

Física y Química

1
BACHILLERATO

Este libro es una obra colectiva concebida, diseñada y creada en el Departamento de Ediciones de Santillana, bajo la dirección de **Teresa Grence Ruiz**.

En su elaboración han participado:

Francisco Barradas Solas
Pedro Valera Arroyo
María del Carmen Vidal Fernández

EDICIÓN
Raúl Carreras Soriano

EDICIÓN EJECUTIVA
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 que deberán ser trasladados a un cuaderno.

Índice de Física y Química



0 La medida

6

Construye tu conocimiento

Saberes básicos

1. Introducción.
2. Magnitudes y unidades de medida.
3. Incertidumbre y error.
4. Representación gráfica de la medida.
5. La comunicación científica.

Aplico lo aprendido

Los números del mundo.



1 El átomo y la tabla periódica

20

1. Los espectros atómicos y la física cuántica.
2. La configuración electrónica de los átomos.
3. La tabla periódica de los elementos.
4. Propiedades periódicas de los elementos.

¿De qué están hechas las estrellas?



2 El enlace químico

42

1. El enlace químico.
2. El enlace iónico.
3. El enlace covalente.
4. El enlace metálico.
5. Enlaces en los que participan moléculas.
6. Sinopsis de enlace y propiedades.

Formas alotrópicas del carbono.



3 Las sustancias

64

1. Leyes fundamentales de la química.
2. La medida de la cantidad de sustancia.
3. La fórmula de las sustancias.

Contaminación de agua por metales pesados.



4 Los gases

86

1. Las leyes de los gases.
2. Ley de Boyle-Marriottte.
3. Ley de Gay-Lussac.
4. Ley de Charles.
5. Ecuación general de los gases ideales.
6. Ecuación de estado de los gases ideales.
7. Mezcla de gases.

La presión de los neumáticos.

Unidad	Construye tu conocimiento	
	Saberes básicos	Aplico lo aprendido
 <p>5 Disoluciones</p> <p>112</p>	<ol style="list-style-type: none"> 1. Las disoluciones. 2. La concentración de una disolución. 3. Solubilidad. 4. Propiedades coligativas. 	Tratamiento de agua.
 <p>6 Reacciones químicas</p> <p>140</p>	<ol style="list-style-type: none"> 1. ¿Cómo se produce una reacción química? Energía de las reacciones. 2. Ajuste de una ecuación química. 3. Cálculos estequiométricos en las reacciones químicas. 4. Reacciones de combustión. 5. La industria química. 	El airbag, una reacción química para tu seguridad.
 <p>7 Química del carbono</p> <p>174</p>	<ol style="list-style-type: none"> 1. El átomo de carbono y sus enlaces. 2. Fórmula de los compuestos orgánicos. 3. Formulación de compuestos orgánicos. 4. Isomería. 5. Reacciones de los compuestos orgánicos. 6. La industria del petróleo y sus derivados. 7. Formas alotrópicas del carbono. Aplicaciones. 	El gas natural.
 <p>8 El movimiento</p> <p>208</p>	<ol style="list-style-type: none"> 1. Introducción. 2. La posición. 3. La velocidad. 4. La aceleración. 	Controles de velocidad en tramo.
 <p>9 Tipos de movimientos</p> <p>236</p>	<ol style="list-style-type: none"> 1. Movimiento rectilíneo y uniforme. 2. Movimientos con aceleración constante. 3. Movimiento parabólico. 4. Movimientos circulares. 	Salto de longitud: velocidad y ángulo de batida.

Índice de Física y Química

Unidad	Construye tu conocimiento	
	Saberes básicos	Aplico lo aprendido
 <p>10 Las fuerzas</p> <p>268</p>	<ol style="list-style-type: none"> 1. Fuerzas a distancia. 2. Fuerzas de contacto. 3. El problema del equilibrio. 4. Momento lineal e impulso. 5. La conservación del momento lineal. 	<p>Conducción eficiente.</p>
 <p>11 Trabajo y energía</p> <p>302</p>	<ol style="list-style-type: none"> 1. La energía y los cambios. 2. Trabajo. 3. Trabajo y energía cinética. 4. Trabajo y energía potencial. 5. Principio de conservación de la energía mecánica. 	<p>Física en las atracciones de feria.</p>
 <p>12 El calor y la energía</p> <p>328</p>	<ol style="list-style-type: none"> 1. Termodinámica. 2. Equilibrio térmico. 3. Temperatura. 4. Transferencias de energía. 5. Efectos del calor. 6. Mecanismos de transmisión del calor. 7. Conservación de la energía: el primer principio de la termodinámica. 8. El segundo principio de la termodinámica: la entropía. 	<p>Cómo calienta un horno de microondas.</p>
 <p>Anexos</p> <p>354</p>	<ol style="list-style-type: none"> I. Formulación 355 II. Tablas de constantes físicas y químicas 387 III. Tabla periódica de los elementos químicos 388 IV. Por un mundo sostenible 390 	



Esquema de las unidades

Algunas **preguntas** relacionan los contenidos con lo que ya se ha estudiado. Otras invitan a la reflexión o al debate a partir de alguna imagen.

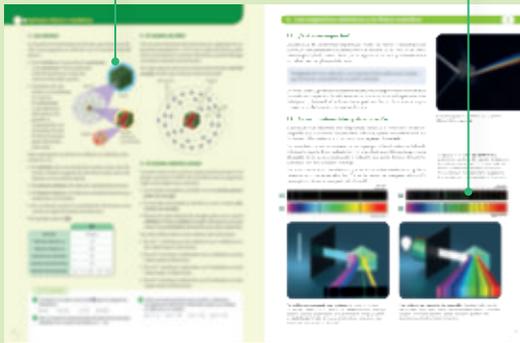
Una **imagen** y un **texto** iniciales presentan la unidad.

Antes de tratar los contenidos de cada unidad, en el **repaso** inicial se recuerdan contenidos de matemáticas, física o química.

Los **contenidos** se presentan de una manera visual y con abundantes esquemas y organizadores.

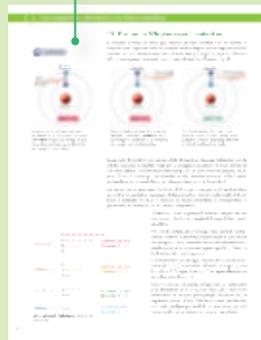


Contenidos de la unidad.



En el material digital de apoyo encontrarás **animaciones** que facilitan la asimilación de los contenidos.

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



Las **actividades finales** afianzan los contenidos y permiten relacionar unos conocimientos con otros y elaborar un análisis más profundo.

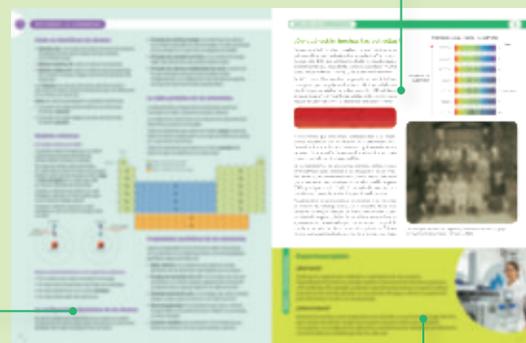
Las **actividades** acompañan el trabajo de los contenidos próximos.



En la sección **Aplico lo aprendido** se incluyen contenidos prácticos relacionados con la unidad.

Algunas páginas incluyen **procedimientos** o **experiencias** para aprender de una forma activa. En ellas se muestra paso a paso el trabajo a seguir.

Tras las actividades finales, un **resumen** recopila los contenidos más relevantes que se acaban de estudiar.



La sección **Perfil profesional** presenta algunas profesiones relacionadas con los contenidos de la unidad.



La medida



EN ESTA UNIDAD...



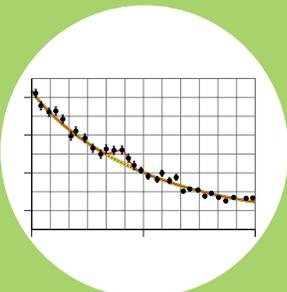
1 Introducción



2 Magnitudes y unidades de medida



3 Incertidumbre y error



4 Representación gráfica de la medida



5 La comunicación científica



APLICO LO APRENDIDO
Los números del mundo

Hay mucha bibliografía entre especialistas en historia, sociología, filosofía y ciencia sobre lo que es la ciencia y, aunque falta una respuesta generalmente aceptada, parece claro que no existe un método científico que se pueda resumir en una receta para hacer ciencia. Sin embargo, sí parece haber algunos elementos propios de esa actividad.

Las científicas y los científicos construyen **modelos** y **teorías** que tratan de dar cuenta de diversos aspectos de la naturaleza.

Sus afirmaciones se basan en **observaciones** y **experimentos** que nos ofrecen datos del comportamiento de la naturaleza.

Los modelos y las teorías científicas dan lugar a explicaciones y predicciones que **deben confrontarse con los datos** obtenidos sobre la naturaleza, también mediante otras observaciones y experimentos.

Así, los modelos y las teorías van cambiando, afianzándose o siendo descartados, siempre de manera **revisable**.

Además, la ciencia funciona en dos frentes íntimamente relacionados: el teórico y el experimental. Las observaciones y los experimentos tratan de obtener datos fiables sobre el mundo real, mientras que la teoría tiene que explicar los resultados de las observaciones y experimentos, y de hacer predicciones sobre fenómenos aún no conocidos. A pesar de lo que pueda parecer, en general no se puede decir que la experiencia siempre sea anterior a la teoría, o viceversa.

La ciencia es ciencia solo cuando compara sus afirmaciones con el «mundo exterior», en particular cuando se arriesga a hacer predicciones que de un modo u otro se cumplen. En todo ello, la medida es un instrumento central.

En este tema introductorio analizaremos aspectos generales de la medida que aplicaremos posteriormente, empezando por los distintos tipos de **magnitudes** existentes y los **sistemas de unidades** empleados para expresar los resultados de cálculos y mediciones. Hemos de dejar claro que la conveniencia de utilizar el Sistema Internacional de unidades no significa que otros sistemas no puedan ser más apropiados en ciertas circunstancias y que, por tanto, su uso no debe ser tabú en la Secundaria como no lo es para la comunidad científica.

A continuación, echaremos un vistazo a los cálculos y a los experimentos tal y como se llevan a cabo en el mundo real. Los resultados que nos proporcionan esos procesos nunca se obtienen de forma inmediata e indiscutible (aunque la práctica en las aulas y laboratorios de los institutos sugiere lo contrario), sino que son el resultado del **tratamiento de datos**, cuya misión es la de determinar el mejor valor posible de un observable desconocido o probar la consistencia de un modelo o teoría con los datos obtenidos. Una etapa fundamental del tratamiento de datos es averiguar qué confianza debemos tener en nuestros resultados o, de modo negativo, cuál es su **incertidumbre**. Cualquier resultado experimental (como también los de cálculos teóricos) está afectado irremediablemente por una cierta incertidumbre, cuya determinación no es un complemento de la medida o el cálculo, sino una parte constitutiva.

Para terminar, en *Los números del mundo* haremos un recorrido por los valores de las principales constantes físicas y los de algunos números que nos dicen cómo es el mundo en el que vivimos. ¿Cuántas moléculas hay en un vaso de agua? ¿Cuántas estrellas hay en una galaxia?

RECUERDA

Observación y experimentación

Los **experimentos** implican observaciones en condiciones controladas en un laboratorio. Es una situación artificial en la que eliminamos variables que pudieran perturbar el fenómeno a estudiar. Hay disciplinas científicas, como la astronomía, en las que los experimentos son imposibles (no se puede manipular una estrella para controlar ciertas variables), de modo que solo hay **observaciones** de los fenómenos tal y como se dan en la naturaleza con todas las variables implicadas.

2. Magnitudes y unidades de medida

Una **magnitud física** es una propiedad de un sistema que se puede medir. La medida consiste en la asignación de un número a una propiedad mediante la comparación con un patrón al que se llamará **unidad de medida**.

2.1. Magnitudes

Pueden ser escalares o vectoriales:

Escalares

Las magnitudes **escalares** son las que se pueden expresar únicamente con un número y una unidad. Entre ellas están la energía, la presión, la temperatura, la concentración de una disolución...

Vectoriales

En las **vectoriales** necesitamos un número para expresar su intensidad, además de dirección y sentido. Entre ellas está, por ejemplo, la velocidad del viento, a la que a la cifra 35 km/h hay que añadirle la dirección y el sentido, por ejemplo, noroeste.

También hay magnitudes discretas y otras continuas:

Discretas

Las **discretas** pueden representarse mediante números enteros, como el número de partículas de un sistema o los niveles de energía de un átomo.

Continuas

Las **continuas** son aquellas que admiten su representación con números reales, como puede ser el valor de la temperatura.



En un **anemómetro** debe haber unas cazoletas que midan la intensidad del viento y una veleta que determine su dirección. La velocidad del viento es una magnitud **vectorial**.

En las magnitudes continuas, una dificultad a tener en cuenta es que cualquier cálculo ha de hacerse con un número finito de cifras decimales, lo que da lugar a aproximaciones al valor verdadero. Por ejemplo, la posición inicial de un cuerpo es $x = 1,75$ m, pero medida con más detalle resulta ser $x = 1,748$ m y, si somos aún más precisos, $x = 1,7482$ m... ¿Cuál es la posición «real»?

2.2. El Sistema Internacional de unidades

Mientras no se diga lo contrario, en este libro trabajaremos con el **Sistema Internacional de unidades**, SI, que tiene la gran virtud de ser un sistema coherente, bien definido y de uso internacional (cada vez hay menos países que se resisten a emplearlo). Aunque, como veremos, la comunidad científica utiliza otras unidades cuando resulta conveniente.

Llamamos **magnitudes fundamentales** a cada una de las magnitudes que se aceptan por convenio como funcionalmente independientes entre sí y **magnitudes derivadas** a aquellas que se obtienen combinando las fundamentales. Las magnitudes fundamentales del SI son las siete que se incluyen en la siguiente tabla junto con sus unidades.

Magnitud	Nombre de la unidad en el SI	Símbolo
Longitud	metro	m
Masa	kilogramo	kg
Tiempo	segundo	s
Intensidad de corriente eléctrica	amperio	A
Temperatura termodinámica	kelvin	K
Cantidad de sustancia	mol	mol
Intensidad luminosa	candela	cd

La definición de las **unidades fundamentales o básicas del SI** se hace con referencia a patrones de medida que se pueden reproducir con facilidad.

En la página siguiente aparecen las definiciones oficiales. Parecen complejas, pero, en la práctica, el uso de estas unidades es sencillo.

El **segundo, s**, unidad de **tiempo**, se define asignando el valor de 9 192 631 770, cuando se expresa en hercios, ($1 \text{ hercio} = 1 \text{ s}^{-1}$) a la frecuencia del cesio, $\Delta\nu_{\text{Cs}}$, correspondiente a la frecuencia de la transición entre los dos niveles hiperfinos del estado fundamental del átomo de cesio-133.

El **metro, m**, unidad de **longitud**, se define asignando el valor numérico fijo de 299 792 458 a la velocidad de la luz en el vacío, c , cuando esta se expresa en la unidad $\text{m} \cdot \text{s}^{-1}$, donde el segundo es definido en términos de la frecuencia del cesio $\Delta\nu_{\text{Cs}}$.

El **kilogramo, kg**, unidad de **masa**, se define asignando el valor fijo de $6,626\ 070\ 040 \cdot 10^{-34}$ a la constante de Planck, h , cuando esta se expresa en la unidad $\text{J} \cdot \text{s}$, que es igual a $\text{kg} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{s}^{-1}$, donde el metro y el segundo se definen en términos de c y $\Delta\nu_{\text{Cs}}$.

El **kelvin, K**, unidad de **temperatura termodinámica**, se define asignando a la constante de Boltzmann, K_{B} , el valor numérico fijo $1,380\ 648\ 52 \cdot 10^{-23}$, cuando se expresa en la unidad $\text{J} \cdot \text{K}^{-1}$, la cual es igual a $\text{kg} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{s}^{-2} \cdot \text{K}^{-1}$, donde el kilogramo, el metro y el segundo se definen en términos de h , c y $\Delta\nu_{\text{Cs}}$.

El **amperio, A**, unidad de **intensidad de corriente**, se define asignando el valor numérico fijo para la carga elemental, e , de $1,602\ 176\ 6208 \cdot 10^{-19}$, cuando se expresa en la unidad culombio, C, que es igual a $\text{A} \cdot \text{s}$, donde el segundo está definido en términos de $\Delta\nu_{\text{Cs}}$.

El **mol**, símbolo **mol**, es la **cantidad de sustancia** de una entidad elemental especificada, que puede ser un átomo, molécula, ion, electrón, cualquier otra partícula o un grupo especificado de tales partículas. Se define asignando el valor numérico fijo de $6,022\ 140\ 76 \cdot 10^{23}$ a la constante de Avogadro, N_{A} , cuando esta se expresa en la unidad mol^{-1} .

La **candela, cd**, es la unidad de **intensidad luminosa** en una dirección dada. Se define asignando el valor numérico fijo 683 a la eficacia luminosa, K_{cd} , de la radiación monocromática de frecuencia $540 \cdot 10^{12}$ Hz, cuando dicho valor se expresa en la unidad $\text{lm} \cdot \text{W}^{-1}$, la cual es igual a $\text{cd} \cdot \text{sr} \cdot \text{W}^{-1}$ o $\text{cd} \cdot \text{sr} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{m}^{-2} \cdot \text{s}^3$, donde el kilogramo, el metro y el segundo están definidos en términos de las constantes h , c y $\Delta\nu_{\text{Cs}}$.

