúor.

Las propiedades no metálicas aumentan hacia la derecha en los periodos y hacia arriba en los grupos.

- a) El flúor y el yodo pertenecen al mismo grupo. Por tanto, el flúor tendrá mayor carácter no metálico al estar situado más arriba en el grupo.
- b) El flúor y el nitrógeno pertenecen al periodo 2. El flúor tendrá mayor carácter no metálico, por encontrarse más a la derecha en el periodo.

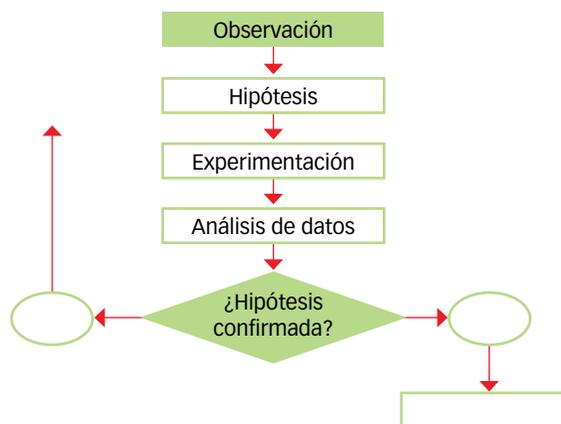
36 Ordena estos elementos según su carácter no metálico:

- Flúor • Azufre • Cloro

AMPLÍA

37 El estudio del átomo es un ejemplo de aplicación del método científico.

Centrándote en los estudios de Thomson y Rutherford, completa el esquema en tu cuaderno indicando, en cada caso, cuál fue la observación, la hipótesis, la experimentación, el análisis de los datos y en qué caso la hipótesis se confirmó o no.

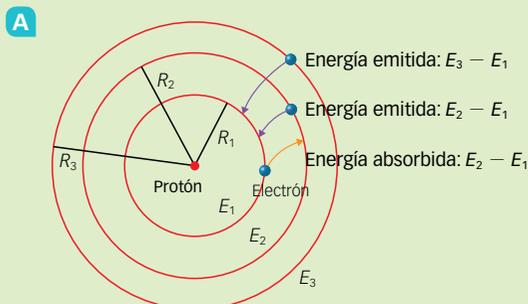


38 Ordena los elementos de cada grupo de menor a mayor actividad química:

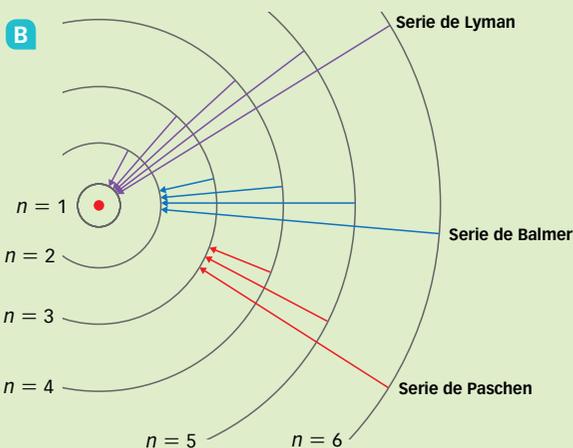
- a) Sodio, magnesio, aluminio.
- b) Flúor, cloro, bromo.
- c) Litio, potasio, cesio.
- d) Flúor, oxígeno, nitrógeno.

APLICA UNA TÉCNICA. Identificar transiciones entre niveles energéticos de un átomo

El modelo atómico de Bohr fue el primero que permitió explicar los espectros atómicos. Observa en el siguiente esquema cómo se explica la formación de líneas de emisión o de absorción en un espectro.

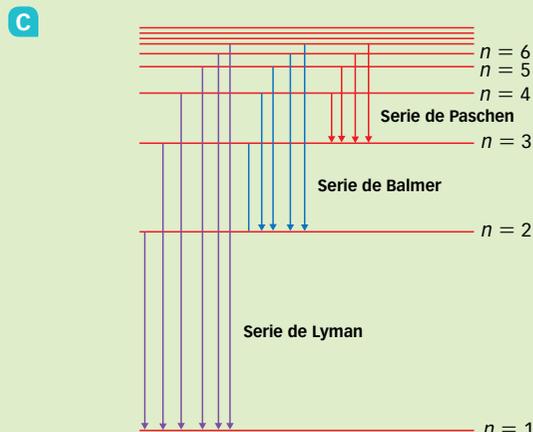


Las diferentes líneas se explican en función de la estructura de capas de los diferentes átomos.

