

ESTRUCTURA ATÓMICA

- La materia y los átomos
- El descubrimiento de las partículas subatómicas
- La estructura atómica
- Radiación electromagnética: parámetros característicos
- Interacción de la luz con la materia: espectros atómicos
- Distribuciones electrónicas de los átomos
- El enlace químico
- El enlace de tipo iónico
- El enlace de tipo covalente
- El enlace de tipo metálico
- Las fuerzas intermoleculares

Tradicionalmente, la materia se consideraba algo continuo e indivisible hasta que se confirmó que era posible dividirla en partículas más pequeñas, a las que llamamos átomos.

En esta Unidad estudiaremos cómo los átomos se pueden a su vez dividir en partículas más pequeñas, y se comentarán modelos sencillos que intentan explicar su estructura interna.

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

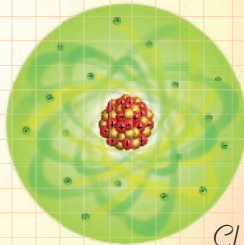


Para repasar

Estructura atómica

El átomo está compuesto por:

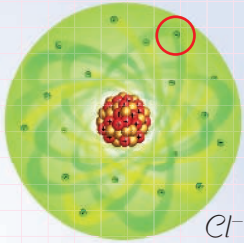
- un núcleo central compuesto por protones y neutrones, que constituye la parte positiva del átomo y que contiene casi toda su masa.
- electrones con carga negativa que giran alrededor del núcleo.



Cl

Iones

Son los átomos que han perdido o ganado electrones, con lo que han obtenido una carga eléctrica positiva o negativa respectivamente.

Cl⁻

POR EJEMPLO...

¿Es verdad que un átomo se transforma en su ion negativo cuando gana electrones y en su ion positivo cuando gana protones en su núcleo?

Es cierto que se transforma en su ion negativo al ganar electrones, pero si ganase protones se transformaría en otro elemento diferente.

Isótopos

Son átomos del mismo elemento, y por tanto con el mismo número atómico, que presentan diferente contenido en neutrones, y por ello distinto número másico.

POR EJEMPLO...

Si un átomo neutro con 10 protones pierde 2 electrones, ¿en qué se transforma? ¿Sigue siendo el mismo elemento? ¿Mantiene el mismo número másico?

Se transforma en el ion con carga -2 del mismo elemento y al no variar sus neutrones mantiene su número másico.

Número atómico es el número de protones que hay en el núcleo atómico, se simboliza por la letra Z . Coincide con el número de electrones si el átomo es neutro.

Número másico es la suma del número de protones más el número de neutrones (es el número de nucleones). Se representa con la letra A .

POR EJEMPLO...

¿Es verdad que un elemento químico puede estar formado por átomos de diferente número atómico y másico?

Los átomos de un elemento químico tienen el mismo número de protones, por tanto el mismo número atómico pero pueden tener diferente número de neutrones, por tanto variar su número másico.

POR EJEMPLO...

En los siguientes átomos: X ($Z=11$; $A=23$), X' ($Z=20$; $A=40$), X'' ($Z=9$; $A=19$), ¿cuántos protones, neutrones y electrones hay?

X tiene 11 protones y 12 neutrones, X' tiene 20 protones y 20 neutrones, X'' tiene 9 protones y 10 neutrones.

Unidad de masa atómica (uma)

Es el patrón de medida de las masas atómicas y vale la doceava parte de la masa del átomo de carbono 12.

Masa atómica de un elemento

Masa del elemento según la abundancia relativa de sus isótopos en la naturaleza.

Masa molecular

Es la suma de las masas atómicas de los átomos que componen una molécula.

POR EJEMPLO...

La masa molecular del sulfato de aluminio es de 342 u, mientras que la de un mol de $Al_2(SO_4)_3$ es 342 g. ¿Cuál de ambas cantidades es mayor?

Recordemos que la masa del mol representa la de $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas de la sustancia por tanto, necesariamente es mayor que la de una de ellas.

Tabla periódica o sistema periódico de los elementos

Refleja la ordenación de los elementos químicos, en grupos (columnas) y periodos (filas), en base a dos criterios:

- Orden creciente de números atómicos
- Similitud de propiedades entre los elementos que están en la misma columna.

POR EJEMPLO...

Sobre los elementos A con $Z = 11$, B con $Z = 17$ y C con $Z = 19$:

- ¿Cuáles son metales y cuáles no metales?
- ¿En qué periodo se encuentra cada uno?
- ¿Qué tipo de enlace se da en la unión de A con B?

- Empleando el sistema periódico observamos que A es el elemento Na (metal), B es el elemento cloro (no metal) y C es el potasio (metal).
- Na en el tercero, Cl en el tercero y K en el cuarto.
- Enlace entre metal y no metal, iónico.

Podrías deducir, ¿qué elemento es más metálico, el bario o el calcio? y ¿cuál es más no metálico, el oxígeno o el yodo?

Dado que en la tabla periódica podemos ver que las propiedades metálicas de los átomos se incrementan de arriba abajo, el bario es más metálico que el calcio. Y las no metálicas de abajo a arriba, el oxígeno es más no metálico que el yodo.

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	(Ia)	(IIa)	(IIIb)	(IVb)	(Vb)	(VIB)	(VIIb)	(VIIIb)	(b)	(IIb)	(IIIa)	(IVa)	(Va)	(VIa)	(VIIa)	(VIIa)	o	
	Elementos tipo S		Elementos tipo d										Elementos tipo p					
P E R I O D O S	Alcalinos - Alkaline earths												Halogenuros					
	H											Gases nobles o inertes						
	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
	Na	Mg	Elementos de transición										Al	Si	P	S	Cl	Ar
	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Uub	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo	
	Elementos tipo f		Elementos de transición interna (tierras raras)															
			<ul style="list-style-type: none"> • Ce Pr Nd Pm Sm Eu Gd Tb Dy Ho Er Tm Yb Lu • Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No Lw 															

Tipos de Enlaces

Enlace iónico: Se produce al unirse un átomo de un elemento metálico con un átomo de un elemento no metálico, cediendo el átomo metálico un electrón al átomo no metálico. Se forman iones, por lo que el enlace es de tipo electrostático. Se agrupan formando redes cristalinas.

Enlace covalente de iones: Se produce al unirse un átomo de un elemento no metálico con otro átomo también no metálico o con un átomo de hidrógeno. Se comparten electrones entre los átomos que intervienen en el enlace. Se forman moléculas o redes cristalinas de átomos.

Enlace metálico: Se produce al unirse entre sí átomos de los elementos metálicos. Los electrones no pertenecen a los átomos individuales sino que todos ellos son comunes al conjunto de los átomos que forman una red cristalina.

POR EJEMPLO...

Intenta clasificar los siguientes compuestos según los tipos de enlace que presentan: $MgCl_2$, PCl_5 , Au , FeI_3 , SO_2 y NH_3 .

- $MgCl_2$, FeI_3 son iónicos por ser la unión de un metal con un no metal.
- PCl_5 , SO_2 y NH_3 son covalentes por ser la unión de dos no metales.
- Au es un compuesto metálico.

POR EJEMPLO...

¿Serías capaz de indicar el estado físico en que se pueden presentar las sustancias formadas por moléculas y las formadas por cristales?

Las moléculas pueden presentarse en estado sólido, líquido o gas, mientras que los cristales solo son sólidos.