Las demás unidades son **unidades derivadas**, lo que significa que pueden expresarse en términos de las fundamentales. Por ejemplo, para obtener la unidad de velocidad del SI hemos de tener en cuenta su definición y expresar las unidades:

$$v = \frac{\text{espacio recorrido}}{\text{tiempo empleado}}$$

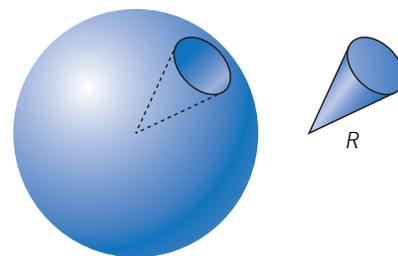
$$\text{unidad de velocidad} = \frac{\text{unidad de longitud}}{\text{unidad de tiempo}} = \text{m/s}$$

RECUERDA

Unidades suplementarias

Hay dos **unidades suplementarias** de carácter matemático:

- El **radián, rad**, es la amplitud del **ángulo** central a una circunferencia cuyo arco es de igual longitud que el radio de dicha circunferencia.
- El **estereorradián, sr**, es la amplitud del **ángulo sólido** central a una esfera de radio R , tal que intercepta una superficie de igual área que R^2 .



Nombre de las unidades

Algunas unidades derivadas tienen nombre propio, por ejemplo, la fuerza, que podemos obtener recordando la definición de fuerza: $F = m \cdot a$.

$$\begin{aligned} \text{unidad de fuerza} &= \text{unidad de masa} \cdot \\ &\cdot \text{unidad de aceleración} = \mathbf{kg \cdot m/s^2} \end{aligned}$$

Esta combinación de unidades recibe nombre propio, **newton, N**:

$$\mathbf{1\ N = 1\ kg \cdot m/s^2}$$

El lumen (lm) es una unidad de la potencia luminosa de una fuente.

ACTIVIDADES

- 1 Completa en tu cuaderno esta tabla de unidades derivadas para las correspondientes magnitudes.

Magnitud	Unidad derivada	
	Nombre	Símbolo
Superficie		
Volumen		
Aceleración		
Densidad		
Presión		

2. Magnitudes y unidades de medida

Factor	Prefijo	Símbolo
10^{24}	yotta	Y
10^{21}	zeta	Z
10^{18}	exa	E
10^{15}	peta	P
10^{12}	tera	T
10^9	giga	G
10^6	mega	M
10^3	kilo	k
10^2	hecto	h
10^1	deca	da
10^{-1}	deci	d
10^{-2}	centi	c
10^{-3}	mili	m
10^{-6}	micro	μ
10^{-9}	nano	n
10^{-12}	pico	p
10^{-15}	femto	f
10^{-18}	atto	a
10^{-21}	zepto	z
10^{-24}	yocto	y



Prefijos multiplicativos

Las unidades en el SI también se modifican con prefijos que permiten multiplicar y dividir sus cantidades por potencias de diez. Observa la tabla del margen para las correspondencias de los valores de los factores con cada prefijo. Ejemplo:

$$5,34 \cdot 10^{-6} \text{ m} = 5,34 \mu\text{m}$$

2.3. Otras unidades

Hay otras unidades que, aunque no forman parte del SI, son de uso tan extendido que han sido aceptadas dentro del sistema, tales como el litro, L; las horas, h; los minutos, min; los días, d; etc. Por último, otras unidades que no son del SI resultan adecuadas en algunos campos: el electronvoltio, eV, en física nuclear y de partículas; y la unidad de masa atómica, u, en química.

Magnitud	Nombre	Símbolo	Valor en unidades del SI
Masa	unidad de masa atómica	u	$1,660\,540\,2(10) \cdot 10^{-27} \text{ kg}$
Energía	electronvoltio	eV	$1,602\,177\,33(49) \cdot 10^{-19} \text{ J}$

Cambio de unidades

A veces elegimos ciertas unidades porque son de uso cotidiano y nos resultan más familiares. Así, para la velocidad usamos los km/h en lugar de los m/s, o los kWh en lugar del julio para la energía que manejan las compañías eléctricas.

Para convertir unas unidades en otras basta con sustituir las que queremos cambiar por su equivalencia. Por ejemplo, $1 \text{ km} = 1000 \text{ m}$ y $1 \text{ h} = 3600 \text{ s}$.

$$120 \frac{\text{km}}{\text{h}} = 120 \frac{1000 \text{ m}}{3600 \text{ s}} = \frac{120 \cdot 1000 \text{ m}}{3600 \text{ s}} = 33,3 \frac{\text{m}}{\text{s}}$$

Sin embargo, a veces no está de más disponer de un método sistemático para realizar los cambios. Se trata del método de los **factores de conversión**. Por ejemplo, si queremos transformar en litros, L, partimos de la equivalencia entre metros cúbicos y litros: $1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ L}$, que también se puede expresar con un factor de conversión:

$$\frac{1 \text{ m}^3}{1000 \text{ L}} \quad \text{o} \quad \frac{1000 \text{ L}}{1 \text{ m}^3}$$

Si queremos cambiar las unidades de volumen de metros cúbicos de la expresión $2,5 \cdot 10^{-4} \text{ m}^3$ y sustituirlos por otra más familiar como es el litro, basta con multiplicar por el factor de conversión apropiado:

$$2,5 \cdot 10^{-4} \text{ m}^3 = 2,5 \cdot 10^{-4} \cancel{\text{m}^3} \cdot \frac{1000 \text{ L}}{1 \cancel{\text{m}^3}} = 2,5 \cdot 10^{-4} \cdot 1000 \text{ L} = 0,25 \text{ L}$$

ACTIVIDADES

- 2 Los especialistas en física de partículas no utilizan como unidad de energía la unidad del SI, el julio, sino el electronvoltio, eV. Escribe los factores de conversión y empléalos para poner en unidades del SI la energía de 14 TeV con la que chocan los protones en el acelerador del CERN.

Dato: $1 \text{ eV} = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ J}$.

Solución: $2,24 \cdot 10^{-6} \text{ J}$

- 3 El récord mundial de atletismo femenino en los 100 m lisos supone una velocidad media de 33,5 km/h. ¿Qué velocidad es en unidades del SI?

Solución: 9,3 m/s

Al tomar la medida de algún observable, hemos de tener en cuenta dos aspectos en la medida: la fiabilidad o precisión y la exactitud.

Fiabilidad o precisión

La mayor **fiabilidad** indica que midiendo en las mismas condiciones conseguimos el mismo valor o medir siempre igual. Una arquera muy fiable lanzaría las flechas siempre al mismo lugar bajo las mismas condiciones.

Exactitud

La mayor **exactitud** de un aparato nos indica lo cerca que está la medida del valor real. Una arquera que lanza siempre las flechas al centro de la diana, además de fiable, es exacta.

El proceso de medir una cantidad no es sencillo. Hay varias dificultades con las que nos podremos encontrar, entre ellas el siempre posible error humano, fruto de distracciones, fallos en el diseño, equívocos o de variables estados de salud del observador.

- ¿Qué pasa si intento medir la temperatura del agua contenida en un dedal con un termómetro de un tamaño similar al dedal? Pues si el termómetro está, por ejemplo, mucho más frío que el agua, no mediremos la temperatura que tenía el agua, sino una nueva temperatura modificada por la presencia del aparato de medida.
- Por muy bien que estén diseñados el experimento, si nuestros instrumentos son suficientemente fiables, nos encontraremos con que al repetir la medida los resultados son algo diferentes aun en circunstancias tan semejantes como seamos capaces de conseguir.

El mundo está lleno de influencias aleatorias, desconocidas e incontrolables. El modo de reducir esta influencia es hacer muchas medidas para poder encontrar mediante métodos estadísticos el **valor más probable** y la **incertidumbre de la medida**.

3.1. Incertidumbre en el aparato

Los fabricantes de un instrumento nos deben informar de sus cualidades.

- La **sensibilidad del instrumento**, s , es la diferencia más pequeña que se puede distinguir entre dos medidas próximas. Está relacionada con la calidad del instrumento. En un termómetro clínico, la división más pequeña es $0,1\text{ }^{\circ}\text{C}$, es decir, no podremos diferenciar entre los $36,574\text{ }^{\circ}\text{C}$ o los $36,643\text{ }^{\circ}\text{C}$, pues el instrumento leerá $36,6\text{ }^{\circ}\text{C}$ para cualquier valor comprendido en el intervalo $(36,55, 36,65)$.

$$s = \frac{\text{división más pequeña del instrumento}}{2}$$

- El **funcionamiento** interno del instrumento de medida determina su comportamiento. En un termómetro convencional, ¿cómo se dilata el alcohol? y, en el caso de un termómetro electrónico, ¿cómo varía la resistencia del circuito con la temperatura?
- ¿Cómo se ha **calibrado**? Es decir, ¿cómo se ha graduado el termómetro para que corresponda con las medidas de otros termómetros?
- ¿Está bien diseñado para que la **respuesta** sea lo más estable posible frente a perturbaciones que pudieran alterar el resultado? El termómetro debe responder a los cambios de temperatura del mismo modo al nivel del mar que en una estación de esquí entre montañas.



Báscula con sensibilidad de 50 g.



Termómetro clínico con sensibilidad de $0,05\text{ }^{\circ}\text{C}$.

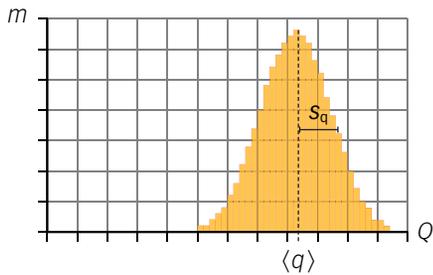
RECUERDA

Precisión

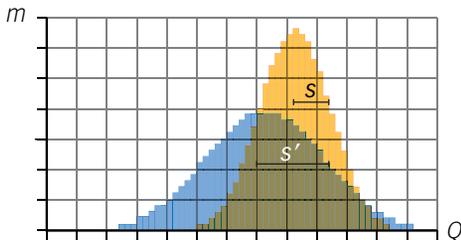
A veces usamos el término **precisión** para referirnos a la sensibilidad de un aparato; otras veces usamos el adjetivo **preciso** para hablar de un aparato exacto. Ten cuidado para no confundir estos términos.

Además, llamamos **cota mínima** o **umbral** al valor mínimo de la medida frente a la que un instrumento es capaz de responder. No se debe confundir con sensibilidad.

3. Incertidumbre y error



Histograma del conjunto de las observaciones de un experimento.



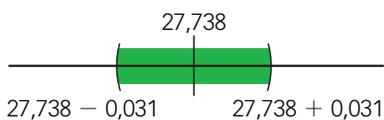
Si el histograma tuviera el aspecto de las barras azules, indicaría que la incertidumbre sería mayor, al estar los resultados más desviados del valor central.

RECUERDA

Incertidumbre

En una medida, las cifras entre paréntesis representan la incertidumbre estándar en los últimos dígitos.

Por ejemplo, $x = 23,738(31)$ m determina una posición que también puede escribirse así: $x = 27,738 \pm 0,031$ m. Esta expresión quiere decir que se ha calculado que el valor más probable de $x = 27,738$ m y la probabilidad mayor de que el valor de x esté en un intervalo de $0,031$ m de radio alrededor de ese valor (zona coloreada de la figura).



ACTIVIDADES

- 4 Determina la media aritmética y la desviación típica para expresar el intervalo de incertidumbre del siguiente conjunto de números: $\{9,01; 8,97; 9,05; 8,96; 9,00; 9,02\}$.

Solución: $9,00 \pm 0,03$

3.2. Incertidumbre en los resultados

Los resultados de medir una cantidad q repetidas veces nos ofrece un conjunto de observaciones $\{q_1; q_2; q_3; \dots; q_i; \dots; q_n\}$, bastantes de ellas repetidas varias veces (frecuencia del dato, m), que se distribuyen según el histograma del margen. La mayoría de los valores observados se agrupan próximos al valor central $\langle q \rangle$ y en torno a él se dispersan los resultados. La frecuencia (m) es menor cuanto más nos alejamos del valor central.

El valor central suele adoptarse como **mejor valor** de q y suele calcularse con la **media aritmética** de las observaciones:

$$\langle q \rangle = \frac{\sum_{i=1}^n m_i \cdot q_i}{N}$$

Un modo de indicar si los valores se apartan mucho o poco del valor promedio es usando la **desviación estándar** o **típica** de q , s_q , que se calcula así:

$$s_q = \sqrt{\frac{\sum_{i=1}^n m_i \cdot q_i^2}{N} - \langle q \rangle^2}$$

Una buena valoración de la **incertidumbre en los resultados** es la anchura de la distribución de los datos, cuantificada por la desviación estándar:

$$q = \langle q \rangle \pm s_q$$

Las distribuciones de frecuencia que tienen la forma de las dos anteriores se llaman *gaussianas* o *normales*, y se encuentran a menudo en los análisis de experimentos. Una de las mayores ventajas de esta distribución es que sus propiedades matemáticas se conocen muy bien. Siempre que el número de observaciones sea muy alto, se sabe que hay una probabilidad del 68% de conseguir resultados en observaciones futuras dentro del intervalo dado por $(\langle q \rangle - s_q, \langle q \rangle + s_q)$ y del 99% en el intervalo $(\langle q \rangle - 3 \cdot s_q, \langle q \rangle + 3 \cdot s_q)$.

Sin estas estimaciones, y otras que estudia la estadística, ningún resultado experimental se puede tomar en serio. La estadística estudia qué confianza se puede otorgar a los valores dentro de la incertidumbre si cada uno de estos se considera el valor verdadero, q_0 .

EJEMPLO RESUELTO 1

En un experimento medimos cinco veces con un cronómetro la caída libre de un objeto. Los resultados son: $t_1 = 2,25$ s; $t_2 = 2,27$ s; $t_3 = 2,33$ s; $t_4 = 2,28$ s; $t_5 = 2,35$ s. Calcula el mejor valor empleando la media aritmética y el intervalo de incertidumbre usando la desviación típica.

Para el mejor valor calculamos la media aritmética:

$$\langle t \rangle = \frac{\sum_{i=1}^N t_i}{N} = \frac{2,25 \text{ s} + 2,27 \text{ s} + 2,33 \text{ s} + 2,28 \text{ s} + 2,35 \text{ s}}{5} = 2,296 \text{ s}$$

Para la desviación del conjunto de datos, la desviación típica es:

$$s_t = \sqrt{\frac{\sum_{i=1}^N m_i \cdot t_i^2}{N} - \langle t \rangle^2} = \sqrt{\frac{2,25^2 + 2,27^2 + 2,33^2 + 2,28^2 + 2,35^2}{5} - 2,296^2}$$

En este caso, $m_1 = m_2 = m_3 = m_4 = m_5 = 1$. Calculando, $s_t = \mathbf{0,0377 \text{ s}}$.

La incertidumbre del valor de la caída libre es:

$$t = \langle t \rangle \pm s_t = 2,296 \text{ s} \pm 0,0377 \text{ s} \approx \mathbf{(2,30 \pm 0,04) \text{ s}}$$

La cantidad de cifras decimales del resultado no debe exceder la de los datos.

3.3. Las fuentes de la incertidumbre

Al tratar de la incertidumbre en la medida se distinguen dos tipos de incertidumbres: las debidas a efectos aleatorios y las debidas a efectos sistemáticos.

Los efectos **aleatorios** se deben a todas esas interacciones de nuestro sistema con el exterior que ni se conocen ni se pueden controlar. Tan solo se pueden minimizar con el tratamiento estadístico de los datos.

Los **sistemáticos**, algunos de ellos relacionados con los instrumentos de medida, se deben evaluar conociendo cómo se comportan los materiales e instrumentos de medida, las especificaciones de los fabricantes y los datos de la calibración.

3.4. Propagación de la incertidumbre en las operaciones

Si hay que hacer cálculos con el número medido (del que no conocemos su valor verdadero, pues solo tenemos su incertidumbre), se pueden introducir errores numéricos que hay que conocer y mantener controlados.

Es importante seguir algunas normas razonables a la hora de escribir resultados, sobre todo de cálculos, y lo haremos partiendo de un ejemplo.

El objetivo es medir el volumen de un cubo. Con una regla podemos apreciar diferencias de longitud de 0,1 cm; la sensibilidad es $s = 0,05$ cm.

Cifras significativas

Son cifras significativas las que contienen información sobre el valor real de una magnitud medible.

Medimos con esta regla el lado de un cubo: $L = 14,9$ cm. La medida tiene tres cifras significativas. Operamos para conseguir el volumen del cubo:

$$V = L^3 = (14,9 \text{ cm})^3 = 3307,949 \text{ cm}^3$$

Ese resultado parece verdadero y muy preciso, pero no se puede ofrecer como resultado de un cálculo serio en ciencia, ya que tiene siete cifras significativas contra solo tres del dato de partida. Como regla, podemos convenir en no usar en los resultados más cifras significativas que en los datos empleados para su cálculo respetando los redondeos. Por eso diremos $V = 3310 \text{ cm}^3$.

Modificación de la incertidumbre con las operaciones

Estas modificaciones resultan de hacer operaciones matemáticas con números de valor incierto.