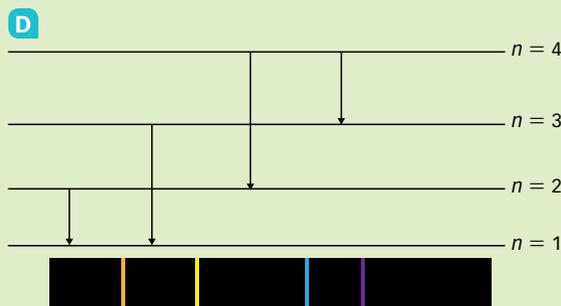


En cada átomo existen varias capas, y los electrones pueden pasar de una capa a otra emitiendo o absorbiendo energía.

Como la distancia de las diferentes capas atómicas al núcleo es distinta para sustancias diferentes, cada sustancia presentará un espectro característico.



Es decir, la distancia entre la capa 1 y 2 no es la misma para el hidrógeno que para el helio. Por eso las líneas del espectro correspondientes a esta transición para estos dos átomos estarán ubicadas en diferentes regiones del espectro.



39 En la serie de Balmer del átomo de hidrógeno, cuyas líneas se aprecian en la región visible del espectro, las líneas más energéticas se sitúan hacia la parte del azul del espectro, y las menos energéticas, hacia la parte del rojo. Identifica en el esquema de arriba la línea más energética y la menos energética de cada serie.

40 La serie de Lyman se sitúa en la región ultravioleta del espectro.

- a) ¿Qué línea quedará más cerca de la zona visible del espectro?
- b) Explica por qué.

41 Si proporcionamos a un átomo de hidrógeno energía suficiente para que los electrones de la muestra pasen de la capa 1 a la capa 4, ¿qué líneas podríamos ver cuando los electrones vuelvan al estado fundamental, la capa más interna y más cercana al núcleo?

42 ¿Qué líneas de las que aparecen en el esquema B no podríamos ver? ¿Por qué?

43 Imagina ahora que en la capa 2 existen dos subniveles con energía muy parecida. Entonces, si observamos el espectro con mucho detalle, ¿cuántas líneas podríamos observar correspondientes a la transición de la capa 2 a la capa 1? ¿Estarían próximas o alejadas entre sí en el espectro? ¿Por qué?

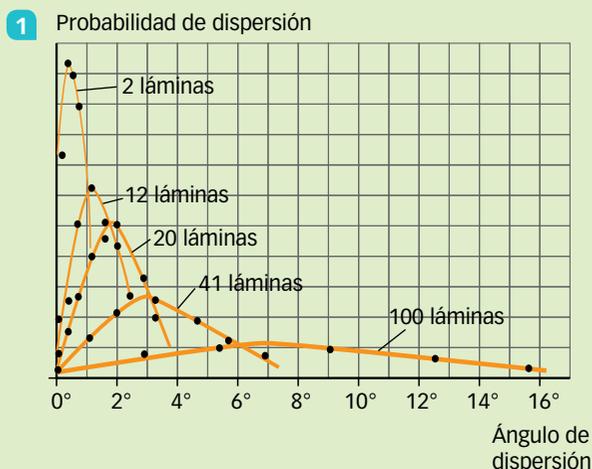
FORMAS DE PENSAR. Análisis científico. Interpretar un experimento

En experimentos anteriores se situó una fuente de partículas α (núcleos de helio) que se hicieron incidir sobre láminas de metal con el objetivo de comprobar la desviación sufrida por las partículas α .

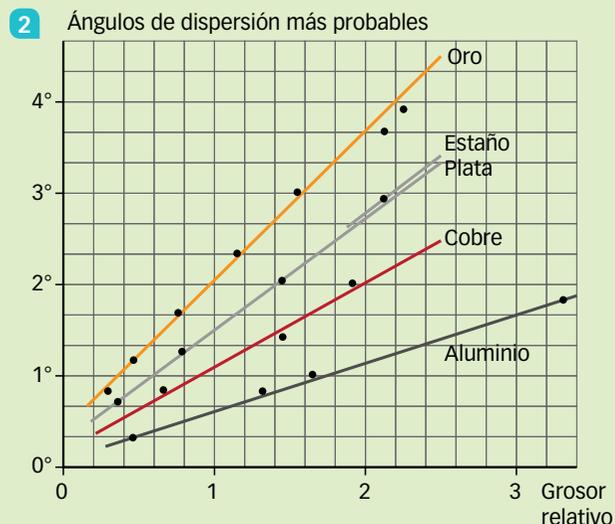
La presente investigación se llevó a cabo con el objetivo de obtener una medida cuantitativa de la dispersión determinando el ángulo de desviación más probable para una partícula α que atraviesa una determinada cantidad de materia. Los principales puntos de la investigación son los siguientes:

1. Determinar la cuantía de la dispersión producida en diferentes grosores de un mismo material.
2. Comparar la cuantía de la dispersión producida en diferentes materiales.
3. Establecer la posible relación existente entre la velocidad (energía) de las partículas α y la cuantía de la dispersión.