Más datos

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



Importante

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

1 La materia y los átomos

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

En esta Unidad estudiaremos que incluso los átomos se pueden dividir en partículas más pequeñas aún, y comentaremos modelos sencillos que intentan explicar la estructura interna de dichos átomos.

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

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

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

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

1.1 Los átomos de Dalton

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

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

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

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

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

2 El descubrimiento de las partículas subatómicas

Hoy en día, sabemos que la estructura interna de los átomos es la clave del comportamiento químico de los diferentes elementos. Para conocerla, los científicos utilizan la información que se obtiene de experimentos que estudian cómo se comporta la materia al hacerla interactuar con la energía.

A. El experimento de Michael Faraday

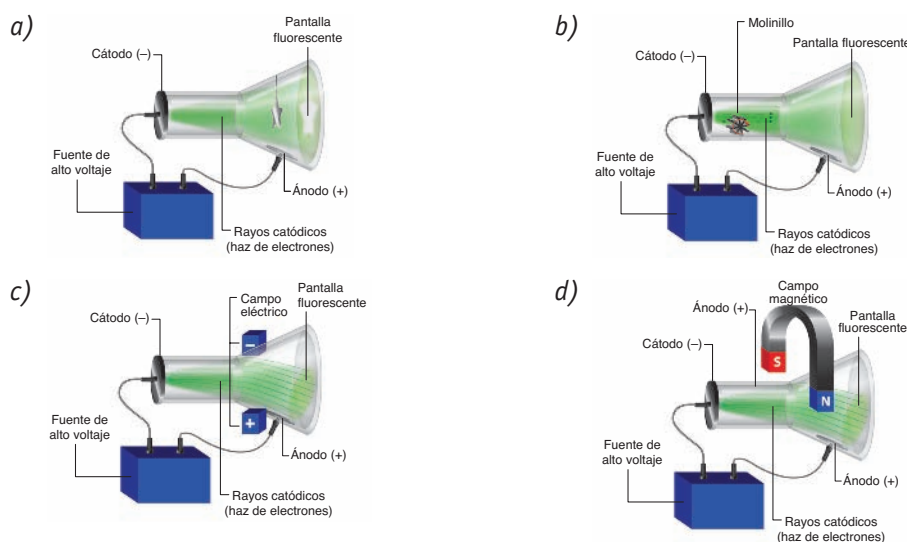
Los primeros experimentos de este tipo datan de la primera mitad del siglo XIX y fueron realizados por **Michael Faraday** (1791-1867), que estudió el paso de la corriente eléctrica a través de disoluciones que contenían iones, proceso que se denomina **electrólisis**. Comprobó que aunque los átomos se comportaban como si fuesen eléctricamente neutros, debía ser posible que estuviesen formados por partículas más pequeñas cargadas eléctricamente de forma opuesta que se neutralizaban entre sí. Esta hipótesis movió a los científicos a preparar experimentos que lo confirmasen.

B. Los rayos catódicos

En 1875, **William Crookes** (1832-1919) mejoró el tubo de descargas eléctricas, que había sido creado por el alemán H. Quissler en 1850, reduciendo la presión en su interior a casi el vacío ($\sim 10^{-3}$ mm de Hg) y conectándolo a un voltaje muy elevado (Fig. 2.1). En dicho tubo, en la pared opuesta al cátodo, aparecía una tenue coloración verdosa provocada por el choque contra el vidrio de una radiación emitida por el cátodo, que **E. Goldstein** denominó **rayos catódicos**. Estos rayos:

- Están formados por **partículas negativas** que se propagan en línea recta hacia el electrodo positivo —el ánodo—.
- Tienen **masa apreciable**, pues si se coloca un molinillo en su camino se observa cómo se mueven las aspas, es decir, son partículas con energía cinética.
- Tienen naturaleza eléctrica, pues con un imán o mediante un campo eléctrico externo, se puede desplazar el haz luminoso fácilmente.

Además, se comprobó que estas partículas eran siempre idénticas, independientemente del material del que estuviera hecho el cátodo y del tipo de gas residual del tubo. Por ello, se concretó que debían ser componentes básicos de cualquier átomo. Fue **George Stoney** (1826-1911) quien en 1891 los bautizó como **electrones**.



+ Más datos

La **electrólisis** es un proceso por el que mediante la acción de la corriente eléctrica se pueden producir reacciones químicas de descomposición. El paso de la corriente eléctrica a través de disoluciones acuosas de electrolitos (sales, ácidos, bases) permite la formación de nuevas sustancias.

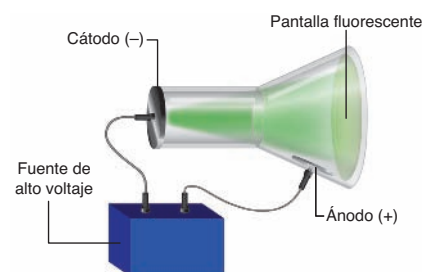


Fig. 2.1. Generación de rayos catódicos en un tubo de descarga.

+ Más datos

En un dispositivo que consume energía, el **cátodo** es el electrodo negativo y el **ánodo** es el positivo, como es el caso de los experimentos con tubos de descarga. En el caso de los dispositivos que producen energía, como son las pilas eléctricas, la polaridad de los electrodos es la contraria: el cátodo es el electrodo positivo y el ánodo el negativo.

Fig. 2.2. Propiedades de los rayos catódicos. a) Se propagan en línea recta; b) Tienen masa; c) y d) Son de naturaleza eléctrica negativa.



Importante

Los **gases** son aislantes eléctricos para bajos voltajes, pero conductores a altos voltajes. Sometidos a bajas presiones y miles de voltios, emiten luz de diferentes colores, según sea la naturaleza de dichos gases. En las ciudades existen anuncios publicitarios hechos con tubos luminosos que encierran gases en las condiciones comentadas.

C. Los rayos canales

Si los electrones son partículas negativas y la materia es eléctricamente neutra, deben existir partículas con carga eléctrica positiva que neutralicen los electrones de los átomos. Partiendo de esta premisa, se realizaron diversas experiencias con el objetivo de encontrarlas.

En 1886, **Eugen Goldstein** (1850-1931) utilizó un tubo de descarga similar al de Crookes, pero en el que había perforado el cátodo, realizando unos agujeros en él (Fig. 2.3). Observó que al mismo tiempo que se producían los rayos catódicos existían otros que atravesaban los orificios del cátodo, produciendo la característica luminiscencia al chocar con las paredes del tubo.

Los denominó rayos canales, y descubrió que estaban constituidos también por **partículas**, pero en este caso tenían que ser **positivas**, pues eran atraídas por el cátodo. Lo extraño era que, a diferencia de lo ocurrido en los experimentos con rayos catódicos, la masa y la carga de esas partículas dependían del gas encerrado en el tubo. Los rayos canales son por tanto iones positivos del gas encerrado en dicho tubo.