Debido a la sensibilidad del instrumento de medida, el lado del cubo es un número cualquiera en un intervalo, $L \in (14,85 \text{ cm}, 14,95 \text{ cm})$. Así que el volumen mínimo será $V_{\min} = (14,85 \text{ cm})^3 = 3275 \text{ cm}^3$ y el volumen máximo será $V_{\max} = (14,95 \text{ cm})^3 = 3341 \text{ cm}^3$. El volumen del cubo será, por tanto, un número cualquiera en el intervalo $V \in (3275 \text{ cm}^3, 3341 \text{ cm}^3)$ o, en forma de incertidumbre, $V = (3308 \pm 33) \text{ cm}^3$.

Suma y resta	Producto
$(a \pm s_a) \pm (b \pm s_b) = (a \pm b) \pm (s_a + s_b)$	$(a \pm s_a) \cdot (b \pm s_b) = (a \cdot b) \pm (b \cdot s_a + a \cdot s_b)$
Cociente	Potencia
$\frac{a \pm s_a}{b \pm s_b} = \frac{a}{b} \pm \frac{a \cdot s_b + b \cdot s_a}{b^2}$	$(a \pm s_a)^n = a^n \pm (n \cdot a^{n-1} \cdot s_a)$

Las modificaciones dependen de la operación que se efectúe. En la tabla se muestran las operaciones básicas y el cálculo de la incertidumbre.

4. Representación gráfica de la medida

Una de las mejores formas de presentar resultados experimentales que muestren la dependencia entre variables es a través de diagramas cartesianos, pues de un vistazo podemos descubrir tendencias en los datos.

Hay técnicas estadísticas que permiten extraer expresiones matemáticas de los datos experimentales y que se pueden usar, entre otras cosas, para comprobar si se cumple una relación obtenida teóricamente. Veamos un par de ejemplos.

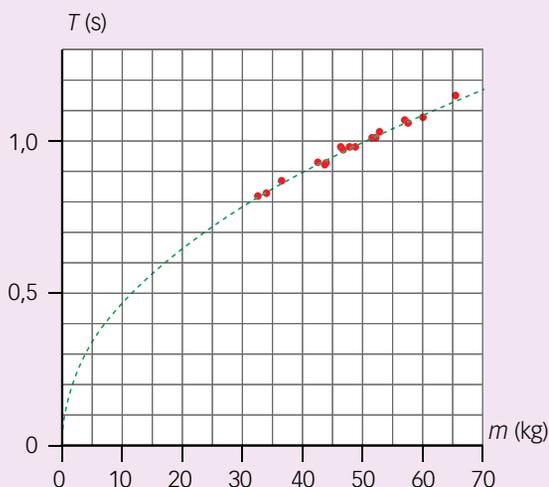


Diagrama cartesiano en el que se muestra la dependencia del periodo de oscilación, T , respecto de la masa, m . Cada punto es un dato experimental. La línea curva es la conseguida por el método de los mínimos cuadrados.

Oscilación de un muelle

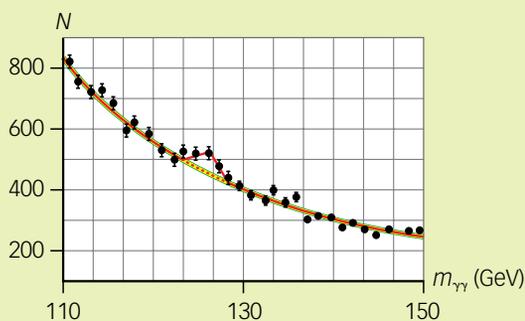
Imagina un muelle colgado del techo con un asiento de columpio en el extremo. Nos sentamos en él y lo desviamos de la posición de equilibrio. Medimos el periodo de las oscilaciones. Queremos investigar la relación entre el periodo y la masa que cuelga. Después de realizar numerosas medidas, presentamos en un gráfico los datos del periodo de oscilación, T , en función de la masa, m . Los resultados se muestran en el margen.

Cada punto rojo de la gráfica es un dato experimental. Además, en el diagrama aparece una línea discontinua verde. Esta curva se consigue con un método estadístico llamado de **mínimos cuadrados**. Consiste en suponer que existe una determinada relación matemática entre las dos variables, aquí $T = C \cdot m^n$, y calcular sus parámetros, en este caso las constantes C y n , forzando a que la distancia entre los puntos y la curva sea la mínima posible (que la curva se ajuste a los datos lo mejor posible). El resultado que hemos obtenido con una hoja de cálculo es:

$$T = 0,0198 \cdot m^{0,5025} \quad (\text{en unidades del SI})$$

El ajuste es bueno y proporciona una expresión muy parecida a la teórica:

$$T = 2\pi \sqrt{\frac{m}{k}} \quad k \text{ es la constante característica del muelle.}$$



- ♣ Dato
- Modelo con bosón de Higgs
- ⋯ Modelo sin bosón de Higgs
- $\pm 1\sigma$
- $\pm 2\sigma$

Diagrama cartesiano en el que se muestra la dependencia del número de colisiones, N , frente a la energía de las partículas que colisionan, $m_{\gamma\gamma}$.

El descubrimiento del bosón de Higgs

En julio de 2012, el CERN (Organización Europea para la Investigación Nuclear) anunció el descubrimiento del bosón de Higgs, completando así el llamado **modelo estándar**, que explica los componentes básicos de la materia.

Tras producir cerca de dos mil billones de colisiones protón-protón ($2 \cdot 10^{15}$) a alta energía en el acelerador LHC, se estudiaron varios de los resultados posibles. En particular nos fijamos en el número de pares de fotones (en el eje vertical de la figura) producidos a distintas energías (eje horizontal).

La línea roja discontinua es la predicción del modelo estándar sin bosón de Higgs, y las bandas amarilla y verde indican unas distancias de una y dos desviaciones estándar respecto a esa predicción. La línea roja continua representa el resultado esperado por el modelo estándar con bosón de Higgs. Las marcas negras son los datos observados en el experimento. A la vista de la gráfica se ve que se ajusta mucho mejor a los datos reales la línea continua que la discontinua.

La banda de error, líneas verdes, muestra precisamente ese margen de error admisible. Si las físicas y los físicos que hicieron el descubrimiento no hubieran calculado la probabilidad (muy baja) de que los datos experimentales cayeran cerca de la línea roja continua por azar, el descubrimiento no habría podido ser tomado en serio.

La ciencia solo consigue un logro cuando la validez de una afirmación se contrasta con la experiencia. En la consolidación de una teoría, por ejemplo, habrá varias propuestas sobre cuál es la interpretación correcta de un fenómeno de la naturaleza. En las distintas propuestas solemos encontrar:

- La descripción del **fenómeno** o del problema que plantea. Puede ser la descripción de un experimento aislado en un laboratorio o de una observación. Muchas veces la descripción está condicionada por la instrumentación o el marco conceptual, y debe hacerse notar. Esto permite que otro equipo pueda repetir la investigación comenzando desde el mismo punto.
- La muestra ordenada de los **datos** que corresponden al fenómeno. Debe seguir un método aceptado por el ámbito científico del que se trate (datos numéricos, datos descriptivos...), con el tratamiento estadístico, si es necesario, o la correlación entre distintas variables. Los cambios de estos datos frente a distintas circunstancias ambientales también son importantes.
- Las **hipótesis** como motivo de la investigación o como resultado de la misma. Permiten explicar el fenómeno. O bien están corroboradas por los datos o bien se apoyan en ellos. La hipótesis puede tener muy diferentes formas, desde un modelo cosmológico a la explicación del comportamiento particular de una variable junto a otra.

La forma en que se expresan estas propuestas es muy variada.

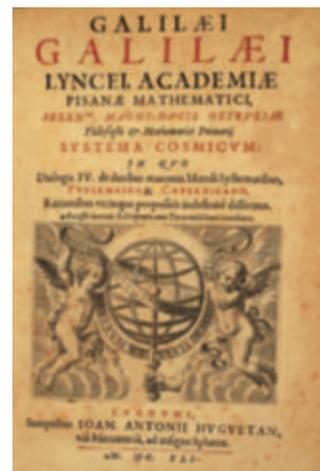
Un **tratado** suele ser un libro; por tanto, un documento complejo que exige mucho esfuerzo. Tiene como objetivo difundir conclusiones ya admitidas por todos.

Un **artículo científico** (*paper*) es una publicación en una revista especializada. Tiene como objetivo mostrar los resultados de una investigación a un grupo de especialistas que están en contacto a través de este tipo de publicaciones. Permite, de un modo bastante ágil, compartir el conocimiento, rebatirse y tomar referencias entre equipos de trabajo que están alejados unos de otros. Es el cauce en el que se da el avance científico.

Una **ponencia** es un discurso dirigido a un auditorio de especialistas que suele ser a modo de clase magistral. Tiene como objetivo compartir algunos aspectos de una investigación más amplia donde cabe el diálogo y admite cierta flexibilidad en cuanto a las conclusiones.

En 1991 se puso en marcha el primer servidor **World Wide Web (WWW)**. Nació para compartir información científica y técnica entre los especialistas de un mismo centro de investigación, y así sigue utilizándose en diferentes centros. La *www* se ha convertido en un medio de intercambio de todo tipo de información entre personas de todo el mundo. Actualmente engloba, sin sustituir, a los medios más tradicionales de comunicación científica, pudiéndose, por ejemplo, asistir a una ponencia celebrada a miles de kilómetros de distancia a través de videoconferencia.

La comunicación es imprescindible para el desarrollo de cualquier disciplina científica. Como cualquier acto de comunicación, exige, por parte del autor o autora, respetar el lenguaje propio y claridad en su exposición y, por parte de quien recibe el mensaje, conocer suficientemente el lenguaje común.



Un **tratado** es un libro como *Diálogos sobre los dos máximos sistemas del mundo* escrito por Galileo Galilei.



Conferencia para fomentar la investigación espacial entre las empresas.



Una **web** permite compartir información ya ordenada en el modo tradicional para acceder de una forma más rápida y sin importar la distancia.

5.1. Documento: trabajo de investigación

A lo largo del curso habrá que entregar, incluso exponer, algún trabajo de investigación donde entrará en juego la competencia comunicativa. Es tan importante conocer el contenido del trabajo como del método y estrategias necesarios para llevarlo a buen término.

Para desarrollarlo y llevarlo adelante podrás acudir a alguna biblioteca. Hoy las TIC ofrecen la posibilidad de acceder a cantidades ingentes de información, sobre casi cualquier tema, en unos pocos segundos. Pero ¿cuál es relevante? Es conveniente que organices tu método de trabajo para no dispersarte y aprovechar tu tiempo al máximo.

1. Centra el tema que desarrollarás

No es solo el título. Es el objetivo que persigue el documento que entregarás, la idea que lo motiva.

2. Elabora un borrador de índice

Echa un vistazo a algunas fuentes de información (libros de texto, internet) y elabora un índice que permita organizar los contenidos que pretendes plasmar.

3. Repartid las tareas

Si trabajáis en grupo, deberéis repartir las tareas para localizar la información más completa sobre cada apartado del índice. Podéis disponer de un calendario de trabajo para organizar la tarea de cada uno y comprometeros a cumplirlo. Luego, las tareas se han de coordinar trabajando en grupo.

4. Busca información detallada en diversas fuentes

- Enciclopedias, libros de texto y libros de divulgación tienen contenidos bien organizados. Si conoces a alguna persona experta en la materia, te puede asesorar para iniciar la búsqueda.
- Internet es una fuente tremendamente versátil, pero ten cuidado en seleccionar fuentes fiables.
 - Busca en alguna **enciclopedia online** datos útiles, tablas o definiciones.
 - Al usar motores de búsqueda, como Google, emplea **opciones avanzadas de búsqueda** para localizar la información. Evita usar términos demasiado generales, como *universo*, y usa las comillas. Por ejemplo, si buscas *Kepler*, localizarás información sobre el astrónomo, pero también sobre un telescopio espacial que lleva su nombre. Es mejor buscar «*Johannes Kepler*».
 - Elige **fuentes de información reconocidas**. Por ejemplo, para temas de astronomía son muy adecuadas las páginas de la NASA o la ESA.
 - Los **buscadores** de imágenes permiten localizar esquemas, dibujos y fotografías.

- Los **portales de vídeo**, como YouTube o Vimeo, alojan miles de vídeos interesantes relacionados con la divulgación de la ciencia que pueden ser útiles.
- Para comprender mejor algunos conceptos, como el movimiento de los planetas, es interesante buscar **animaciones** o *applets*. Incluye estos términos en tus búsquedas.

5. Usa las TIC para elaborar tu trabajo

- Usa procesadores de textos o aplicaciones para crear presentaciones, elaborar informes o presentar los resultados del trabajo.
- No copies la información que has localizado. Comprende lo que lees y luego escribe empleando tus propias palabras.
- Intenta resumir y esquematizar, sobre todo si presentas tu trabajo en clase. Las imágenes y los esquemas se recuerdan mejor que las largas definiciones.
- Si utilizas imágenes, vídeos o animaciones, cita la fuente o el autor o autora.

6. Incluye una bibliografía

Debes agregar un listado con los libros consultados y los enlaces a las páginas web que has visitado.

7. Repasa el contenido

En tu trabajo debe aparecer:

1. Título.
2. Autores o autoras.
3. Índice con números de página.
4. Contenido (el índice desarrollado).
5. Bibliografía.

8. Prepara la presentación

La presentación puede ser un documento en papel, un póster, un conjunto de documentos digitales, una exposición oral... En una exposición oral debes ensayar, medir el tiempo de la exposición y, si se trata de un trabajo en grupo, compartir espacios y tareas durante la exposición para que quede claro que ha sido un trabajo conjunto.

Extraer e interpretar la información de un texto científico

Lee el extracto del informe de la Academia Sueca de Ciencias, publicado en octubre de 2011, que justifica el Premio Nobel de Química de aquel año. Extrae la información relevante y explica qué es lo que el autor está comunicando.

Sven Lidin, miembro del Comité Nobel para Química.

El descubrimiento de los cuasicristales

[...] Desde el trabajo de Abate Haüy en 1784, donde mostró que la repetición periódica de paralelepípedos idénticos (*moléculas integrantes*, conocidas hoy como celdas unidad) puede ser usada para explicar la forma externa de los cristales, esta ordenación de largo alcance supone una vinculación inseparable con la periodicidad de traslación. Por lo tanto, la definición clásica de un cristal es como sigue: «Un cristal es una sustancia en la que los constituyentes, átomos, moléculas o iones, se empaquetan con ordenamiento regular, repitiendo un patrón tridimensional».

[...] Una de las características más llamativas de los cristales es su simetría espacial en grupo. [...] Muchas operaciones de simetría local, incompatibles con la simetría de traslación, aún pueden construirse con reuniones aisladas de moléculas. Entre los ejes de simetría. Los ejes de simetría de 2, 3, 4 y 6 órdenes de rotación están permitidos, mientras que los de 5 o 7, y todos los mayores, no están permitidos. [...] dos ejes de simetría de orden de rotación 5 en paralelo claramente no pueden coexistir.

En un artículo precursor publicado en noviembre de 1984, con aleaciones de rápida solidificación de Al con 10-14% de Mn se mostró, por medio de difracción de electrones, que poseen simetría icosaédrica combinada en una ordenación de largo alcance, en clara violación de los resultados anteriores. [...]

El fenómeno fue bautizado enseguida con «cuasicristalinidad» por Levine y Steinhardt en un artículo que apareció apenas cinco semanas después (24 de diciembre 1984). Claramente, la antigua definición de cristalinidad era insuficiente para cubrir esta nueva clase de

sólidos ordenados, y, como consecuencia, la definición de «cristal» dada por la Unión Internacional de Cristalografía se cambió.

Aunque las definiciones formales pueden ser más o menos importantes para la ciencia, esta es interesante porque no hace ningún intento en definir el concepto de «cristal» directamente, sino que ofrece una definición operativa basada en el patrón de difracción del material: «Por “cristal” se entiende cualquier sólido que tiene un diagrama de difracción esencialmente discreto». [...]

Un cuasicristal es un material que muestra en un experimento de difracción una ordenación de largo alcance y, sin embargo, no tiene periodicidad de traslación. [...] En lugar de la periodicidad de traslación, los cuasicristales exhiben otra propiedad de intrigante simetría, la auto-similitud por escala. [...]

La pregunta que surge naturalmente tras el descubrimiento de los cuasicristales es: «¿Dónde están los átomos?». Hay varias maneras de obtener información acerca de la localización, basadas en técnicas de microscopía y difracción. [...]

[...] son típicamente materiales duros y frágiles con propiedades de transporte inusuales y energías superficiales muy bajas. [...] En los cuasicristales, [...] hay comportamientos más parecidos a los [...] vidrios. La baja energía superficial hace a los cuasicristales resistentes a la corrosión y a la adhesión y les proporciona bajos coeficientes de fricción.

Los primeros cuasicristales descubiertos por Dan Shechtman fueron aleaciones sintéticas, [...]. Muy recientemente, el mineral cuasicristalino de origen natural icosaédrico se ha identificado en una muestra del río Jatyрка en Chujotka, Rusia.

SOLUCIÓN

1. Comprende el enunciado.

Para comprender el texto debes destacar la información relevante y explicarlo.

2. Lee el texto y señala el vocabulario nuevo.

En la lectura del texto encontrarás conceptos desconocidos para ti. Busca su significado en algún diccionario o publicación relacionada con la materia. Algunos de estos pueden ser:

Celda unidad. Cada bloque que se repite en un cristal; el tamaño viene dado por la longitud de sus tres aristas, y la forma, por el valor de los ángulos entre dichas aristas.