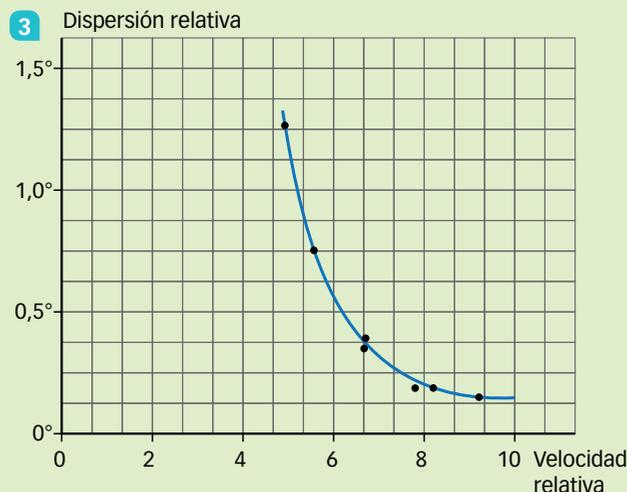
Los resultados relacionados con la dispersión empleando diferentes grosores de oro se muestran en la siguiente gráfica:



Los resultados que muestran la dispersión para diferentes materiales y grosores se muestran en la siguiente gráfica:



Los resultados que muestran la dispersión para diferentes velocidades de las partículas α incidentes se muestran en esta gráfica:



Fuente: H. Geiger, *La dispersión de partículas α por la materia*, 1910.

44 EXPRESIÓN ESCRITA. Elabora un pequeño resumen que recoja la información más importante que acabas de leer.

45 ¿Qué puedes deducir de la gráfica 1? ¿Son válidos los resultados para los otros metales citados en el artículo? Explica tu respuesta.

46 A partir de la gráfica 2, ¿puedes decir si existe alguna relación entre la cuantía de la dispersión y el número atómico del metal que actúa como blanco?

47 Imagina que se repite el experimento empleando otros metales: cromo, niobio y wolframio. ¿Qué resultados serían esperables al realizar la gráfica 2? Completa la gráfica en tu cuaderno.

48 Observa la gráfica 3 y contesta en tu cuaderno: ¿existe alguna relación entre la velocidad de las partículas α incidentes y la dispersión que sufren? Explica tu respuesta.



PROPIEDADES DE LOS METALES



El sodio, el magnesio y el aluminio son tres metales. En esta experiencia se comprueban algunas de sus propiedades y se relaciona el carácter metálico de cada uno con su posición en la tabla periódica. Se compara con el comportamiento de un no metal típico, como el azufre.

MATERIAL

- 4 vidrios de reloj.
- 5 Erlenmeyer de 100 mL (para el Na, de 250 mL).
- Gradilla con tubos de ensayo.
- Espátula y pinzas.
- Fuente de alimentación de corriente continua.
- Elementos para montar un circuito de corriente continua con bombilla (o amperímetro).
- Mechero y hornillo.
- Fenolftaleína (indicador ácido-base).
- HCl diluido (0,2 M) y concentrado (2 M).
- Sodio, magnesio, aluminio y azufre.

PRESTA ATENCIÓN

El sodio es un metal muy reactivo y su uso puede ser peligroso.

Solo se puede manejar bajo el control estricto del profesor.

A. ASPECTO FÍSICO Y CONDUCTIVIDAD ELÉCTRICA

1. Coloca una muestra de cada una de estas sustancias en un vidrio de reloj. Observa su aspecto y escribe en la tabla las características que observas. Ten en cuenta que solo puedes tocar con las manos el magnesio y el aluminio.
2. Coge un trozo grande de sodio y córtalo con un cuchillo.
3. Prepara un circuito eléctrico alimentado por corriente continua. Haz que sus extremos estén abiertos (terminados en pinzas o en banana).
4. Coloca los terminales del circuito en dos puntos de la muestra (entre los que haya continuidad de material) y comprueba si hay paso de corriente.

	Sodio	Magnesio	Aluminio	Azufre
Aspecto				
Color				
Brillo				
Maleabilidad				
Conductividad eléctrica				



Conductividad del sodio.