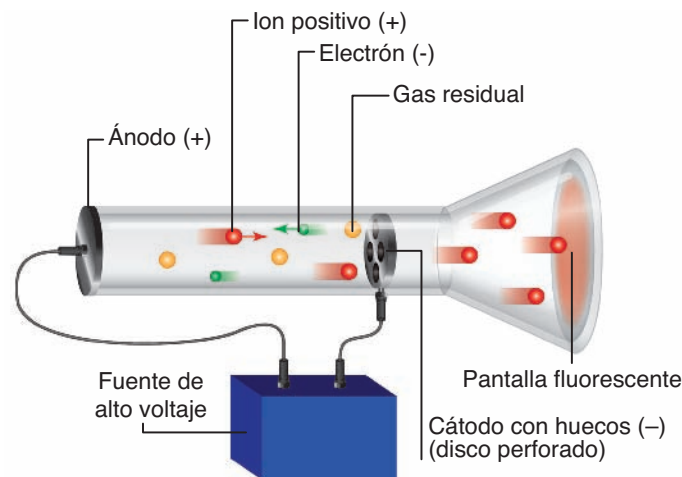


Fig. 2.3. Generación de rayos canales en un tubo de descarga.



Más datos

Masa del electrón:
 $9,109534 \cdot 10^{-31}$ kg
 Carga del electrón:
 $-1,602189 \cdot 10^{-19}$ C
 Masa del protón:
 $1,672648 \cdot 10^{-27}$ kg
 Carga del protón:
 $1,602189 \cdot 10^{-19}$ C

D. Protones y electrones

Con estos datos, la explicación más aceptable para la constitución de los átomos era:

- Los **electrones** se desprenden independientemente del tipo de cátodo utilizado para el experimento, luego se hallan básicamente en toda la materia.
- Estos electrones, al ir hacia el ánodo, chocan con las partículas del gas residual, arrancando de ellas otros electrones y dejándolas, por consiguiente, cargadas positivamente, de forma que son atraídas por el cátodo. Por tanto, **su masa y carga dependen de las del gas que las rodea**.

Ernest Rutherford (1871-1937) realizó en 1914 la misma experiencia utilizando gas hidrógeno por ser el tipo de átomo más sencillo, con lo que las partículas positivas obtenidas debían ser las más pequeñas que pudieran existir. Comprobó que:

- Su **carga positiva** era del mismo valor que la negativa del electrón.
- Su masa era alrededor de 1836 veces mayor.

Denominó **protones** a estas partículas. Dado que era posible obtener rayos canales y catódicos con cualquier gas y cualquier electrodo, se llegó a la conclusión de que el protón y el electrón eran componentes primordiales de todos los átomos.

3 La estructura atómica

3.1 Los modelos atómicos

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

A. El modelo de Thomson

En 1898, Joseph J. Thomson (1856-1940), propuso su modelo atómico, que suponía básicamente la existencia de una **esfera de electricidad positiva** (pues todavía no se habían descubierto los protones como partículas individuales), que incluía **encajados** tantos **electrones** como fueran necesarios para neutralizarla (Fig. 2.4).

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

B. El modelo de Rutherford

El científico británico **Ernest Rutherford**, en 1911, a fin de obtener información acerca de la estructura de los átomos, propuso un experimento consistente en **bombardear con partículas α una lámina de oro** de unos 5000 Å de grosor, que tiene una anchura de unos dos mil átomos, observando los choques de las partículas que la atravesaban sobre una pantalla situada detrás de ella (Fig. 2.5).

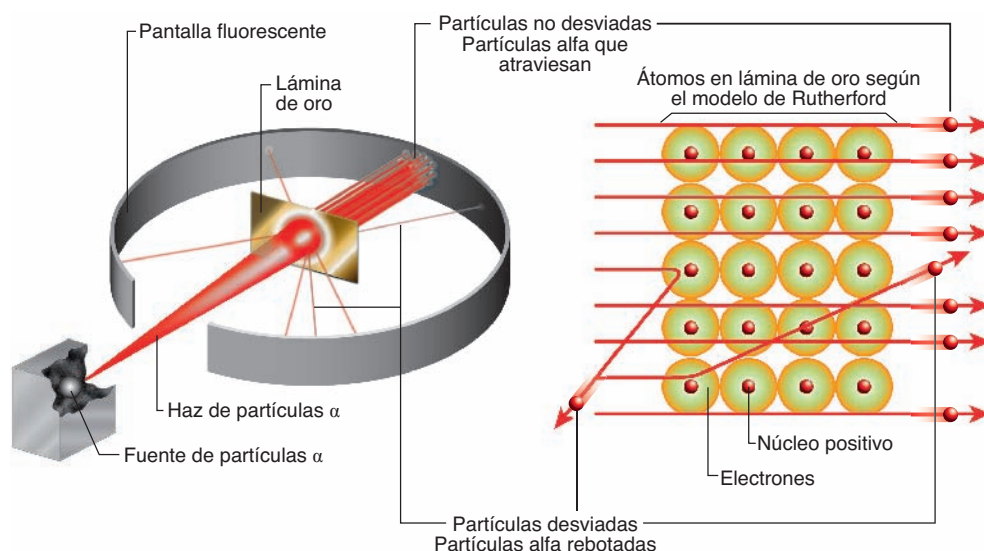


Fig. 2.5. Experimento de Rutherford.

Fig. 2.6. Desviación de las partículas α al atravesar la lámina de oro.

Rutherford esperaba que las «pesadas» partículas α (núcleos de helio, es decir, iones de He^{2+}), con gran energía cinética, atravesarían la lámina con facilidad, ya que sus átomos tendrían la carga positiva uniformemente distribuida, según el modelo postulado por Thomson. Observó que eso era lo que sucedía para la mayor parte de dichas partículas, pero, para su sorpresa, algunas se desviaban claramente, e incluso otras rebotaban en la lámina (Fig. 2.6).

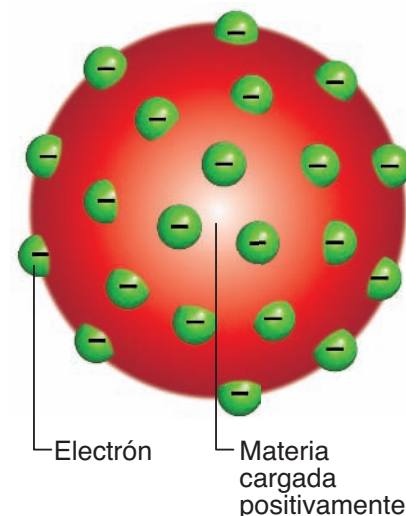


Fig. 2.4. Esquema atómico de Thomson.



En Internet

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



Más datos

El pan de oro se empleaba en el revestimiento de imágenes para otorgarles su aspecto dorado.

En la actualidad todavía lo emplean muchos artistas.



Claves y consejos

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

Y que un **ion negativo (anión)**, es aquel que ha ganado tantos electrones como indica la carga iónica, pues esta representa el exceso de carga negativa sobre las positivas de los protones existentes.



Más datos

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

Masa del neutrón:

$1,674927 \cdot 10^{-27}$ kg.

Carga del neutrón: 0 C.

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

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

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

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

3.2 El núcleo y la corteza de los átomos

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

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

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

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

Existen dos conceptos que caracterizan los núcleos atómicos:



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

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

Has de tener presente que:

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

Número másico (A) \times (Q) Carga iónica
 Número atómico (Z) \times (n) Átomos presentes

Ejemplo 1

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

a) Mg ($Z = 12$, $A = 24$).

b) As ($Z = 33$, $A = 75$).

c) S^{2-} ($Z = 16$, $A = 32$).

d) Ag^+ ($Z = 47$, $A = 108$).