Icosaédrica. Relativa al poliedro regular convexo de 20 caras, cada una de las cuales es un triángulo equilátero.

3. Extrae la idea principal de cada párrafo.

Hay dos párrafos en los que se expone la definición de cristal, una es la clásica del siglo XVIII, y la otra, la definición actual a partir de este nuevo descubrimiento.

La organización del texto en párrafos debe permitir distinguir las ideas relevantes y su organización.

4. Explica lo que el autor quieren decir.

El autor expone que el descubrimiento de los cuasicristales por parte de Dan Shechtman ha supuesto una nueva perspectiva sobre qué es un cristal y qué no lo es.

Explica que, en los comienzos de la cristalografía, la perspectiva clásica de la geometría obligó a clasificar los cristales dentro de combinaciones posibles. Las combinaciones imposibles quedaban fuera.

Ante las evidencias de empaquetamientos de átomos que contradecían las normas de la perspectiva clásica, Dan Schechtman cambió el punto de vista y abrió la disciplina de la cristalografía a una nueva conceptualización.

5. Evalúa tu trabajo.

Antes de finalizar, deberás comprobar si hay algún concepto o parte del texto que no comprendas y, de ser así, confeccionar un listado de preguntas con tus dudas.

Desarrollar y defender un trabajo de investigación

Investiga sobre el sistema energético y los diferentes modelos energéticos que hay.

SOLUCIÓN

1. Comprende el enunciado.

Siempre hay que leer con atención el enunciado de cualquier encargo.

Sistema. Conjunto de cosas que relacionadas entre sí ordenadamente contribuyen a determinado objeto, en nuestro caso, la obtención de energía. Así que nos encontramos con varios elementos que se relacionan entre sí, y que hay que buscar cuáles son.

Modelo. En este caso se refiere al esquema teórico de un sistema complejo que permita comprenderlo mejor. Para nosotros el sistema energético es ese sistema complejo. Así, una misma realidad puede explicarse con varios modelos.

El trabajo consistirá en describir varios de los esquemas teóricos que permiten comprender mejor el sistema energético.

2. Busca información.

Cada vez es más habitual disponer de un acceso a internet a través del cual acceder a diferentes soportes de información. Con un motor de búsqueda, al introducir en la barra de búsqueda «modelos energéticos» (con las comillas lo busca como una sola palabra), podemos localizar algunas web que traten el asunto.

Pero no debemos quedarnos solo en eso. Habrá instituciones, públicas o privadas, que en sus archivos dispongan de documentos interesantes para nuestra investigación. Acceder a ellos será fácil si estos documentos están disponibles en la red.

3. Centra el tema.

Cualquier análisis de la realidad se hace desde un marco teórico. Todos los marcos teóricos para el sistema energético suponen que para obtener energía necesitamos alguna fuente de energía.

Estas fuentes se encuentran en la naturaleza y el ser humano ha sabido aprovecharlas. Desde la Antigüedad, por ejemplo, se ha hecho uso de la fuerza del viento para el transporte en navegación. Hoy en día, la minería extractiva pone al alcance materiales combustibles que se almacenan y distribuyen a los consumidores, ya sean domésticos o industriales.

Podemos analizar si estos materiales son más o menos accesibles, para quién son accesibles, etc., según un modelo u otro. También podemos apreciar si hay algún uso prioritario de la energía según cada modelo.

4. Elabora un índice.

Su objetivo es encauzar los esfuerzos y tener claro que el trabajo que haces va por el buen camino. Además, debe ser flexible para añadir o eliminar apartados al hilo de los aspectos que surjan durante la investigación.

Si te han facilitado un guion, es importante contrastar si tu índice cumple con él antes de comenzar el trabajo.

Una sugerencia puede ser:

1. Introducción. Donde se explique qué es el sistema energético y qué se entiende por modelo.
2. Elementos del sistema energético:
 - a) Fuentes de energía. Describir las disponibles.
 - b) Tecnologías para el aprovechamiento de la energía. Minería, nuevos materiales, aeronáutica...
 - c) Almacén y distribución de la energía. Centralizados o no, en manos de quién...
 - d) Consumo de la energía. Industrial, transportes, doméstico...
 - e) Costes del sistema: medioambientales, sociales, económicos, políticos.
3. Combinación de los elementos para la constitución del modelo.
 - a) Modelo A.
 - b) Modelo B.
 - c) ...
4. Conclusiones.
5. Bibliografía.

5. Investiga.

Es el momento más laborioso del trabajo de investigación. Para cada documento que consideres importante debes tomar nota de dónde lo encuentres y quién es su autora o autor, para poder completar la bibliografía.

6. Confecciona el documento.

Utiliza un procesador de textos o una aplicación de presentación de diapositivas, editor de vídeo... Es importante que no copies la información sin más, sino que seas capaz de defender el trabajo por ti mismo. Además, si te expresas con tus propias palabras, podrás contestar con más facilidad las preguntas que puedan plantearse tras tu presentación.

Es mejor un trabajo ilustrado (fotos, dibujos, gráficos, esquemas...) que un trabajo solo con texto.

7. Evalúa tu trabajo.

Busca en tu trabajo si algo ha quedado incompleto o ausente, ¿has completado el índice que inicialmente te propusiste? ¿Qué punto del índice es mejorable? ¿Podrías ampliar con más material si surge alguna pregunta tras tu presentación?

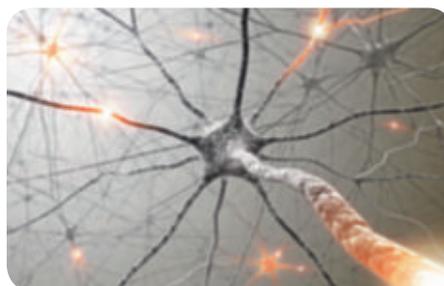
Los números del mundo

No basta con estudiar las teorías de la física y la química (y de cualquier otra ciencia) para saber cómo es el mundo en que vivimos, sino que también hay una serie de datos obtenidos empíricamente que conviene conocer.

El objetivo es, por tanto, dimensionar el universo en el que vivimos. Para ello empleamos órdenes de magnitud, las potencias de 10 en la notación científica. Indicaremos el orden de magnitud con el símbolo de relación: \sim .

Muchas de estas cantidades se conocen con gran precisión –la masa del Sol $(1,988\,55 \pm 0,000\,25) \cdot 10^{30}$ kg–, otras solo se pueden estimar a grandes rasgos, como el número de granos de arena en el planeta Tierra. Se trata de hacerse una idea aproximada de ciertos tamaños. Cuando las cantidades no están bien definidas o resulta imposible calcularlas con exactitud, pero sí pueden estimarse, son útiles para hacer comparaciones e intentar así imaginar otras cantidades por la referencia que nos podemos hacer.

<p>Masa Sol $\sim 10^{30}$ kg La Tierra $\sim 10^{25}$ kg Un tren $\sim 10^6$ kg Una mascota $\sim 10^1$ kg Grano de arena (fina) $\sim 10^{-7}$ kg Electrón $\sim 10^{-30}$ kg</p>	<p>Tiempo Edad del universo $\sim 10^{17}$ s Edad de la Tierra $\sim 10^{17}$ s (1/3 de la edad del universo) Antigüedad del <i>Homo sapiens</i> $\sim 10^{12}$ s Esperanza de la vida humana $\sim 10^9$ s Un año $\sim 10^7$ s Un día $\sim 10^5$ s Periodo de las microondas $\sim 10^{-9}$ s</p>
<p>Velocidad Luz en el vacío $\sim 10^8$ m/s La Tierra en su órbita $\sim 10^4$ m/s Atleta velocista $\sim 10^1$ m/s</p>	<p>Cantidades Moléculas en un vaso de agua $\sim 10^{25}$ moléculas Granos de arena en todas las playas $\sim 10^{19}$ granos Estrellas en una galaxia $\sim 10^{11}$ estrellas Neuronas en un cerebro humano $\sim 10^{11}$ neuronas Personas en la Tierra $\sim 10^9$ personas</p>
<p>Tamaño Universo observable $\sim 10^{26}$ m Sol $\sim 10^9$ m La Tierra $\sim 10^7$ m Grano de arena (fina) $\sim 10^{-4}$ m Bacteria $\sim 10^{-6}$ m Átomo de hidrógeno $\sim 10^{-10}$ m Protón $\sim 10^{-15}$ m</p>	<p>Distancia Estrella más próxima $\sim 10^{16}$ m Tierra-Neptuno $\sim 10^{12}$ m Tierra-Sol $\sim 10^{11}$ m</p>



ACTIVIDADES

- 5 Estima el orden de magnitud de algunas de las medidas más familiares.
 - a) Distancia (en metros): a la casa más próxima, a tu instituto, a una ciudad vecina...
 - b) Masa (en kilogramos): un mueble, un coche, un tren, un edificio...
 - c) Tiempo (en segundos): una canción, un partido de fútbol, una semana, tu edad...
- 6 Con una hoja de cálculo construye una gráfica que facilite la visualización de los órdenes de magnitud de la magnitud tiempo. Añade tus estimaciones.
- 7 Consulta los siguientes vínculos para contrastar la información y completarla:
 - www.wolframalpha.com
 - www.physics.umd.edu/perg/fermi/fermi.htm
 - hypertextbook.com/facts
 - physics.info

1

El átomo y la tabla periódica



¿Por qué son tan diferentes unas sustancias de otras?

El gas **argón** es un componente minoritario del aire. Sus átomos son tan poco reactivos que este gas se emplea en la industria para realizar soldaduras y otros trabajos bajo atmósfera protectora.

El **sodio** no existe en la naturaleza como sustancia simple; siempre forma parte de compuestos químicos. Sus átomos son tan reactivos que, si entran en contacto con el agua, reaccionan violentamente, llegando a formar llamas.

El **oro** aparece en la naturaleza formando parte de compuestos, los minerales. Pero también se encuentran pepitas de oro lavando con agua la tierra de las minas apropiadas.

La disposición de los electrones en cada tipo de átomo es la causante de estas y otras diferencias en su comportamiento.



RECUERDO LO QUE SÉ

- ¿En qué periodo y grupo de la tabla periódica se encuentran el argón, el sodio y el oro?
- ¿Qué es un ion? ¿Cuáles de los elementos anteriores forman iones?
¿Qué carga eléctrica tienen esos iones?
- ¿Cuál de los elementos que se citan en el texto no forma iones?
¿Por qué no lo hace?

INTERPRETO LA IMAGEN

La imagen muestra un trozo de sodio que entra en contacto con agua.

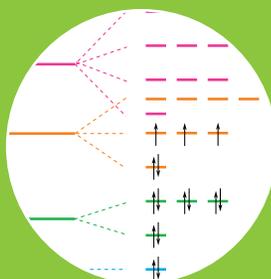
- Describe con tus palabras lo que está ocurriendo.
- ¿Qué es el humo blanco que se genera? ¿Por qué aparecen llamas?
- ¿Cuántos electrones tiene cada átomo de sodio que cae sobre el agua?
- ¿Cuántos electrones tiene cada átomo de sodio después de reaccionar con el agua? ¿En qué se ha transformado?



EN ESTA UNIDAD...



1 Los espectros atómicos y la física cuántica



2 La configuración electrónica de los átomos



3 La tabla periódica de los elementos

	1	2	13	14	15	
	Li 3 6941	Be 4 9002	B 5 1081	C 6 1082	N 7 1402	O 8 1313
3	Na 11 2299	Mg 12 2431	Al 13 2713	Si 14 2809	P 15 3097	S 16 3207
4	K 19 3910	Ca 20 4008	Ga 31 7031	Ge 32 7264	As 33 7594	Se 34 7961
5	Rb 37 8547	Sr 38 8762	In 49 9272	Sn 50 9487	Sb 51 9734	Te 52 1276
6	Ba 56 1373	Tl 81 2044	Pb 82 2072			

4 Propiedades periódicas de los elementos

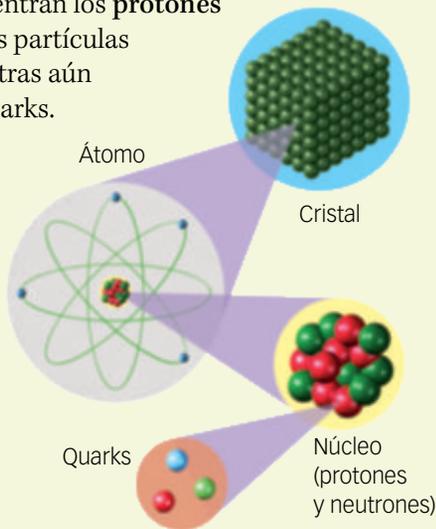


APLICO LO APRENDIDO
¿De qué están hechas las estrellas?

1. Los átomos

La materia está formada por átomos que tienen un núcleo muy pequeño en relación con el tamaño total del átomo.

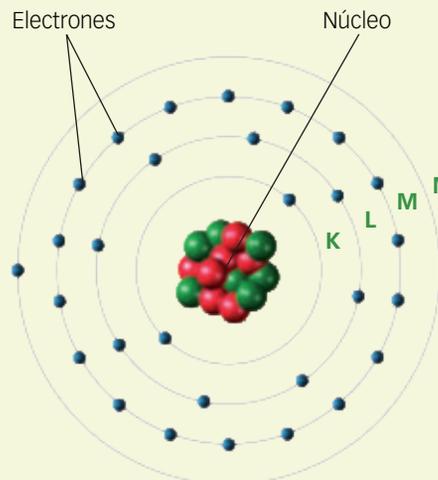
- En el **núcleo** se encuentran los **protones** y los **neutrones**. Estas partículas están formadas por otras aún menores llamadas quarks.
- Alrededor de este núcleo, en la **corteza**, se mueven los **electrones** a una distancia del núcleo muy grande en comparación con el tamaño de este. Es decir, la mayor parte del átomo está vacía.



2. El modelo de Bóhr

En la corteza del átomo los electrones se organizan en capas (denominadas K, L, M, N, etc.), cada una de las cuales está a una distancia concreta del núcleo y puede albergar un número máximo de electrones.

En cada capa los electrones tienen determinado **nivel de energía**. Se dice que el átomo está cuantizado.



Para representar un átomo se utilizan un símbolo y dos números, ${}^A_Z X$:

- El **símbolo**, X , es la inicial del nombre latino del elemento. Puede ir seguido de otra letra si hay varios elementos con la misma inicial.
- El **número atómico**, Z , indica la cantidad de protones.
- El **número másico**, A , indica la cantidad de protones y neutrones en el núcleo.
- En un átomo neutro la cantidad de electrones en la corteza es igual al número de protones.

Por ejemplo, para el ${}^{39}_{19}K$:

	${}^{39}_{19}K$
Nombre	Potasio
Número atómico, Z	19
Número másico, A	39
Número de protones	19
Número de electrones	19
Número de neutrones	$A - Z = 39 - 19 = 20$

3. El modelo atómico actual

Los electrones en la corteza ocupan posiciones que no se pueden predecir al 100%. Pero los electrones se organizan según unas reglas muy concretas.

- Los niveles energéticos de Bóhr son los **niveles principales de energía**.
- Los niveles principales se dividen en uno o varios **subniveles de energía**.
- Dentro de cada subnivel de energía caben uno o varios **orbitales**. Se llama **orbital** a la región del espacio en la que existe una probabilidad elevada de encontrar al electrón.

En cada orbital caben como máximo dos electrones.

- En el 1.^{er} nivel hay un solo subnivel con 1 orbital en total, caben hasta 2 electrones.
- En el 2.^o nivel hay 2 subniveles con 4 orbitales en total, caben hasta 8 electrones.
- En el 3.^{er} nivel hay 3 subniveles con 9 orbitales en total, caben hasta 18 electrones.
- En el 4.^o nivel hay 4 subniveles con 16 orbitales en total, caben hasta 32 electrones.

ACTIVIDADES

- 1 Completa una tabla como la del ${}^{39}_{19}K$ para los siguientes elementos:
 a) 7_3Li b) ${}^{35}_{17}Cl$ c) ${}^{12}_6C$ d) ${}^{56}_{26}Fe$
- 2 Haz un esquema representando los electrones que giran alrededor de un átomo de fósforo ($Z = 15$).
- 3 Utiliza una tabla periódica para localizar e identificar los siguientes elementos. Determina cuáles son metales y cuáles son no metales.
 a) $Z = 5$ b) $Z = 49$ c) $Z = 10$ d) $Z = 53$

1.1. ¿Qué es un espectro?

Cuando la luz del Sol atraviesa un prisma de vidrio o de cuarzo, se descompone en colores, de manera similar a la formación de un arco iris. La luz solar es una radiación compleja y las luces de colores que se originan no son más que el conjunto de las radiaciones simples que la forman.

El **espectro** de una radiación es el conjunto de las radiaciones simples que la forman, mostradas de un modo ordenado.