Conductividad del magnesio.



Conductividad del aluminio.

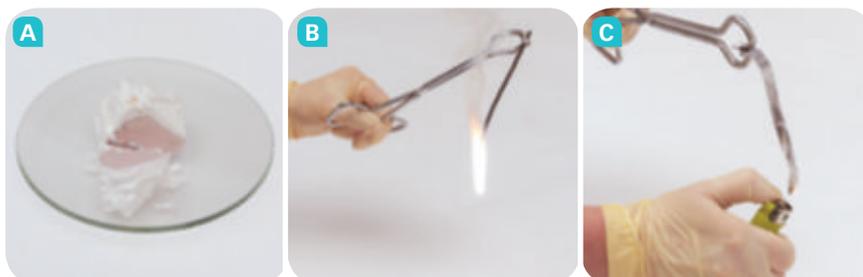


Conductividad del azufre.

B. COMPORTAMIENTO QUÍMICO

Reactividad frente al oxígeno

1. Algunos materiales se oxidan cuando están en contacto con el oxígeno del aire. Observa si se ha producido algún cambio en el aspecto de los elementos que estás manejando.
2. Toma un trozo de cinta de magnesio y sujétalo con las pinzas. Acércale un mechero y observa la llama. ¿Qué aspecto tiene la sustancia que se forma?
3. Prepara una cinta con papel de aluminio y sujétala con las pinzas. Acércale un mechero y observa lo que sucede.



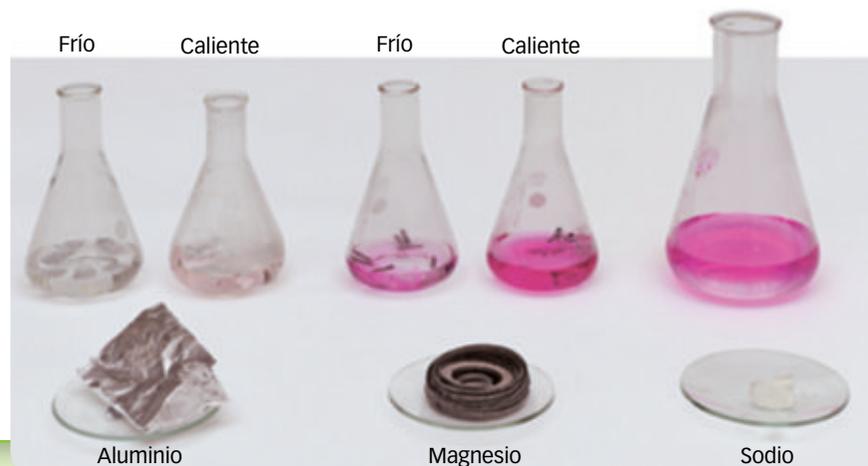
El sodio se oxida en contacto con el oxígeno del aire (A); el magnesio se oxida cuando le acercamos una llama (B); el aluminio no se oxida aunque se le acerque la llama (C).

Reactividad frente al agua

1. Toma un Erlenmeyer de 250 mL y echa unos 100 mL de agua. Deja caer en él una cantidad muy pequeña de sodio (una punta de espátula). Observa la reacción. Cuando haya finalizado, echa unas gotas de fenolftaleína.
2. Toma dos Erlenmeyer de 100 mL y echa unos 50 mL de agua en cada uno. Añade a cada uno unos trozos de magnesio. Pon uno de ellos sobre la placa calefactora y caliéntalo entre tres y cinco minutos. Añade unas gotas de fenolftaleína a cada uno de ellos. ¿Hubo alguna reacción?
3. Repite el paso anterior utilizando aluminio en lugar de magnesio.



Si al añadir fenolftaleína el líquido toma color fucsia, indica que la disolución es alcalina. Se habrá formado el hidróxido del metal.



PRESTA ATENCIÓN

El azufre arde si se le acerca una llama. La sustancia que se produce, SO_2 , es muy tóxica.

SE RECOMIENDA NO HACER LA EXPERIENCIA.

ACTIVIDADES

- 49 Completa en tu cuaderno las frases sobre el comportamiento químico de los metales:
- a) El metal que reacciona más rápidamente frente al oxígeno es _____. El _____ reacciona más lentamente; para acelerar su reacción se _____.
 - b) El metal que reacciona más rápidamente frente al agua es _____. El _____ reacciona más lentamente; para acelerar su reacción se _____.
 - c) Cuando un metal reacciona con oxígeno se convierte en _____, y cuando reacciona con agua se convierte en _____.