Solución

a) El magnesio (Mg) tendrá 12 protones por ser $Z = 12$, y como su carga total es nula, tendrá otros 12 electrones, mientras que sus neutrones serán $A - Z = 24 - 12 = 12$.

b) El arsénico (As) tendrá 33 protones y 33 electrones por ser un átomo neutro, con $Z = 33$, y 42 neutrones, puesto que $n = (A - \text{protones}) = 75 - 33 = 42$.

c) El ion sulfuro (S^{2-}) tendrá 16 protones por ser $Z = 16$, y como su carga total es -2 , ha ganado 2 electrones, tendrá 18, y como su masa es 32, sus neutrones serán $32 - 16 = 16$.

d) El ion plata (Ag^+) tendrá 47 protones por ser $Z = 47$, mientras que su carga indica que ha perdido un electrón, así que tendrá 46, mientras que sus neutrones serán $108 - 47 = 61$.

Órdenes de magnitud

El **núcleo** tiene un tamaño aproximado de 10^{-14} m y los electrones se mueven a su alrededor a una distancia media de 10^{-10} m. Es decir, ocupan una esfera alrededor de 10^{12} veces mayor que la nuclear.

En comparación, sería como si el núcleo tuviese el tamaño de un hueso de aceituna situado dentro de una catedral, por la que se moverían los electrones. Por esto, Rutherford afirmaba que el átomo está prácticamente hueco.

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



Actividades

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

a) K ($Z = 19$, $A = 39$)

b) P ($Z = 15$, $A = 31$)

S: a) 19 p, 20 n, 19 e.

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

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

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

S: Carga iónica +3, 14 n.

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

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

**Importante**

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

**Más datos**

Los **isótopos** del elemento hidrógeno tienen nombres propios; son el hidrógeno o el protio, el deuterio (con un neutrón) y el tritio (con dos neutrones).

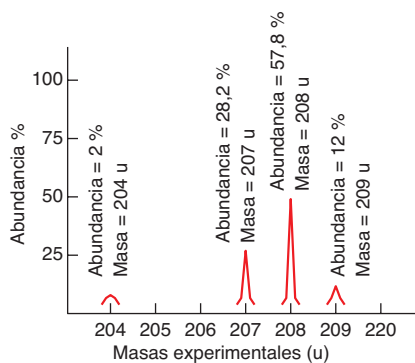


Fig. 2.7. Espectro de masas de los isótopos de plomo. En el espectro se indica su proporción isotópica.

**Más datos**

La masa, con mayor precisión, correspondiente a la unidad de masa atómica es:
 $1 \text{ u} = 1660538921 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$.

3.3 Variaciones en la masa de los átomos: isótopos

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



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

En los 90 elementos que se encuentran en la naturaleza, se observan 280 isótopos, que se denominan por ello **isótopos naturales**.

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

3.4 Escala de masas atómicas

El aparato empleado habitualmente para obtener las masas de los diferentes átomos es el espectrómetro de masas con escala, antiguamente llamado espectrógrafo. Con él se preparan placas fotográficas de los distintos átomos que se estudien, observándose que aparecen líneas en ellas. Las posiciones de estas líneas son función de sus masas, por lo que considerando una determinada unidad que se toma como referencia, es posible obtener la masa de cualquier partícula estudiada. La proporción relativa de los isótopos de los elementos se deduce de las intensidades de las líneas (Fig. 2.7).

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

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

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

$$\text{Masa de 1 átomo de carbono} = \frac{12 \text{ g de carbono}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{1 \text{ mol de carbono}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} = 1,993 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

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

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

Ejemplo 2

Se sabe que una muestra de 5,00 g de un elemento puro contiene $5,40 \cdot 10^{22}$ átomos de dicho elemento. Calcula su masa atómica.

Solución

En este tipo de problemas es necesario relacionar la masa de la muestra con el número de átomos que contiene, para luego hacer la conversión a unidades de masa atómica. Así:

$$\frac{5,00 \text{ g de la muestra}}{5,40 \cdot 10^{22} \text{ átomos en la muestra}} \cdot \frac{1 \text{ u}}{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}} = 55,8 \text{ u cada átomo}$$

Si consultamos una tabla de masas atómicas, comprobaremos que se trata del elemento hierro.

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

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

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

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

**Importante**

Las **masas atómicas** de los elementos tal y como aparecen en las tablas se obtienen teniendo en cuenta la masa atómica exacta de cada isótopo y su abundancia en la naturaleza, y no a partir de los números másicos; por eso no coinciden con ellos.

**Ejemplo 3**

La masa atómica del oxígeno es de 15,999 u. Si existen tres isótopos de este elemento en la naturaleza, el de masa 16 u con abundancia del 99,759%, el de masa 17 u con una abundancia del 0,037% y un tercero con abundancia de 0,204%, indica la masa de este tercer isótopo.

Solución

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

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

$$15,999 = \frac{16 \cdot 99,759 + 17 \cdot 0,037 + A \cdot 0,204}{100} \quad \text{Al despejar, queda } A = 18 \text{ u.}$$

**Actividades**

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

S: $m = 11,02$ u.

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

S: $7,7 \cdot 10^{22}$ átomos.

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

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



Física y química cotidianas

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

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



Más datos

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

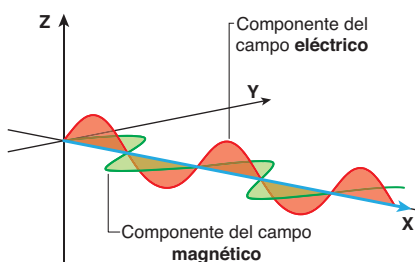


Fig. 2.8. Onda electromagnética.

4 Radiación electromagnética: parámetros característicos

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

Una **onda** propaga energía sin desplazamiento de materia. Las ondas mecánicas, que incluyen las sonoras, necesitan un medio para desplazarse. Las ondas **electromagnéticas** se desplazan incluso en el vacío y transportan energía mediante un proceso diferente a los procesos de conducción y convección, que se denomina de tipo **radiante** (Fig. 2.8).

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

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

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



La **radiación electromagnética** (Fig. 2.8) está formada por ondas que se mueven a la velocidad de la luz (c). Esta se relaciona con la longitud de su onda (λ) y su frecuencia (ν) mediante la ecuación:

$$c = \lambda \nu$$

Las ondas se caracterizan por una serie de parámetros:

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

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



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


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

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

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

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

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

$$E = h \nu$$

Donde ν es la frecuencia de la radiación absorbida o emitida, y h una constante característica (llamada constante de Planck), cuyo pequeñísimo valor es $6,62 \cdot 10^{-34}$ J s.

Ejemplo 4 (PAU)

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

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

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

Solución

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

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

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

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

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

Importante

El **electrón-voltio** es una unidad de energía equivalente a la adquirida por un electrón acelerado en una diferencia de potencial de 1V.

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

Actividades

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

$$\begin{aligned} \text{S: } \nu &= 6 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}; \\ E &= 39,7 \cdot 10^{-20} \text{ J} \end{aligned}$$

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

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

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

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

5 Interacción de la luz con la materia: espectros atómicos

Cuando la luz solar pasa a través del prisma de un espectroscopio (Fig. 2.9) se descompone, y aparece lo que llamamos **espectro**. Cada color del espectro corresponde a una frecuencia determinada. Así, la luz solar presenta un espectro con todos los colores, que denominamos **espectro continuo**, pues los límites de dichos colores no son nítidos y forman un todo ininterrumpido.