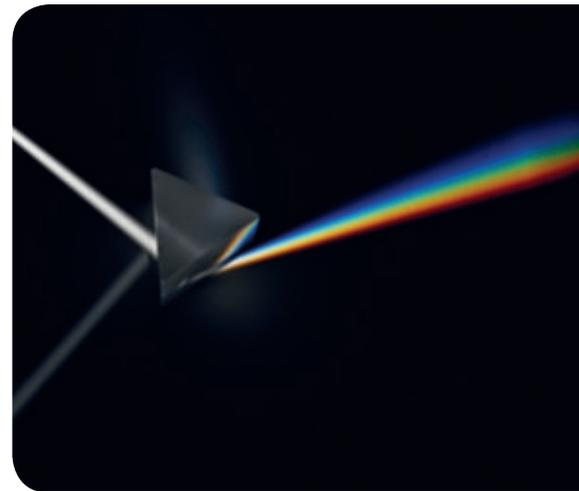
De forma similar, podemos analizar las radiaciones que proceden de los átomos de un elemento químico. Esto hicieron los espectroscopistas en los primeros años del siglo XX, y los resultados de sus investigaciones fueron determinantes para conocer la verdadera estructura de los átomos.

1.2. Espectros de emisión y de absorción

Si calentamos un material a una temperatura elevada o lo sometemos a una descarga eléctrica, sus átomos desprenderán radiación, que es característica del tipo de átomos. Si la analizamos, obtendremos su **espectro de emisión**.

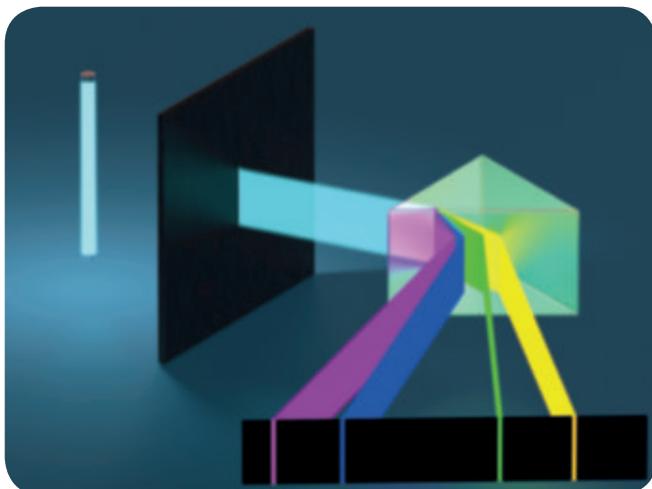
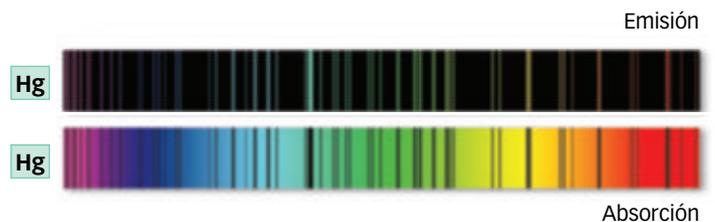
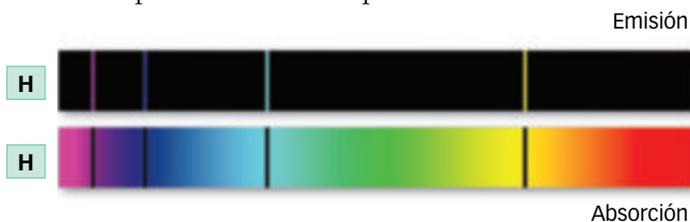
Los materiales muestran un color concreto porque, al iluminarlos con la luz del Sol, absorben parte de sus radiaciones y no otras. Podemos obtener el **espectro de absorción** de los átomos analizando la radiación que queda después de haberlos iluminado con una radiación compleja.

Los espectroscopistas descubrieron que los átomos de cada elemento químico tienen un espectro que los identifica. Y además, vieron que su espectro de emisión es complementario de su espectro de absorción.

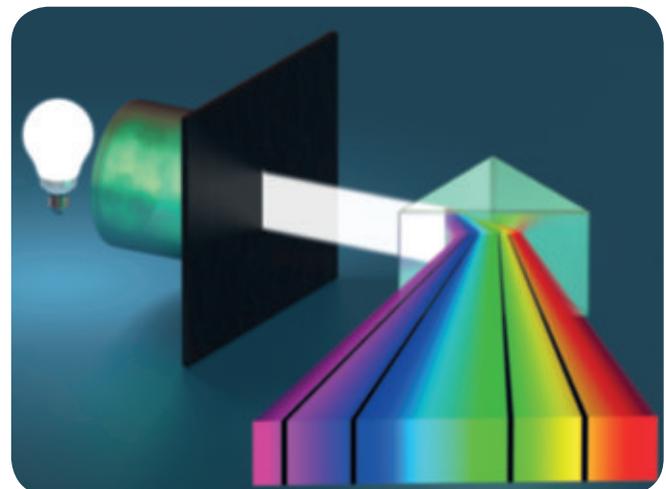


Si hacemos pasar la luz blanca por un prisma obtenemos su **espectro**.

El espectro es el **carné de identidad** de un elemento. Las líneas del espectro de absorción de un elemento se corresponden con las líneas de emisión del mismo elemento (en la parte inferior). Para un mismo elemento su espectro de absorción es complementario del de emisión.



Para obtener un espectro de emisión. Se excita la muestra, por ejemplo, poniéndola a una llama o sometiéndola a una descarga eléctrica. Cuando los átomos de la muestra liberan energía, vuelven al estado fundamental o de reposo, emitiendo las radiaciones que analizamos en su espectro de emisión.

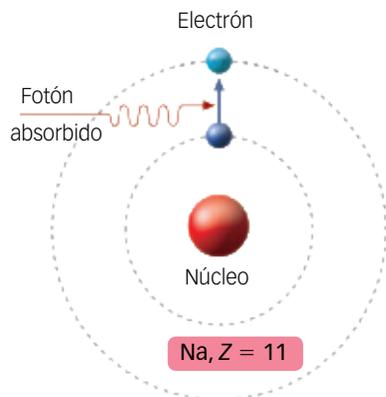


Para obtener un espectro de absorción. Iluminamos la muestra con luz blanca y recogemos la luz que atraviesa la muestra. Contendrá todas las radiaciones de la luz blanca, menos las que han sido absorbidas por los átomos de la muestra.

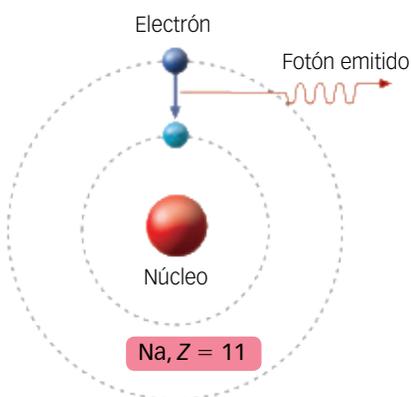
1. Los espectros atómicos y la física cuántica

1.3. El átomo de Böhrr y los espectros atómicos

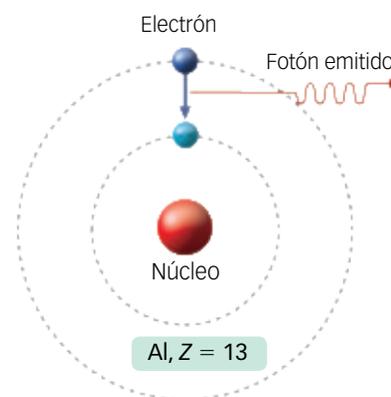
El modelo atómico de Böhrr, que suponía que los electrones de un átomo se disponían en capas o niveles de energía, explicaba por qué los espectros de los átomos de cada elemento eran característicos y por qué el espectro de emisión era complementario del espectro de absorción. Observa el gráfico.



Para que un electrón pase de una órbita interna a otra exterior, tiene que **absorber** un fotón. La energía de este fotón debe coincidir con la diferencia de energía de esas órbitas.



Cuando el electrón pasa de una órbita exterior a otra interior, **emite** un fotón. La energía de este fotón es la diferencia de energía entre ambas órbitas.



Cuando el electrón de un átomo de aluminio sufre un cambio similar, emite o absorbe un fotón de energía diferente al electrón del átomo de sodio.

La energía de un electrón en una órbita depende de la carga del núcleo y de la órbita en que se encuentre. Así pues, la energía de un electrón de un átomo de Na en su órbita 3 es diferente de la energía de un electrón de un átomo de Al en su órbita 3. La energía que absorbe un electrón de un átomo de Na al pasar de la órbita 3 a la 4 será diferente a la que absorbería si fuese de Al.

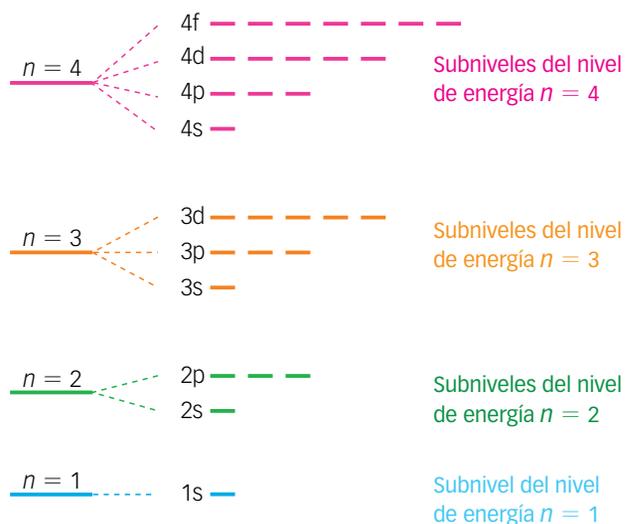
A medida que se avanzó en el estudio de los espectros, quienes los estudiaban encontraron que había más rayas de las que cabía esperar si el modelo de Böhrr fuese el correcto. Además, el número de rayas aumentaba si los espectros se generaban en presencia de un campo magnético.

Si hay más rayas, es porque los electrones pueden estar en más niveles de energía de los que había predicho Böhrr.

Un estudio detallado de los espectros permitió determinar cuántos subniveles podía haber en cada nivel de energía y cómo se desdoblaba cada subnivel cuando el átomo estaba en un campo magnético. Observa la distribución en el esquema.

Los subniveles de energía se identifican con un número (1, 2, 3...), que indica el nivel principal, y una letra (s, p, d, f). A partir de $n = 5$, se repite el esquema de subniveles de $n = 4$.

En presencia de un campo magnético los subniveles p se desdoblán en 3, los d, en 5 y los f, en 7. Todos los subniveles de un tipo (por ejemplo, los cinco 3d) se representan con líneas del mismo color y en la misma horizontal porque tendrán la misma energía, salvo que estén sometidos a un campo magnético.



Nivel principal Subniveles de energía de energía.

1.4. El modelo mecanocuántico del átomo

Puesto que el modelo de Bóhr no era suficiente para explicar los hallazgos de los espectroscopistas, se hizo necesario buscar otro nuevo. El científico austriaco Erwin Schrödinger (1887-1961) utilizó dos principios de la mecánica cuántica para establecer un nuevo modelo atómico.

El principio de dualidad onda-corpúsculo fue enunciado en 1923 por el francés Louis-Victor de Broglie (1892-1987).

Principio onda-corpúsculo

El principio de dualidad onda-corpúsculo dice que toda partícula que se mueve lleva asociada una onda.

La onda no se percibe en cuerpos macroscópicos, pero sí cuando tienen el tamaño inferior a un átomo. Por ello, el movimiento del electrón en un átomo se puede describir mediante la ecuación matemática de una onda.

El principio de indeterminación o de incertidumbre fue enunciado en 1927 por el alemán Werner Heisenberg (1901-1976).

Principio de indeterminación o de incertidumbre

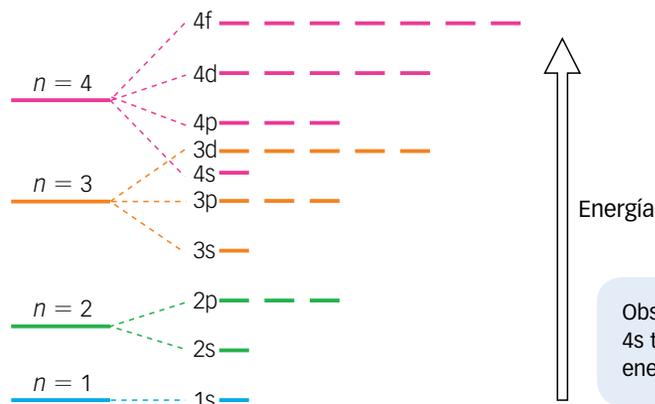
Es imposible conocer a la vez y con exactitud la posición y el momento lineal del electrón.

En consecuencia, no se puede conocer la posición exacta del electrón. Solo podemos hablar de la probabilidad de que se encuentre en un determinado lugar.

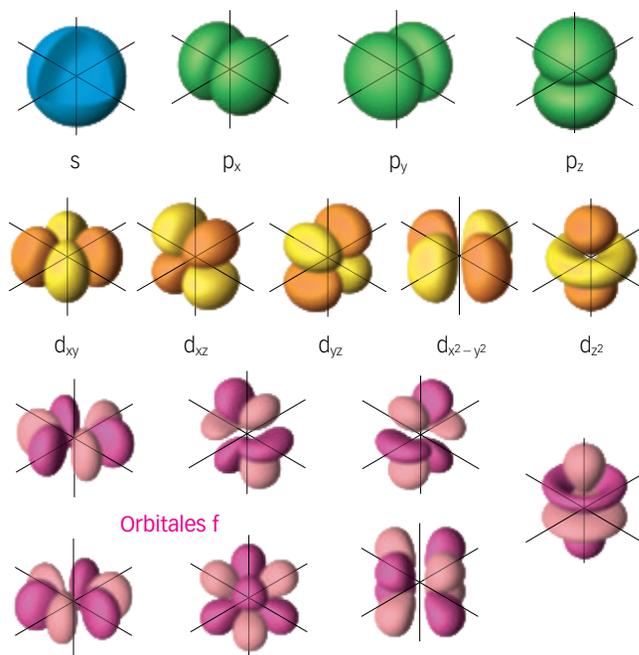
Partiendo de estos principios, Schrödinger encontró una función matemática que permite conocer la probabilidad de encontrar al electrón en una determinada región del espacio. Al resolver la ecuación, se percató de que el electrón solo se podía encontrar en ciertas regiones del espacio, a las que denominó **orbitales**.

Logró calcular la energía del electrón en cada orbital y sus resultados permitían explicar completamente los espectros de los átomos. Es decir, los orbitales se distribuían en niveles y subniveles de energía, como habían previsto los espectroscopistas.

La ecuación de Schrödinger determina que el orden de energía de los orbitales es el que sigue:



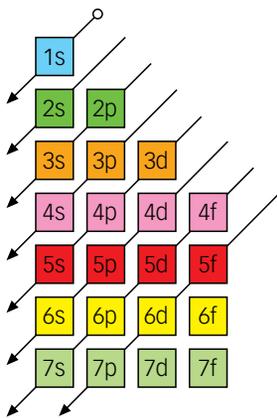
Observa que el orbital 4s tiene menos energía que los 3d.



Forma de los distintos tipos de **orbitales**, tal y como resultan de la ecuación de Schrödinger. El tamaño de los orbitales es mayor cuando mayor sea su nivel principal. Un orbital 3p tiene la misma forma que uno 2p, aunque su tamaño es mayor.

El **espín** de los electrones es una propiedad cuántica que no tiene una magnitud equivalente a nivel macroscópico. Se representa con una flecha hacia arriba o una flecha hacia abajo para indicar los dos valores que puede tomar.

2. La configuración electrónica de los átomos



En el **diagrama de Möller** se representan tipos de orbitales. El cuadrado **2p** representa los 3 orbitales 2p; el **3d** representa los 5 orbitales 3d; y el **4f** representa los 7 orbitales 4f.

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

La configuración electrónica de un átomo se rige por tres principios.

Principio de mínima energía

Los electrones se colocan en el orbital disponible de menor energía.

El orden de energía de los orbitales no coincide con el de los niveles y subniveles; para recordarlo se aplica la regla de las diagonales, o diagrama de Möller. Este diagrama solo es una regla mnemotécnica.

Principio de exclusión de Pauli

En un átomo no puede haber dos electrones en el mismo estado.

En consecuencia, en un orbital solo puede haber dos electrones, que tendrán diferente espín.

Principio de la máxima multiplicidad de Hund

Cuando por los dos principios anteriores se puedan dar varias configuraciones, la más favorable es la que permite el mayor número de electrones con el mismo espín (desapareados).

Dos electrones están apareados cuando tienen distinto espín, y desapareados cuando tienen el mismo espín.

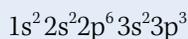
Según el principio de Hund, cuando se llenan orbitales de la misma energía (por ejemplo, los 3 orbitales p de un nivel), primero se coloca un electrón en cada orbital. Luego, cuando hay un electrón en cada orbital, se coloca el segundo electrón en un orbital, y así sucesivamente.

En el diagrama de abajo se muestra la configuración electrónica de un átomo de fósforo ($Z = 15$). Cada segmento horizontal representa un orbital. Cada flecha representa un electrón. Observa que en los orbitales 3p los electrones se sitúan cada uno en un orbital (desapareados).

La configuración de un átomo también se puede escribir con pequeñas cajas. Cada caja representa un orbital:



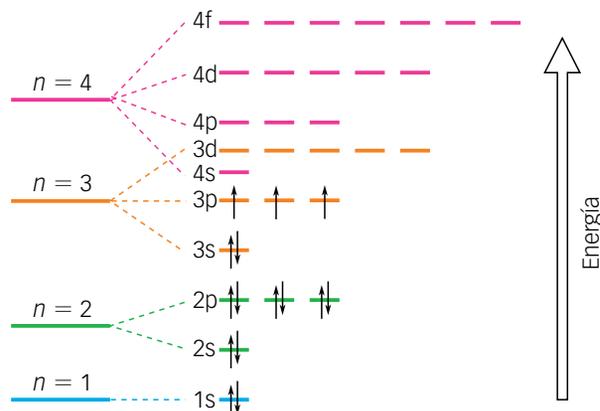
O también de forma más abreviada:



ACTIVIDADES

4 Escribe la configuración electrónica de los elementos:

- | | |
|-------|-------|
| a) Ca | e) I |
| b) Sn | f) Fe |
| c) Cs | g) Al |
| d) N | h) Xe |



EJEMPLO RESUELTO 2

Escribe la configuración electrónica del bismuto ($Z = 83$).

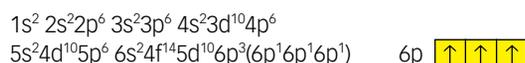
El número atómico del elemento químico indica el número de electrones en su corteza. Estos se han de colocar en los orbitales según los tres principios.

Para el orden de energía sigue el diagrama de Möller según indican las flechas.

- Primera flecha. Solo hay un orbital, el 1s. Por el principio de exclusión solo entran 2 electrones. $1s^2$.
- Segunda flecha. Solo está el orbital 2s. $2s^2$.
- Tercera flecha. Están los 3 orbitales 2p, en cada uno de los cuales entran 2 electrones, y el 3s. $2p^6, 3s^2$.
- Cuarta flecha. Están los 3 orbitales 3p y el 4s. $3p^6 4s^2$.

- Quinta flecha. Comienza con los 5 orbitales 3d, seguidos de los 3 orbitales 4p y el orbital 5s. $3d^{10} 4p^6 5s^2$.
- Sexta flecha. Siguen $4d^{10} 5p^6 6s^2$. Van 56 electrones.
- Séptima flecha. Comienza con los 7 orbitales 4f, que albergan 14 electrones, seguidos de los 5 orbitales 5d, que albergan 10 electrones. Luego los 3 orbitales 6p, donde se colocan los 3 electrones que faltan. De acuerdo con el principio de Hund, estarán cada uno en un orbital 6p (desapareados). Así: $4f^{14} 5d^{10} 6p^3 (6p^1 6p^1 6p^1)$.

La configuración electrónica queda así:



2.1. Átomos en estado fundamental y en estado excitado

Cuando un átomo tiene todos sus electrones en el orbital de menor energía posible, se dice que se encuentra en **estado fundamental**.

- Cuando se comunica energía a un átomo, alguno de sus electrones puede pasar a un nivel de energía superior; se dice que el átomo se encuentra en **estado excitado**.
- Tanto si el átomo está en estado fundamental como si está en estado excitado, se debe cumplir el principio de exclusión. Es decir, como mucho puede haber 2 electrones en un orbital.

EJEMPLO RESUELTO 1

Estudia si las siguientes configuraciones electrónicas corresponden a un átomo en estado fundamental, excitado o no es una configuración permitida.

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

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

Corresponde a un átomo en **estado fundamental**, ya que todos sus electrones se encuentran en el orbital de menor energía posible. Observa que el modo en que está escrita esta configuración agrupa los orbitales de cada capa pero

respetando el orden de llenado; se ha llenado el orbital 4s y están parcialmente ocupados los 3d, cuya energía es mayor que la del 4s.

- $1s^2 2s^3 2p^6 3s^2$

Corresponde a un **estado no permitido o prohibido**. Al indicar $2s^3$ estamos diciendo que en el orbital 2s hay tres electrones, lo que contradice el principio de exclusión de Pauli.

- $1s^1 4s^1$

Corresponde a un átomo en **estado excitado**, ya que el electrón que se encuentra en el orbital 4s podría estar en un orbital de menor energía.

ACTIVIDADES

- Las siguientes configuraciones electrónicas pertenecen a átomos que no se encuentran en estado fundamental. Explica por qué y escribe la configuración correspondiente al átomo en el estado de menor energía posible:

- $1s^2 2p^3$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3d^2$
- $3s^2$
- $1s^2 2p^2 3d^2$

- Estudia si las siguientes configuraciones electrónicas corresponden a un átomo en estado fundamental, prohibido o excitado:

- $1s^2 2s^2 2p^6 4s^1$
- $1s^2 2s^2 2p^7 3s^2$
- $1s^2 2s^2 2p^5$
- $1s^2 2s^1 2p^6 3s^1$

3. La tabla periódica de los elementos



Hasta el año 1700, solo se conocían 12 elementos, y en 1830 se habían identificado 55. La mayoría se descubrieron durante el siglo XIX; los cuatro últimos elementos incorporados a la tabla en 2016 fueron sintetizados en laboratorios (nihonio, moscovio, teneso y oganesón) y con ellos la tabla periódica actual cuenta con 118 elementos conocidos.

En la tabla del anexo II se representan todos los elementos químicos conocidos. Esta organización se denomina **tabla periódica** (o **sistema periódico**).

En la tabla periódica se recogen todos los elementos químicos conocidos en orden creciente de **número atómico**.

3.1. Un poco de historia

Desde que se comenzó a aumentar el número de elementos químicos conocidos, uno de los retos de la ciencia fue clasificarlos por sus propiedades comunes. El criterio de clasificación ha ido cambiando con el tiempo.

Hasta comienzos del siglo XIX, solo se distinguió entre **metales** y **no metales**. El Cu y el Au son metales, mientras que el N y el O son no metales.

1817

Johann W. Döbereiner (1780-1849) los clasificó en 1817 atendiendo a sus masas atómicas. Solo consiguió relacionar tres grupos de tres elementos cada uno. Cada grupo era una **tríada**.

Las **propiedades** de los elementos que formaban cada **tríada** variaban de forma progresiva y la masa del elemento intermedio era, aproximadamente, la media aritmética de la de los otros dos.

Elemento	Masa atómica	Elemento	Masa atómica	Elemento	Masa atómica
Calcio	40,08	Cloro	35,45	Azufre	32,06
Estroncio	87,62	Bromo	79,90	Selenio	78,96
Bario	137,33	Yodo	126,90	Teluro	127,60

1863

John A. R. Newlands (1838-1898) ordenó los elementos en 1863 según su masa y los clasificó por las semejanzas en sus propiedades. Comprobó que estas se repetían cada ocho elementos. Esto se conoció como la **ley de las octavas**. Este criterio de clasificación resulta válido para átomos de masa pequeña y deja de cumplirse a partir del cromo.

1870

Dimitri I. Mendeleiev (1834-1907) publicó en 1870 la primera tabla de los elementos químicos. Los ordenó por su masa atómica y los agrupó por sus propiedades. La llamó **tabla periódica** de los elementos porque las propiedades de los elementos se repetían cada cierto número de ellos (de forma periódica). Al trabajar su clasificación **dejó huecos** en la tabla, prediciendo las propiedades de los elementos que aún estaban por descubrirse.

1871

J. Lothar Meyer (1830-1895) ordenó según el volumen atómico. Su tabla, publicada en 1871, resultó muy parecida a la de Mendeleiev.

1914

La tabla periódica actual se debe a **Henry G. F. Moseley** (1887-1915). En ella el criterio de clasificación es el **número atómico**. Es importante resaltar que en esta tabla los elementos de una misma columna presentan propiedades semejantes, tal y como había previsto Mendeleiev.

3.2. La tabla periódica y la configuración electrónica

En la tabla periódica los elementos se organizan en **periodos** y **grupos**.

La colocación de un elemento químico en una casilla concreta de la tabla periódica depende de su configuración electrónica. Lo más significativo es la configuración de su **capa de valencia**, es decir, la capa electrónica más externa.

Analizando la configuración de la capa de valencia de los elementos vemos:

1. En la tabla periódica se representan todos los elementos químicos conocidos, colocados en orden creciente de su **número atómico**.
2. Las filas de la tabla periódica se denominan **periodos**, hay siete periodos. Todos los elementos de un mismo periodo tienen **la misma capa de valencia**, que coincide con el número del periodo. Así, para el Na y todos los elementos del tercer periodo, la capa de valencia corresponde a $n = 3$.
3. Las columnas de la tabla periódica se denominan **grupos**, hay 18 grupos. Todos los elementos de un mismo grupo tienen la misma configuración electrónica en su capa de valencia. Por ejemplo, el nitrógeno (N: $Z = 7$) y todos los elementos del grupo 15 tienen configuración ns^2np^3 en su última capa (el valor de n depende del periodo).
4. Los elementos en los grupos 1, 2 y del 13 al 18 se llaman elementos de los **grupos principales**. Son elementos en los que el último electrón se sitúa en un orbital de tipo s o de tipo p.
5. Los elementos que se sitúan del grupo 3 al 12 tienen el último electrón en un orbital tipo d. Se llaman **elementos del bloque d**, también conocidos como **elementos de transición**. Observa que los orbitales d pertenecen a una capa más interna que el orbital s ya completo. Esos elementos tienen configuración en sus últimos niveles $ns^2(n-1)d^x$.
6. En el grupo 3 para los periodos 6 y 7 encontramos los **elementos del bloque f**, también conocidos como elementos de transición interna. Son los elementos con el último electrón en un orbital tipo f. Observa que los orbitales f que se llenan pertenecen a una capa más interna que el orbital s ya completo; esos elementos tienen configuración en sus últimos niveles $ns^2(n-2)f^x$.

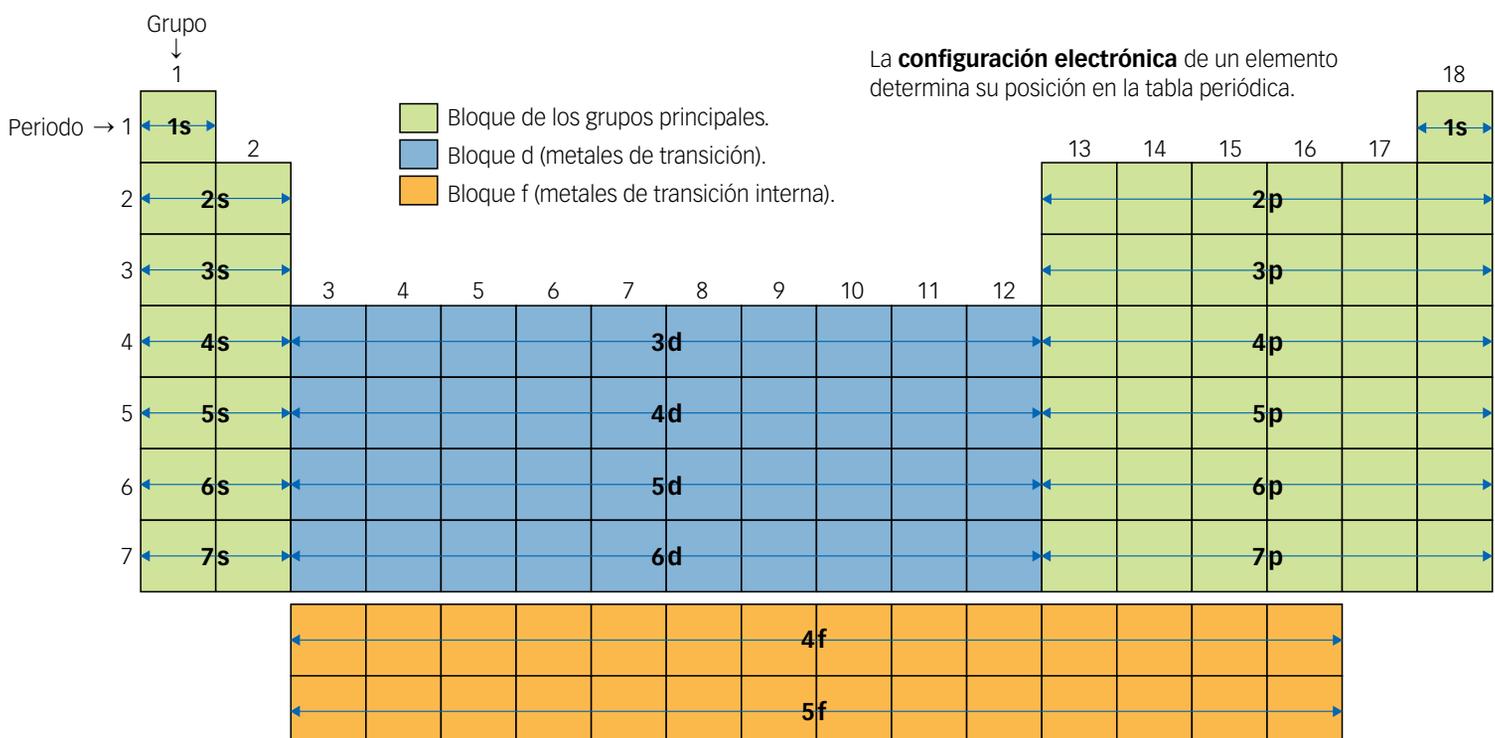
RECUERDA

Configuración electrónica abreviada

Para escribir la configuración electrónica de un elemento puedes anteponer entre corchetes el **gas noble anterior** y escribir con detalle la configuración de los electrones restantes.

Observa los ejemplos de la tabla siguiente.

Elemento	Z	Configuración electrónica abreviada
He	2	$1s^2$
B	5	$[\text{He}] 2s^2 2p^1$
N	7	$[\text{He}] 2s^2 2p^3$
Ne	10	$[\text{He}] 2s^2 2p^6$
Na	11	$[\text{Ne}] 3s^1$
Si	14	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^2$
S	16	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$
Sc	21	$[\text{Ar}] 4s^2 3d^1$
Zn	30	$[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10}$



3. La tabla periódica de los elementos

RECUERDA

¿Cuáles son los electrones de valencia?

Son los que están en el último nivel principal de energía o capa de valencia.

Elemento	Electrones de valencia
He	1s ²
B	2s ² 2p ¹
N	2s ² 2p ³
Ne	2s ² 2p ⁶
Na	3s ¹
Si	3s ² 3p ²
S	3s ² 3p ⁴
Sc	4s ²
Zn	4s ²

Compara con la tabla del margen de la página anterior y verás que no se consideran los electrones de las capas más internas.

3.3. La valencia iónica de los elementos

Se denomina **electrones de valencia** a los electrones situados en la capa de valencia de un átomo, la más externa. Son los electrones responsables del comportamiento químico de los átomos.

Los gases nobles son los únicos elementos químicos que aparecen en la naturaleza en estado aislado. Esto es así porque sus átomos son muy estables. Si observamos la configuración electrónica de valencia de los gases nobles, vemos que es ns^2np^6 (con la excepción del helio, que es $1s^2$). Esta estructura indica que el nivel está lleno, de ahí su estabilidad.

Los demás elementos químicos al combinarse entre sí ganan, pierden o comparten electrones con otros átomos. Consiguen así configuración de gas noble en su capa de valencia. Esta configuración electrónica da estabilidad.

Se llama **valencia iónica** de un elemento al número de electrones que ganan o pierden sus átomos para alcanzar la configuración del gas noble más próximo.

La valencia de los gases nobles es 0. La del sodio es +1, ya que si pierde el electrón de su capa de valencia se queda con la capa anterior completa y, por tanto, con configuración de gas noble. Todos los elementos que están en el grupo 1 tienen la misma configuración de la capa de valencia que el sodio, por lo que tendrán la misma valencia.

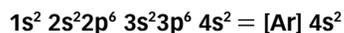
La valencia de un elemento se relaciona con su lugar en la tabla periódica.

EJEMPLO RESUELTO 2

Escribe la configuración electrónica del Ca, predice su valencia y determina la configuración electrónica del ion.

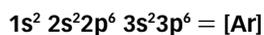
Para escribir la configuración electrónica de un elemento necesitamos su número atómico: calcio, $Z = 20$.

Nos podemos ayudar del diagrama de Möller y asegurarnos de que se cumplen los tres principios.



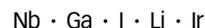
Como tiene 2 electrones en su capa de valencia, los perderá para adquirir la configuración del argón, el gas noble más cercano. Su valencia es +2.

Configuración electrónica del ion Ca^{2+} :



EJEMPLO RESUELTO 3

Observando su colocación en la tabla periódica, especifica la configuración electrónica abreviada de:



Para cada elemento, el **periodo** en el que se encuentra nos indica el número de su capa de valencia, y el **grupo** al que pertenece, el número de electrones que debemos colocar desde el inicio de esa capa de valencia.

	Z	Grupo	Periodo	Configuración abreviada
Nb	41	5	5	[Kr] 5s ² 4d ³ (4d ¹ 4d ¹ 4d ¹)
Ga	31	13	4	[Ar] 4s ² 3d ¹⁰ 4p ¹
I	53	17	5	[Kr] 5s ² 4d ¹⁰ 5p ⁵ (5p ² 5p ² 5p ¹)
Li	3	1	2	[He] 2s ¹
Ir	77	9	6	[Xe] 6s ² 5d ⁷ (5d ² 5d ² 5d ¹ 5d ¹ 5d ¹)

ACTIVIDADES

7 Escribe la configuración electrónica del cloro, predice su valencia y haz la configuración electrónica del ion cloro.

8 Observando su colocación en la tabla periódica, especifica la configuración de la capa de valencia de:

- a) Ar b) Ga c) Sn d) Ba

9 Un ion tiene carga -3 y la configuración electrónica del Ne, ¿de qué ion se trata?

10 En qué grupo y en qué periodo estarán los elementos cuya configuración de la capa de valencia es:

- a) 5s² b) 4s² 3d⁵ c) 3s² 3p² d) 4s² 4p⁶

Estudiar la estructura de la corteza y su configuración electrónica

a) Estudia si las siguientes configuraciones electrónicas corresponden a un átomo en estado fundamental, prohibido o excitado.