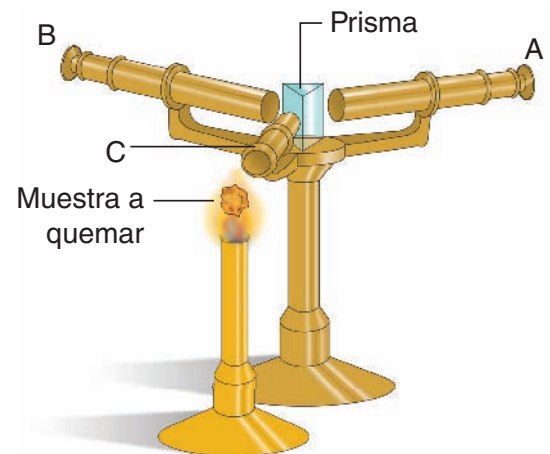


Fig. 2.9. Esquema de un espectroscopio.

Si estimulamos sustancias en estado gaseoso mediante calentamiento o descargas eléctricas, podemos conseguir que sean capaces de emitir radiación electromagnética. Al descomponerla y recogerla en un diagrama obtenemos su **espectro de emisión**. Los sólidos y líquidos (metales fundidos) incandescentes emiten espectros continuos, mientras que los espectros emitidos por los gases son discontinuos (solo presentan unas rayas definidas) (Fig. 2.10).

Si lo que hacemos es, en cambio, pasar radiación electromagnética a través del gas, éste capta parte de la luz. Al analizar la radiación no captada sobre un diagrama se obtiene su **espectro de absorción**.

Cada átomo solo emite o absorbe radiación de determinadas frecuencias, que en los diagramas aparecen como una serie de líneas cuyo valor puede ser medido mediante una escala superpuesta en ellos a tal efecto (Fig. 2.11). Se trata en este caso de **espectros discontinuos**.

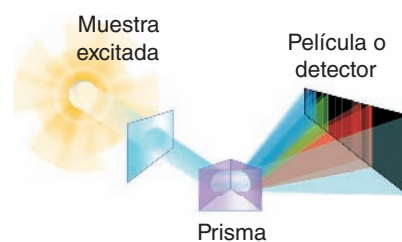
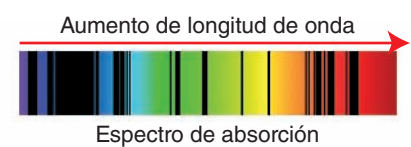
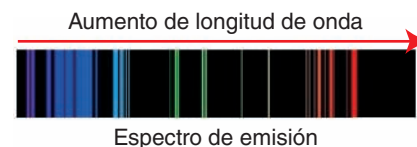


Fig. 2.10. Espectroscopia de emisión.

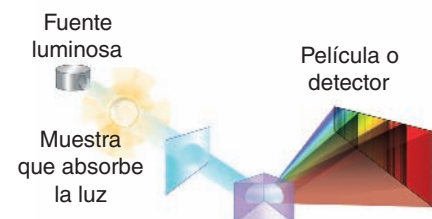


Fig. 2.11. Espectroscopia de absorción.



En Internet

Busca en Google «la luz y sus propiedades», espectros y entra en la página de www.educaplus.org. Aquí puedes visualizar espectros atómicos de diferentes elementos.

Todo elemento químico excitado de la forma indicada emite siempre las mismas rayas, cuyas frecuencias son características de él y que, por tanto, sirven para identificarlo. Esta propiedad se manifiesta de la misma manera ya sea con el elemento puro o mezclado con otros, por lo que se trata de una técnica básica de análisis en la identificación atómica (Fig. 2.12).

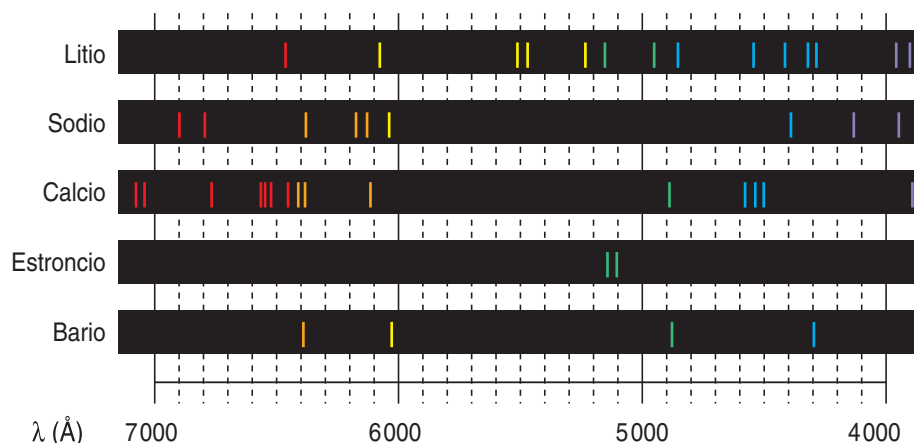


Fig. 2.12. Espectros atómicos de emisión.

El espectro atómico que primero se interpretó fue el del **átomo de hidrógeno**, por ser el elemento más sencillo. Experimentalmente, se comprobó que la colocación de sus líneas espectrales obedecía a la ecuación empírica propuesta por **J. Rydberg** (1854-1919) en 1900:

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

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

Ejemplo 5

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

Solución

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

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

$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \Rightarrow 1,09 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} = R \left(\frac{1}{1} - \frac{1}{\infty} \right) \Rightarrow R = 1,09 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$$



Física y química cotidianas

Observa mediante el espectroscopio la luz emitida al calentar sobre la llama de un mechero sales que contengan sodio, cobre, calcio, potasio, plomo y bario. ¿Qué color presenta cada llama?



Ejemplo 6 (PAU)

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

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

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

Solución

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

Sustituyendo, queda:

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

Expresándolo en moles de átomos queda:

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

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

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

Reemplazando, queda:

$$4,57 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 2,180 \cdot 10^{18} \text{ J} \cdot \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \Rightarrow n_2 = 5$$



Actividades

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

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

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

S: a) $\nu = 1,02 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$; b) No

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

S: $\lambda = 1,01 \cdot 10^{-8} \text{ m}$; $E = 19,7 \cdot 10^{-18} \text{ J}$

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

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

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

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

5.1 Niveles energéticos atómicos

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

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



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

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

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

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

Los electrones en el átomo se encuentran ocupando ciertos niveles energéticos. Cuando todos ellos ocupan los niveles de menor energía posible, se dice que se hallan en el **estado fundamental**. Si se transmite energía al átomo, uno o varios electrones toman la energía necesaria para pasar a otro nivel superior, lo que se conoce como **estado excitado** del átomo. Posteriormente vuelven a sus estados iniciales directamente o bien pasando por otros niveles intermedios, emitiendo, en forma de fotones, la energía radiante correspondiente al tránsito efectuado (Fig. 2.13).

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

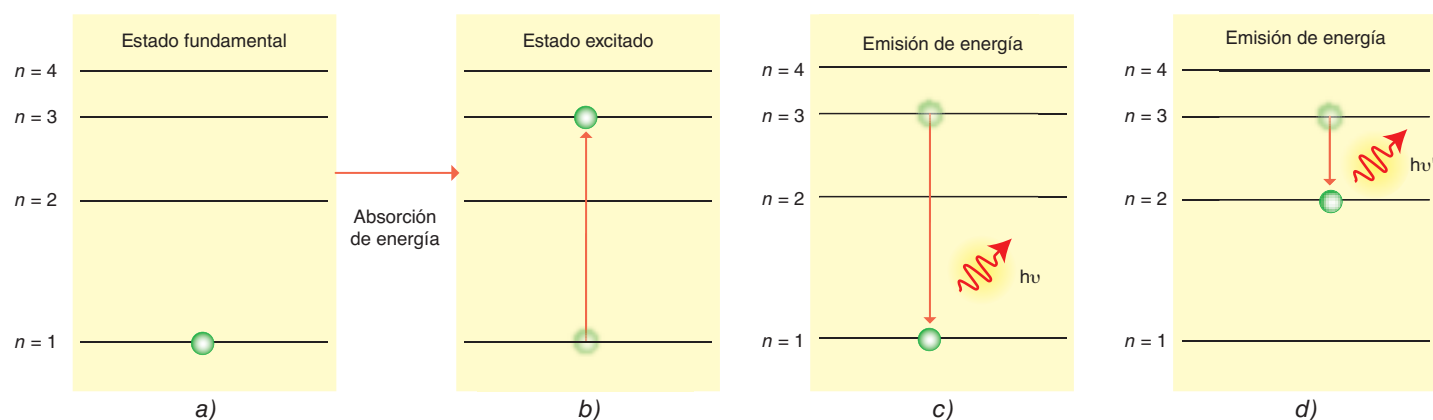


Fig. 2.13. Tránsitos internivélicos. a) Átomo con electrón en estado fundamental; b) Átomo excitado, su electrón al absorber energía ha pasado al nivel 3; c) Situación en la que el electrón vuelve al nivel fundamental emitiendo radiación electromagnética de $E = h \nu$; d) Situación en la que el electrón vuelve a un nivel de menor energía emitiendo radiación electromagnética de $E' = h \nu'$.



En Internet

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

**Claves y consejos**

Cuidado con los signos de la energía de los niveles electrónicos.

Los niveles de menor energía son los más negativos.

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

**Actividades**

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

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

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

- Frecuencia de la radiación necesaria para ionizar el hidrógeno.
- Longitud de onda en nm y la frecuencia de la radiación emitida cuando el electrón pasa del nivel $n = 4$ al $n = 2$.

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

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

$$\text{b) } \lambda = 4,86 \cdot 10^{-7} \text{ m};$$

$$\nu = 6,17 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$$

**Ejemplo 7 (PAU)**

Un electrón de un átomo de hidrógeno salta desde el estado excitado de un nivel de energía de número cuántico principal $n = 3$ a otro de $n = 1$.

Calcula la energía y la frecuencia de la radiación emitida, expresadas en kJ mol^{-1} y en Hz, respectivamente.

$$\text{Datos: } R = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}; N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos mol}^{-1};$$

$$h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J s}.$$

Solución

Para calcular los datos espectrales de una transición entre niveles utilizaremos la ecuación empírica de Rydberg: $\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$ donde n_1 siempre es menor que n_2 . Reemplazando queda:

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

Ahora calcularemos la frecuencia para obtener luego la energía:

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

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

Esta energía está referida a un átomo, para 1 mol sería:

$$E = 1,93 \cdot 10^{-21} \text{ kJ} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos mol}^{-1} = 1,16 \cdot 10^3 \text{ kJ mol}^{-1}.$$

**Ejemplo 8 (PAU)**

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

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

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

Solución

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

$$E_{\text{átomo}} = \frac{4,18 \cdot 10^3 \text{ J mol}^{-1}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}} = 6,94 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

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

$$E = h \nu \Rightarrow 6,94 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 6,624 \cdot 10^{-34} \text{ J s} \cdot \nu \Rightarrow \nu = 1,05 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$$

Esta frecuencia está en el rango de la radiación ultravioleta.

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

6 Distribuciones electrónicas

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

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

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

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

y así sucesivamente (Fig. 2.14).

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

Cada subnivel admite un número distinto de electrones:

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

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

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

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

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

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



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

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

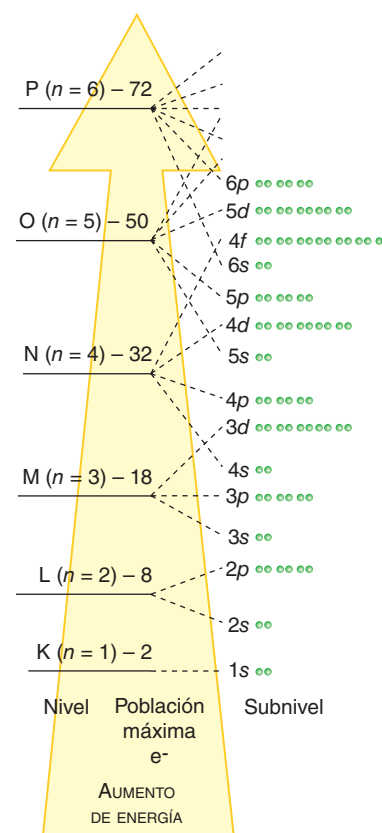


Fig. 2.14. Desdoblamiento de los niveles electrónicos.



En Internet

En un buscador, ingresa el texto «átomos con más de un electrón», entra en la página que te aparezca de **www.deciencias.net**. Pinchando en cada elemento de la tabla, podrás ver la distribución electrónica de un átomo en movimiento por niveles energéticos.

**Más datos**

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

**Claves y consejos**

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



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

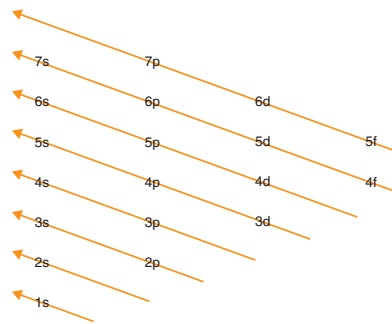


Fig. 2.15. Regla de Möller. Se utiliza en el llenado progresivo de niveles energéticos atómicos con electrones.

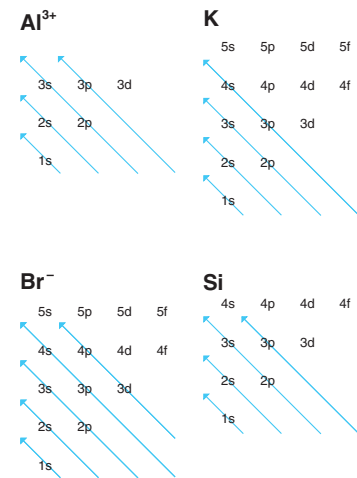
**Ejemplo 9**

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

Solución

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

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

**Actividades**

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

17> Escribe la configuración electrónica del estado fundamental de los átomos e iones siguientes: N^{3-} , Mg^{2+} , Cl^- , K^+ y Fe. ¿Cuáles de ellos son isoelectrónicos? Datos: Números atómicos: N = 7; Mg = 12; Cl = 17; K = 19; Fe = 26.