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

b) Identifica los elementos indicando a qué periodo y a qué grupo de la tabla periódica pertenecen.

c) El átomo excitado pasará al estado fundamental liberando energía en forma de fotones. Estudia cuántas rayas del espectro de emisión podemos encontrar.

SOLUCIÓN

1. Comprende el enunciado.

Datos conocidos	Resultados a obtener
<ul style="list-style-type: none"> Las configuraciones electrónicas. 	<ul style="list-style-type: none"> Valorar el estado. Ubicar en la tabla e identificar el elemento. Rayas del espectro de emisión.

Apartado A

2. Determina si cada configuración cumple o no con los principios requeridos.

Para obtener la configuración electrónica de un átomo debes tener en cuenta: el principio de **mínima energía**, el principio de **Pauli** y el principio de **Hund**.

i) $1s^2 2s^2 2p^5 3s^2 3p^5$

Los electrones no están en el estado de menor energía posible. En uno de los tres orbitales 2p solo hay un electrón, mientras que en orbitales de energía superior hay más electrones.

Es la configuración de un átomo en **estado excitado**.

ii) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$

En esta configuración todos los electrones se encuentran en el orbital de menor energía posible.

Es la configuración de un átomo en estado **fundamental**.

iii) $1s^2 2s^3 2p^6 3s^2 2p^4$

En el orbital 2s hay tres electrones. Es una configuración **prohibida**.

Apartado B

3. Localiza e identifica los elementos.

i) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ (en el estado fundamental).

El periodo al que pertenece coincide con el mayor número cuántico principal, $n = 3$.

El grupo al que pertenece viene dado por el último electrón en alojarse, p^4 , el **grupo 16**. Se trata del **azufre, S**.

ii) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$

El periodo al que pertenece coincide con el nivel, $n = 4$.

El grupo al que pertenece viene dado por el último electrón en alojarse, d^{10} , se trata del **grupo 12**.

Es el **cinc, Zn**.

Apartado C

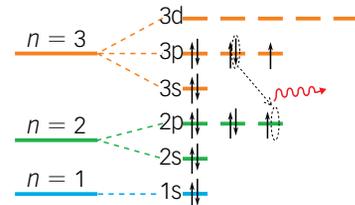
4. Analiza las diferencias de energía entre subniveles.

En la configuración electrónica ya hemos visto que hay un hueco que recibirá un electrón en 2p. Los electrones vendrán de niveles con energía superior 3s y 3p.

5. Relaciona los saltos electrónicos con rayas del espectro.

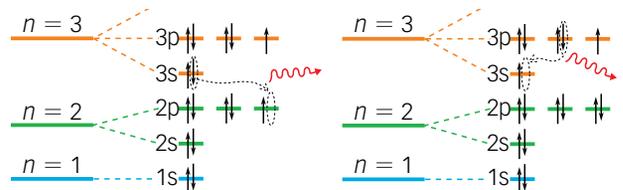
Desde la situación inicial pueden darse dos caminos para llegar al estado fundamental.

- Un electrón salta desde **3p** hasta **2p** y libera un fotón con la energía de la diferencia entre ambos estados. Este tránsito provoca una línea en el espectro.



- Un electrón salta desde **3s** hasta **2p** y libera otro fotón con la energía de la diferencia entre ambos estados. Este tránsito provoca una segunda línea en el espectro. Además, queda un hueco en **3s** que pueden ocupar otros electrones procedentes de **3p** de energía superior.

Un electrón salta desde **3p** hasta el hueco que queda en **3s**, libera un fotón con la energía correspondiente a la diferencia de energía entre ambos estados. Este tránsito provoca, por tanto, una tercera línea en el espectro.



Por tanto, en una muestra de átomos **excitados** encontramos **tres líneas en el espectro**.

6. Evalúa el resultado.

La configuración electrónica de un átomo permite ubicar el elemento en la tabla periódica.

Las rayas de un espectro se relacionan con la diferencia de energía entre los orbitales de un átomo.

4. Propiedades periódicas de los elementos

Algunas propiedades de los elementos químicos tienen que ver con su posición en la tabla, o lo que es lo mismo, con su configuración electrónica.

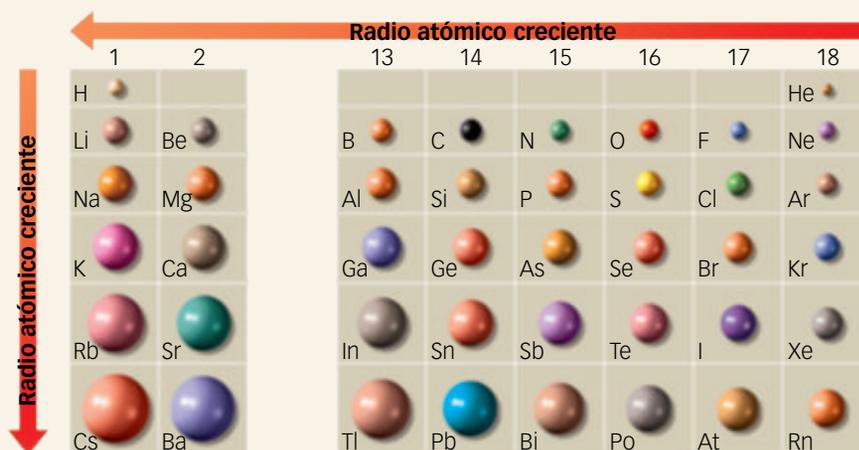
Se llaman **propiedades periódicas** de los elementos químicos aquellas que podemos estudiar en relación con el lugar que ocupan en la tabla periódica.

4.1. Tamaño de los átomos

De los datos obtenidos resulta que el radio atómico:

- En los **grupos** aumenta al aumentar el número atómico.
- En los **periodos** disminuye al aumentar el número atómico.

Observa que el **tamaño de los átomos** aumenta en un grupo y disminuye en un periodo a medida que aumenta el número atómico.



Para entender por qué es así hay que recordar que en el núcleo hay cargas positivas (protones) y en la corteza cargas negativas (electrones). También hay que recordar que a mayor distancia, la fuerza eléctrica es menor.

Analizamos estos efectos en los elementos del grupo 1 y periodo 2. Observa en cada uno el número atómico y la configuración de valencia.

1 H 1s ¹								
3 Li 2s ¹	4 Be 2s ²	5 B 2s ² 2p ¹	6 C 2s ² 2p ²	7 N 2s ² 2p ³	8 O 2s ² 2p ⁴	9 F 2s ² 2p ⁵	10 Ne 2s ² 2p ⁶	
11 Na 3s ¹								
19 K 4s ¹								
37 Rb 5s ¹								
55 Cs 6s ¹								

ACTIVIDADES

- ¿Por qué disminuye el tamaño de los átomos de un periodo a medida que aumenta su número atómico si todos tienen los electrones de valencia en la misma capa?
- Ordena según su tamaño los siguientes átomos:
Si; Ca; F; O; Rb; Al.

- En un **grupo**, a medida que aumenta el número atómico, aumenta el número de la capa de valencia y, por tanto, aumenta la distancia al núcleo. En consecuencia, los electrones de valencia están cada vez más alejados del núcleo y el tamaño del átomo es cada vez mayor.
- En un **periodo**, los electrones de valencia se sitúan en orbitales de la misma capa. Pero a medida que aumenta Z , aumenta el número de protones del núcleo, y con ello la atracción que ese núcleo ejerce sobre los electrones, lo que hace que se aproximen, y por eso disminuye el tamaño de los átomos.

4.2. Energía de ionización

Se llama **energía de ionización**, EI (o potencial de ionización, PI), a la energía que hay que comunicar a un átomo aislado (en estado gaseoso) para arrancar un electrón exterior de su capa de valencia. Se mide en kJ/mol.



Esta es la definición de la primera energía de ionización. Algunos átomos pierden más de un electrón; en esos casos hay que hablar de la segunda energía de ionización, la tercera, etc. En este curso solo analizamos los valores de la primera energía de ionización, en general.

De los datos obtenidos resulta que la energía de ionización:

- En los **grupos** disminuye al aumentar el número atómico.
- En los **periodos** aumenta al aumentar el número atómico.

	1								18
1	1 H 1312								2 He 2372
2	3 Li 520	4 Be 899	5 B 800	6 C 1086	7 N 1402	8 O 1313	9 F 1681	10 Ne 2080	
3	11 Na 496	12 Mg 738	13 Al 577	14 Si 786	15 P 1012	16 S 1000	17 Cl 1251	18 Ar 1521	
4	19 K 419	20 Ca 590	31 Ga 579	32 Ge 762	33 As 947	34 Se 941	35 Br 1140	36 Kr 1351	
5	37 Rb 403	38 Sr 549	49 In 558	50 Sn 708	51 Sb 834	52 Te 869	53 I 1008	54 Xe 1170	
6	55 Cs 376	56 Ba 503	81 Tl 589	82 Pb 715	83 Bi 703	84 Po 812	85 At 920	86 Rn 1037	

Observa que la **primera energía de ionización** (kJ/mol) disminuye en un grupo y, en general, aumenta en un periodo a medida que aumenta el número atómico. Los valores más altos se indican con un fondo más oscuro.

Para entender por qué es así hay que recordar que en el núcleo hay cargas positivas (protones) y en la corteza cargas negativas (electrones). También hay que recordar que a mayor distancia, la fuerza eléctrica es menor, y sabemos además cómo varía el tamaño del átomo.

	1								
	H 1s ¹								
	3 Li 2s ¹	4 Be 2s ²	5 B 2s ² 2p ¹	6 C 2s ² 2p ²	7 N 2s ² 2p ³	8 O 2s ² 2p ⁴	9 F 2s ² 2p ⁵	10 Ne 2s ² 2p ⁶	
	11 Na 3s ¹								
	19 K 4s ¹								
	37 Rb 5s ¹								
	55 Cs 6s ¹								

Energía de ionización aumenta →

Energía de ionización aumenta ↑

- En un **grupo**, a medida que aumenta el número atómico, aumenta el número de capas y el tamaño del átomo. En consecuencia, los electrones de valencia están cada vez más alejados del núcleo y es más fácil arrancarlos (se requiere menos energía).
- En un **periodo**, los electrones de valencia se sitúan en orbitales de la misma capa. Pero a medida que aumenta el número atómico aumentan las cargas positivas del núcleo y disminuye el tamaño del átomo, y con ello la atracción de ese núcleo sobre los electrones de valencia, por lo que se requiere más energía para arrancarlos.

ACTIVIDADES

- 13 ¿Por qué disminuye la energía de ionización de los átomos de un grupo a medida que aumenta su número atómico?
- 14 Ordena los siguientes elementos en orden creciente de energía de ionización:
Si; Ca; F; O; Rb; Sr.

4. Propiedades periódicas de los elementos

4.3. Afinidad electrónica

Se llama **afinidad electrónica** (AE) a la mínima energía que cede o desprende un átomo en estado gaseoso cuando capta un electrón. Se mide en kJ/mol.



Esta es la definición de la primera afinidad electrónica. Algunos átomos ganan más de un electrón; en esos casos hay que hablar de la segunda afinidad electrónica, la tercera, etc. En este curso solo analizamos los valores de la primera afinidad electrónica.

Se conocen los valores de la afinidad electrónica de la mayor parte de los elementos de la tabla periódica. No obstante, resulta difícil encontrar una relación que permita justificar su variación de forma sencilla.

Tabla periódica de **afinidades electrónicas** (kJ/mol). El cloro es el elemento de la tabla con mayor valor de afinidad electrónica. Es el que manifiesta mayor «apetito» por los electrones.

					18
					2 He -21
5	6	7	8	9	10
B +27	C +122	N -7	O +141	F +328	Ne -29
13	14	15	16	17	18
Al +43	Si +134	P +72	S +200	Cl +349	Ar -35
31	32	33	34	35	36
Ga +29	Ge +116	As +78	Se +195	Br +325	Kr -39
49	50	51	52	53	54
In +29	Sn +116	Sb +103	Te +190	I +295	Xe -41
81	82	83	84	85	86
Tl +20	Pb +35	Bi +91	Po +183	At +270	Rn -41

De los datos resulta que la afinidad electrónica, en general:

- En el **grupo** disminuye al aumentar el número atómico, con algunas excepciones, como puedes comprobar en los grupos 13 y 14 de la tabla de arriba.
- En el **periodo** aumenta al aumentar el número atómico, con la excepción de los gases nobles.

La tendencia es más clara entre los elementos que toman electrones para formar enlaces:

- En un **grupo**, a medida que aumenta el número atómico, aumenta el tamaño del átomo. Esto hace que la capa de valencia donde se va a incorporar el nuevo electrón esté más alejada del núcleo. Por tanto, será menos atraída por él. Esto hace que la afinidad electrónica sea menor.

Afinidad electrónica aumenta →

7 N 2s ² 2p ³	8 O 2s ² 2p ⁴	9 F 2s ² 2p ⁵
		17 Cl 3s ² 3p ⁵
		35 Br 4s ² 4p ⁵
		53 I 5s ² 5p ⁵
		85 At 6s ² 6p ⁵

↑ Afinidad electrónica aumenta

- En los últimos elementos del **periodo**, a medida que aumenta el número atómico, aumenta el número de protones en el núcleo y con ello la tendencia a captar un electrón. Además, el átomo está más próximo a alcanzar la configuración de gas noble. Por todo ello la afinidad electrónica es mayor.

ACTIVIDADES

- 15 Ordena de forma razonada los siguientes elementos según el valor creciente de su afinidad electrónica:
I; F; N; O; Cl; Br.

4.4. Electronegatividad

Esta propiedad no se define para los átomos aislados, sino para átomos combinados que forman parte de un enlace. Está relacionada con las dos propiedades anteriores, ya que los átomos de un elemento serán más electronegativos cuanto mayor sea su tendencia a ganar electrones (mayor afinidad electrónica) y más dificultad tengan para perderlos (mayor energía de ionización).

La **electronegatividad** (EN) mide la tendencia que tiene un átomo a atraer sobre sí el par de electrones de un enlace.

Tras varios intentos en la comunidad científica de establecer una escala de electronegatividad válida, en 1932 el químico estadounidense **Linus Pauling** (1901-1994) estableció una escala. Midió cómo se distribuyen los electrones de enlace en muchas parejas de elementos. Encontró que el elemento más electronegativo era el F, le asignó $EN = 4$; el mínimo valor asignado es el del Fr, $EN = 0,7$; al H le corresponde un valor intermedio, $EN = 2,1$.

En los distintos valores de la escala influyen el tamaño del átomo y la cantidad de carga eléctrica positiva en el núcleo. Los gases nobles, al no formar enlaces, tienen electronegatividad nula.

La **diferencia de electronegatividad** entre dos elementos es fundamental para determinar el **tipo de enlace químico** entre los átomos:

- Si la **diferencia es muy grande**, es posible que los átomos combinados formen iones y den lugar a un **compuesto iónico**.
- Si la **diferencia es pequeña o nula**, no se formarán iones, y los átomos se enlazarán compartiendo electrones. Se formará un **compuesto covalente**.

1	1								18
1	H								2
	2,20								He
									0
2	3	4							10
	Li	Be							Ne
	0,98	1,57							0
3	11	12							18
	Na	Mg							Ar
	0,93	1,31							0
4	19	20							36
	K	Ca							Kr
	0,82	1,00							0
5	37	38							54
	Rb	Sr							Xe
	0,82	0,95							0
6	55	56							86
	Cs	Ba							Rn
	0,79	0,89							0
			5	6	7	8	9		
			B	C	N	O	F		
			2,04	2,55	3,04	3,44	3,98		
			13	14	15	16	17		
			Al	Si	P	S	Cl		
			1,50	1,80	2,19	2,58	3,16		
			31	32	33	34	35		
			Ga	Ge	As	Se	Br		
			1,81	2,01	2,18	2,55	2,96		
			49	50	51	52	53		
			In	Sn	Sb	Te	I		
			1,78	1,96	2,05	2,1	2,66		
			81	82	83	84	85		
			Tl	Pb	Bi	Po	At		
			2,04	2,33	2,02	2,0	2,2		

Tabla de electronegatividad en los grupos principales. Los valores de electronegatividad más altos se indican con un color más oscuro. La **electronegatividad** es más alta en aquellos elementos que tienen más apetencia por los electrones, como los halógenos, a los que solo les falta un electrón para adquirir la configuración electrónica de un gas noble.

La tendencia general en la variación de la electronegatividad es la siguiente:

- En un **grupo**, a medida que aumenta el número atómico, aumenta también el tamaño del átomo. En consecuencia, el átomo retiene menos al electrón en un enlace. En un grupo, la electronegatividad disminuye al aumentar el número atómico.
- En un **periodo**, a medida que aumenta el número atómico, disminuye el tamaño del átomo. Además, crece el número de cargas en el núcleo. Por todo ello retienen con más eficacia los electrones en un enlace. En un periodo, la electronegatividad aumenta al aumentar el número atómico.

ACTIVIDADES

- 16 Explica por qué los elementos con elevada energía de ionización tienen alta electronegatividad, y viceversa.
- 17 Ordena los siguientes elementos en orden creciente de su electronegatividad y justifica tu respuesta:
Si; Ca; F; O; Rb.