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

6.1 Ordenación periódica de los elementos: su relación con los electrones externos

Mediante el estudio de los espectros de los elementos conocidos, obtenidos con rayos X, **H. Moseley** (1887-1915) consiguió en 1912 determinar el número atómico de todos ellos. La dependencia de la estructura atómica respecto del número atómico suponía un criterio óptimo para clasificar los elementos a partir de dicho número (más tarde se determinó que ese número coincidía con el de protones del núcleo).

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

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

Al disponer la totalidad de los elementos de esta manera quedan en el mismo grupo vertical aquellos con la **misma configuración electrónica externa** (estrictamente hablando de las dos últimas capas, o tres si contamos las tierras raras como grupos diferenciados), que comprobamos que **tienen propiedades semejantes.**

En definitiva, el sistema periódico actual, que debemos a **A. Werner** (1866-1919) y **F. A. Paneth** (1887-1958), consta de 18 columnas o **grupos**, que la IUPAC (*International Union of Pure and Applied Chemistry*) recomienda nombrar del 1 al 18, numerados de izquierda a derecha, y de siete filas o **periodos** (Fig. 2.15).

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

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
	(Ia)	(IIa)	(IIIb)	(IVb)	(Vb)	(VIb)	(VIIb)	(VIIIb)	(Ib)	(IIb)	(IIIa)	(IVa)	(Va)	(VIa)	(VIIa)			0	
	Elementos tipo d											Elementos tipo p							
	Elementos tipo s																		
	Alcalinos	Alcalinotérreos											Térreos	Carbonoideos	Nitrogenoideos	Antígenos	Halógenos	Gases nobles o inertes	
	H																		He
P	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne	
E	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar	
R	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
I	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
O	Cs	Ba	La*	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
S	Fr	Ra	Ac*	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Uub	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo	
	Elementos de transición interna (tierras raras)																		
	Elementos tipo f		*	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu		
			*	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lw		

Fig. 2.15. Sistema periódico actual.

! Importante

Configuración electrónica de valencia de los elementos representativos:

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

+ Más datos

Existen dos versiones del **sistema periódico**:

- **Corto**, en el que los elementos del bloque f se sitúan fuera.
- **Largo**, en el que dichos elementos se colocan entre los grupos 3 y 4; este se utiliza mucho menos.

+ Más datos

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

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

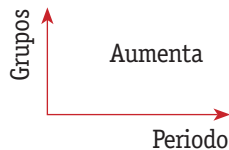
**En Internet**

Busca en Internet la «tabla periódica de Luis Javier Sánchez». Podrás observar imágenes de todos los elementos de la tabla periódica.

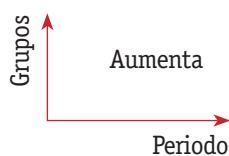
**Más datos**

En el sistema periódico tenemos estas variaciones:

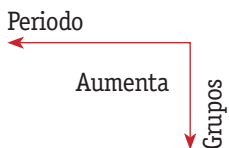
- del potencial de ionización



- de la afinidad electrónica



- del radio atómico

**6.2 Algunas propiedades periódicas**

Las propiedades químicas de los elementos, y buena parte de las físicas, dependen de los electrones del último nivel, por lo que la colocación de los elementos en la tabla periódica, que está relacionada con ellas, estará ligada con dicha estructura electrónica. Así, estudiaremos a continuación algunas de las propiedades de los elementos y su variación periódica.

A. Energía de ionización (o potencial de ionización)

La **energía de ionización** es la energía mínima que hay que suministrar a un átomo gaseoso en su estado fundamental para arrancarle (o para extraerle completamente) un electrón, transformándolo en un catión con número de oxidación +1.

El proceso que tiene lugar es $A(g) \rightarrow A^+(g) + 1 e^-$.

En el sistema periódico, las energías de ionización aumentan a medida que nos desplazamos hacia la derecha, y disminuyen al bajar en los grupos. Las energías de ionización sucesivas (I_2, I_3, \dots) son las necesarias para arrancar el 2.º, 3.º y electrones sucesivos. Son cada vez mayores por el exceso de carga positiva en el átomo al irle quitando electrones.

B. Afinidad electrónica (o electroafinidad)

La **afinidad electrónica** es la energía que absorbe o desprende un átomo gaseoso en estado fundamental cuando capta un electrón libre transformándose en un anión con número de oxidación -1.

El proceso que tiene lugar es $A(g) + 1 e^- \rightarrow A^-(g)$.

En el sistema periódico, las electroafinidades, por lo general, aumentan en valor negativo a medida que nos desplazamos hacia la derecha, y disminuyen su valor negativo al bajar en los grupos.

C. Radio atómico

El **radio atómico** es la distancia que existe entre el núcleo del átomo y su electrón más externo.

Se identifica con el tamaño del átomo. Aumenta al descender en un grupo y disminuye al aumentar la carga nuclear en los periodos.

**Actividades**

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

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

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

21> Dadas las siguientes configuraciones electrónicas pertenecientes a elementos neutros: A ($1s^2 2s^2 2p^2$), B ($1s^2 2s^2 2p^5$), C ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$), D ($1s^2 2s^2 2p^4$), indica razonadamente:

- Grupo y periodo al que pertenece cada elemento.
- El elemento de mayor y el de menor energía de ionización.
- El elemento de mayor y de menor radio atómico.

S: b) Mayor energía de ionización, el B; menor, el C. c) Mayor radio atómico, el C; menor, el B.

7 El enlace químico

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

El enlace químico se debe a la existencia de fuerzas atractivas que mantienen unidos los átomos en un compuesto. Es el responsable de la **unión estable entre dos o más átomos**, y se forma con la transferencia total o parcial de electrones entre ellos. Los electrones de la última capa, llamados electrones de valencia, son los que se hallan más débilmente ligados a los núcleos de cada átomo, y por ello son susceptibles de ser atraídos por ambos núcleos, constituyendo así un vínculo de unión entre los átomos.

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

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

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

Mediante la representación gráfica del resultado conjunto de las dos interacciones (Fig. 2.16) se obtiene la llamada **curva de estabilidad energética**.



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

Existe una determinada distancia internuclear para la que el sistema es más estable, pues es mínima la suma algebraica de las fuerzas atractivas y las repulsivas. A esta distancia se le denomina **distancia de enlace (d_0)** y le corresponde un valor energético mínimo, que es la energía que se desprende en la formación del **enlace (E_{enlace})**. Cuanto más profundo es el mínimo en la gráfica, mayor es la energía desprendida al formarse el enlace y por tanto mayor es la estabilidad de la molécula (Fig. 2.16).

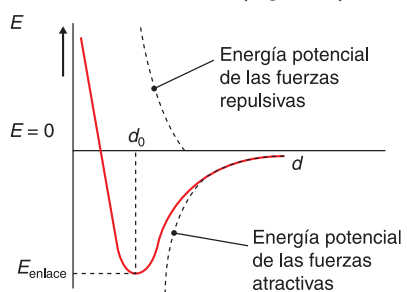


Fig. 2.16. Curva de estabilidad para la formación del enlace.

Al aproximarse dos átomos, puede ocurrir que sus características sean tales que no lleguen a unirse y a formar una molécula estable; entonces se separarán de forma espontánea. Cuando esto sucede, se observa la formación de una curva de inestabilidad (Fig. 2.17).