4. Propiedades periódicas de los elementos

4.5. Carácter metálico

Una de las primeras clasificaciones que se hicieron de los elementos químicos era en metales y no metales. Los metales son, por lo general, sólidos a temperatura ambiente, conductores del calor y de la electricidad. Se combinan con los no metales para formar sales en las que el metal tiene carga positiva, y el no metal, negativa.

Teniendo en cuenta las propiedades periódicas que acabamos de estudiar, podemos hacer una definición mucho más precisa:

ACTIVIDADES

- 18 Ordena los siguientes elementos en orden creciente de su carácter metálico:
Si; Ca; F; O; Rb; Ga.
- 19 Justifica el orden que has elegido a partir de su configuración electrónica.
- 20 Teniendo en cuenta que los metales conducen la electricidad y los no metales no, explica por qué el carbono, en su forma diamante, es aislante; el silicio y el germanio se utilizan en la industria electrónica como semiconductores; y el estaño y el plomo son materiales conductores.

- Los **metales** son elementos con una electronegatividad baja. En consecuencia, tienen tendencia a formar iones positivos.
- Los **no metales** son elementos con una electronegatividad alta. En consecuencia, tienen tendencia a formar iones negativos.

El **carácter metálico** de los elementos de la tabla periódica varía de forma opuesta a como varía la electronegatividad:

- En el **grupo**, el carácter metálico aumenta con el número atómico.
- En el **periodo** disminuye al aumentar el número atómico.

En la tabla se aprecia cómo se organizan los elementos. Observa que en los grupos 14 al 17 los primeros elementos son no metales, y los últimos, metales; la gradación de propiedades hace que entre unos y otros existan unos elementos intermedios denominados **semimetales** o **metaloides**. Estos forman iones positivos o negativos dependiendo del elemento con el que formen enlace. Algunos de ellos tienen gran importancia en la industria electrónica.

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
1			Carácter metálico de los elementos. Cuando todos los elementos de un grupo se convierten en ion, tienen la misma carga eléctrica. Esto es así porque todos tienen la misma configuración en su nivel de valencia y a todos les falta o les sobra el mismo número de electrones para alcanzar la configuración del gas noble más próximo.																
2	3 Li ⁺ Litio	4 Be ²⁺ Berilio													8 O ²⁻ Oxígeno	9 F ⁻ Flúor			
3	11 Na ⁺ Sodio	12 Mg ²⁺ Magnesio											13 Al ³⁺ Aluminio		16 S ²⁻ Azufre	17 Cl ⁻ Cloro			
4	19 K ⁺ Potasio	20 Ca ²⁺ Calcio											31 Ga ³⁺ Galio		34 Se ²⁻ Selenio	35 Br ⁻ Bromo			
5	37 Rb ⁺ Rubidio	38 Sr ²⁺ Estroncio											49 In ³⁺ Indio		52 Te ²⁻ Teluro	53 I ⁻ Yodo			
6	55 Cs ⁺ Cesio	56 Ba ²⁺ Bario	57-71 Lantanoides																
7			89-103 Actinoides																

NO METALES
 SEMIMETALES
 METALES
 GASES NOBLES

Lantanoides	6																	
Actinoides	7																	

Ordenar según las propiedades periódicas

Ordena los siguientes elementos en orden creciente del tamaño de sus átomos, su energía de ionización, su electronegatividad y su carácter metálico:

- Rb ($Z = 37$)
- K ($Z = 19$)
- Al ($Z = 13$)
- O ($Z = 8$)

SOLUCIÓN

1. Comprende el enunciado.

Datos conocidos	Resultados a obtener
• Rb, $Z = 37$	• Orden por tamaño.
• K, $Z = 19$	• Orden por <i>E_i</i> .
• Al, $Z = 13$	• Orden por <i>EN</i> .
• O, $Z = 8$	• Orden por carácter metálico.

2. Determina la configuración electrónica de cada elemento.

Las propiedades periódicas dependen del número atómico y de la configuración electrónica de la capa de valencia de los elementos:

Elemento	Z	Grupo	Periodo	Capa de valencia
Rb	37	1	5	5s ¹
K	19	1	4	4s ¹
Al	13	13	3	3s ² 3p ¹
O	8	16	2	2s ² 2p ⁴

3. Relaciona la posición de un elemento en la tabla con el tamaño de sus átomos.

- En cada grupo el tamaño de los átomos aumenta al aumentar el número atómico. Es así porque cada vez hay más capas de electrones.
- En cada periodo el tamaño disminuye al aumentar el número atómico. Esto es así porque para la misma capa cada vez hay más carga positiva en el núcleo.

El átomo menor estará más arriba a la derecha, y el mayor, más abajo a la izquierda:



4. Relaciona la posición en la tabla con la energía de ionización.

- En cada grupo disminuye al aumentar el número atómico, pues las cargas del núcleo están cada vez más lejos de los electrones de valencia.
- En cada periodo aumenta al aumentar el número atómico. Cada vez hay más cargas en el núcleo que atraen electrones que están en la misma capa de valencia.

El de menor energía de ionización estará más abajo a la izquierda, y el de mayor, más arriba a la derecha:



5. Relaciona la posición de la tabla con la electronegatividad.

La electronegatividad varía igual que la energía de ionización. Por tanto:



6. Relaciona la configuración electrónica con el carácter metálico.

El carácter metálico es la tendencia a formar iones positivos. Habría que retirar electrones para dejar al descubierto una configuración electrónica de capa exterior de $ns^2 np^6$. Varía en orden inverso a la electronegatividad o a la energía de ionización.



	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
						O		
			Al					
K								
Rb								

ACTIVIDADES FINALES

Estructura del átomo

- 21 Explica cómo se obtienen el espectro de emisión y el espectro de absorción de una sustancia.
¿Por qué el espectro de absorción de los átomos de un elemento químico es complementario de su espectro de emisión?
- 22 Con frecuencia se utilizan los espectros atómicos, para identificar los elementos químicos que hay en una muestra.
Basándote en lo que sabes de los modelos atómicos explica por qué se dice que el espectro es la huella dactilar de un elemento químico.
- 23 Se ha excitado una muestra de hidrógeno de forma que en todos los átomos, el electrón ha pasado hasta el nivel de $n = 4$.
¿Cuántas líneas tendrá su espectro de emisión, según el modelo de Bohr?
Solución: 6
- 24 Escribe la configuración electrónica de:
- | | | |
|-------|-------|-------|
| a) Ar | c) Sm | e) Cu |
| b) Ru | d) Hg | f) U |

EJEMPLO RESUELTO 4

Estudia el estado de los átomos según las configuraciones electrónicas que presentan:

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

Para obtener la configuración electrónica de un átomo debemos tener en cuenta lo siguiente:

- Principio de mínima energía. Primero se llenan los orbitales de menor energía. El orden de llenado de los orbitales es el que indica el diagrama de Möller.
- Principio de exclusión. En cada orbital caben, como mucho, dos electrones.
- Principio de máxima multiplicidad. La configuración más favorable es aquella en la que los electrones están desapareados. Es decir, primero se ocupan todos los orbitales de la misma energía y luego se completan.

- a) Corresponde a un átomo en **estado excitado**. El último electrón, en el orbital $5s^1$, está en un nivel energético más alto que el que le correspondería al átomo en su estado fundamental, pues debería estar en $2p$.
- b) Corresponde a un átomo en **estado fundamental**. Los orbitales se han escrito en orden de su nivel energético y los electrones se han colocado en orden de energía creciente. Los tres electrones que están en orbitales $3d$ estarán desapareados: $3d^1 3d^1 3d^1$.
- c) Corresponde a un **estado prohibido**, ya que no existen orbitales $3f$.

- 25 Estudia el estado de los átomos según las configuraciones electrónicas que presentan:
- a) $1s^2 2s^2 2p^5 4s^2$
b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{14} 4p^6$
¿Qué átomos están en su estado fundamental?
- 26 Las siguientes configuraciones electrónicas pertenecen a átomos que no se encuentran en estado fundamental. Explica por qué y escribe la configuración correspondiente al átomo en el estado de menor energía posible:
- a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4f^{12}$
b) $1s^1 2s^2 2p^6$
c) $1s^2 2s^2 2p^3 3s^2$
- 27 Estudia si las siguientes configuraciones electrónicas corresponden a un átomo en estado fundamental, prohibido o excitado:
- a) $1s^2 2s^2 2p^5 3s^2 3p^5$
b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$
c) $1s^2 2s^3 2p^6 3s^2 3p^4$

- 28 Escribe la configuración electrónica del silicio y determina cuántos electrones tiene con el mismo espín.

Solución: 6 u 8

- 29 Un ion tiene carga $+3$ y la configuración electrónica del Ne, ¿de qué ion se trata?
- 30 El hidrógeno forma hidruros, unos compuestos en los que forma el ion H^{1-} ; e hidrácidos, compuestos en los que forma el ion H^{1+} . ¿Cómo es posible?
- 31 El hidrógeno tiene configuración $1s^1$, similar a la configuración de valencia de los elementos del grupo 1 y, como ellos, forma el ion $+1$. El helio tiene configuración $1s^2$, similar a la configuración de valencia de los elementos del grupo 2.
¿Forman los átomos de helio, como ellos, iones con dos cargas positivas, es decir, iones $+2$? Justifica tu respuesta.
- 32 Se llaman especies isoelectrónicas las que tienen el mismo número de electrones. Comprueba en tu cuaderno que las siguientes son especies isoelectrónicas.
- | | | |
|-------------|--------------|--------------|
| a) O^{2-} | c) Ne | e) Al^{3+} |
| b) F^{1-} | d) Na^{1+} | f) Mg^{2+} |

Tabla periódica y propiedades

- 33 Localiza en la tabla periódica actual los elementos que forman cada una de las tríadas de Döbereiner. ¿En qué se parecen esas localizaciones?
- 34 Localiza los elementos de la tabla periódica que no cumplen la regla de ordenación de Mendeleiev.

- 35 Escribe la configuración electrónica de los elementos de $Z = 12, 38, 5, 43, 55, 60$ y 81 . A la vista de la configuración, determina cuáles pertenecen al mismo grupo y cuáles al mismo periodo.

EJEMPLO RESUELTO 5

Observando su colocación en la tabla periódica, especifica la configuración de la capa de valencia de: Al, Cr, Te, C, Cl, Ca.

Recuerda la información que obtenemos de la tabla periódica:

- El grupo al que pertenece viene dado por el número de electrones que tiene en su capa de valencia.
- El periodo coincide con el número de la capa de valencia.

Elemento	Grupo	Periodo	Configuración capa de valencia
Al	13	3	$3s^2 3p^1$
Cr	6	4	$4s^2 3d^4$ ($3d^1 3d^1 3d^1 3d^1$) Los 4 electrones que están en los orbitales 3d tienen el mismo espín.
Te	16	5	$5s^2 4d^{10} 5p^4$ ($5p^2 5p^1 5p^1$) Los 2 electrones que están en los orbitales 5p tienen el mismo espín.
C	14	2	$2s^2 2p^2$
Cl	17	3	$3s^2 3p^5$ ($3p^2 3p^2 3p^1$)
Ca	2	4	$4s^2$

Dibujamos la ubicación de los electrones.

- Al: $\uparrow\downarrow$ \uparrow \square \square
 $3s^2$ $3p^1$
- Cr: $\uparrow\downarrow$ \uparrow \uparrow \uparrow \uparrow \square
 $4s^2$ $3d^4$
- Te: $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ \uparrow \square \square
 $5s^2$ $4d^{10}$ $5p^4$
- C: $\uparrow\downarrow$ \uparrow \uparrow \square
 $2s^2$ $2p^2$
- Cl: $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ \uparrow
 $3s^2$ $3p^5$
- Ca: $\uparrow\downarrow$
 $4s^2$

Como ves, siempre que hay varios orbitales disponibles con la misma energía, los electrones tienden a colocarse uno en cada orbital para lograr el máximo desapareamiento.

- 36 Observando su colocación en la tabla periódica, especifica la configuración de la capa de valencia de los siguientes elementos:

• Kr • Cs • Ag • Ba • Cu • Pb

- 37 En qué grupo y en qué periodo estarán los elementos cuya configuración de la capa de valencia es:

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

- 38 ¿Por qué aumenta el tamaño de los átomos de un grupo a medida que aumenta su número atómico si todos tienen el mismo número de electrones en su capa de valencia?

- 39 Ordena según su tamaño los siguientes átomos:

• H • Sn • Be • Na • N • O

- 40 Compara la definición de energía de ionización y la de afinidad electrónica y señala las analogías y las diferencias.

- 41 Ordena los siguientes elementos en orden creciente de su energía de ionización:

• H • Cs • Be • Na • N

- 42 Explica por qué los gases nobles tienen energía de ionización muy alta.

- 43 Ordena los siguientes elementos en orden creciente de su electronegatividad:

• H • Cs • Be • Na • N

- 44 A veces se dice que los elementos metálicos son electropositivos, para indicar que son muy poco electronegativos. Justifica esta afirmación.

- 45 El plomo es un metal que se conoce desde la Antigüedad. Se sitúa en la tabla periódica en el grupo 14, que encabeza el carbono, un elemento no metálico que es el constituyente más importante de los compuestos orgánicos. Explica cómo es posible que el plomo y el carbono estén en el mismo grupo si uno es un metal y el otro es un no metal.

- 46 Escribe la configuración electrónica de los siguientes elementos:

Mg, Te, As y Rn

Indica a qué grupo y a qué periodo de la tabla periódica pertenecen y cuál será su valencia iónica.

- 47 Los elementos químicos P, S, Cl, Ar, K y Ca ocupan lugares consecutivos en la tabla periódica. No obstante, tienen un comportamiento químico diferente.

a) Estudia la valencia iónica de cada uno de estos elementos.

b) Ordena según su tamaño las especies que resultan de que los átomos de estos elementos se conviertan en iones.

- 48 Explica por qué la mayoría de los elementos de transición forman cationes de carga eléctrica +2.

¿De qué están hechas las estrellas?

Hemos estudiado la tabla periódica con sus 118 elementos químicos. Pero ¿son todos igual de abundantes? Su presencia depende de lo que analicemos. En la Tierra, el oxígeno es el elemento más abundante, tanto en la corteza (46,6%) como en los océanos (85,9%). ¿Y en el resto del universo?

En 1672, Isaac Newton descompuso la luz del Sol al hacerla pasar por un prisma de cuarzo. Obtuvo así el arco iris del espectro visible de la luz solar. En 1814, el físico alemán Joseph von Fraunhofer analizó este espectro con mayor detalle y observó la presencia de líneas oscuras.

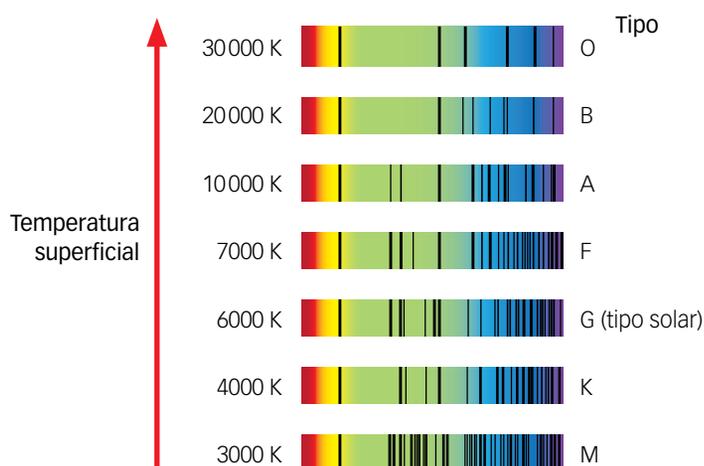


Hoy sabemos que esas líneas corresponden a las radiaciones absorbidas por los átomos de la atmósfera solar. Como los átomos de cada elemento químico tienen un espectro de absorción único que los identifica, se pudo conocer qué elementos hay en el Sol.

En los laboratorios de astronomía comenzó entonces una febril actividad para analizar la luz procedente de las estrellas. En 1925, una joven astrónoma, Cecilia Payne, demostró que el elemento mayoritario en las estrellas es el hidrógeno (75%), y le sigue el helio (23%). A partir de ahí, y en una proporción muy pequeña, se distribuyen otros elementos.

Analizando la luz que emitían, se clasificó a las estrellas en función de su temperatura. En el espectro de las más calientes (azules) se detecta, de forma mayoritaria, la presencia de hidrógeno y helio. En estrellas menos calientes aparecen más rayas en el espectro, lo que es compatible con la presencia de otros elementos químicos. Y todo esto se sabe analizando el espectro de la luz que nos llega.

Clasificación espectral de las estrellas



Cecilia Payne (tercera fila, segunda por la izquierda) con un grupo de mujeres astrónomas de Harvard en 1925.

Espectroscopista

¿Qué hacen?

Analizan la composición cualitativa y cuantitativa de una muestra. Dependiendo de la técnica, pueden analizar la presencia de elementos químicos o de moléculas. Por ejemplo, mediante espectroscopía atómica se puede analizar la presencia de metales pesados en una muestra de agua y valorar su proporción para determinar si está o no contaminada.

¿Cómo lo hacen?

Someten la muestra a una temperatura muy elevada o a una fuerte descarga eléctrica para excitar sus átomos. Luego hacen pasar la luz que emiten por un prisma y la analizan. La energía de las radiaciones emitidas permite identificar los elementos y su intensidad, la cantidad que hay de cada uno.