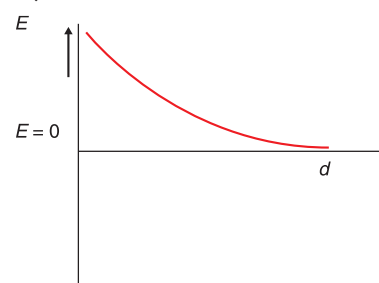


Fig. 2.17. Curva de inestabilidad.



Importante

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

**Más datos**

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

**Más datos**

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

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

**Importante**

El número de electrones intercambiados por cada elemento se denomina **electrovalencia** o **valencia iónica**.

7.1 La regla del octeto. Limitaciones

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



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

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

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

**Actividades**

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

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



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

8 El enlace de tipo iónico



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

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

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

Las **sustancias iónicas** no se presentan en forma molecular, sino que, a fin de estabilizarse energéticamente, aparecen formando entramados cristalinos, que denominamos **redes**. Las redes están constituidas por iones de signo opuesto, de forma que la interacción entre los campos eléctricos de cada uno posibilita esta situación. En el **retículo cristalino**, los iones se colocan en posiciones fijas distribuidas ordenadamente en el espacio. En el ejemplo antes comentado del NaCl, la red cristalina es de tipo cúbico centrado en las caras, lo que significa que los iones Na^+ ocupan los vértices de un cubo y el centro de cada cara, y lo mismo ocurre con los iones Cl^- alternativamente, de manera que se mantiene la electroneutralidad (Fig. 2.18).

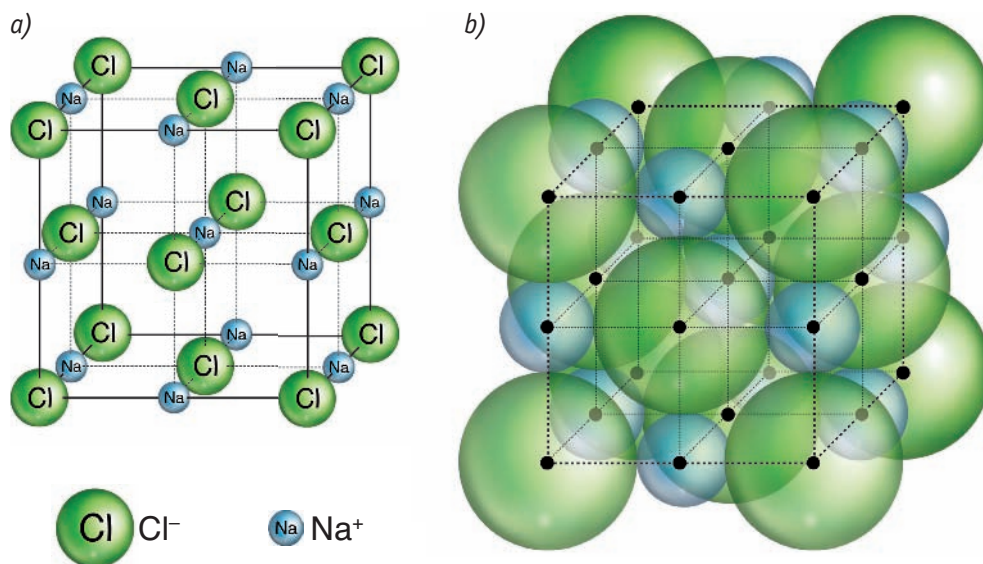


Fig. 2.18. Estructura cristalina del cloruro de sodio. a) Geometría de la red. b) Empaquetamiento real.

8.1 Propiedades de los compuestos iónicos

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

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

Actividades

24> Indica las electrovalencias de los elementos implicados en cada uno de los siguientes compuestos a partir de sus estructuras electrónicas: KCl , CaBr_2 , MgS , AlF_3 y BeO .

25> Dadas las siguientes configuraciones para los átomos neutros A, B y C, respectivamente: $1s^2 2s^1$, $1s^2 2s^2 2p_1$, $1s^2 2s^2 2p^5$, indica la fórmula de los posibles compuestos que se forman al unir A con C y B con C:

S: AC y BC.

26> Los elementos Li, Be, O y F pertenecen al segundo período de la Tabla Periódica y poseen, respectivamente, 1, 2, 6 y 7 electrones en la capa de valencia. Responda razonadamente:

a) cuáles son los iones (monoatómicos) más estables que forman en cada caso;

b) cuál será el orden de los elementos en sentido creciente de sus primeras energías de ionización;

c) cuáles la fórmula de los compuestos que formarán entre sí Li, Be, F, indicando el tipo de enlace prioritario.

**Más datos**

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



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

Este enlace es el resultado de que los átomos **compartan electrones** entre sí, rebajando así su energía y estabilizándose al conseguir estructura de última capa llena. El par electrónico implicado en cada enlace se comporta, a todos los efectos prácticos, como si perteneciera exclusivamente a cada uno de los átomos que une.

Por ejemplo, la molécula de cloro (Cl_2) está formada por dos átomos de cloro cuya capa de valencia tiene una estructura $3s^2 3p^5$, es decir, le falta un electrón para conseguir el octeto, por lo que pone a disposición del enlace uno de los suyos. Dado que la situación del otro cloro es la misma, se produce el enlace entre ambos por compartición de uno de sus electrones, por lo que cada cloro, al contar con ambos electrones, el propio y el ajeno, aparenta tener la estructura $3s^2 3p^6$.

En el caso de que la covalencia sea mayor que la unidad, se pueden dar enlaces dobles entre los átomos e incluso triples, que se denomina genéricamente **enlaces múltiples**.

Por ejemplo, la molécula de oxígeno (O_2) está formada por dos átomos de oxígeno cuya capa de valencia tiene una estructura $3s^2 3p^4$, es decir, les faltan dos electrones para conseguir el octeto, por lo que cada uno pone a disposición del enlace dos de los suyos, de manera que se forman dos enlaces entre ellos o, lo que es lo mismo, uno doble.

**Más datos**

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

9.1 Propiedades de los compuestos covalentes

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

En las **sustancias moleculares**, los átomos están unidos formando moléculas, que a temperatura ambiente pueden hallarse en estado gaseoso (O_2 , H_2 , N_2 , CH_4 , NH_3 , HCl , SO_2 , NO_2 , etc.), líquido (H_2O , Br_2 , etanol, ácido acético, benceno, etc.) o sólido (I_2 , naftaleno, glucosa, etc.).

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

Algunas sustancias covalentes también pueden hallarse en forma de **redes** que son macroestructuras de átomos enlazados covalentemente. Se trata de cristales constituidos por un número muy elevado de átomos iguales o distintos unidos entre sí. Ejemplos de esto son las redes formadas por átomos de carbono o de silicio. El primero se presenta en forma de *diamante* o como *grafito*. El segundo constituye la sílice (SiO_2), que forma minerales como cuarzo, ópalo, etc., e incluso la arena de las playas. Estos compuestos tienen altos puntos de fusión y ebullición, son duros, malos conductores de la electricidad e insolubles en general.

**Actividades**

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

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

c) C formará compuestos covalentes con valencia 2.

28> Indica la covalencia de cada uno de los elementos implicados en los siguientes compuestos, a partir de sus estructuras electrónicas: F_2 , N_2 , CO_2 , HCl y H_2O . ¿Se formarán enlaces múltiples en algún caso?

9.2 Diagramas electrónicos de Lewis

En 1916 Lewis propuso una notación abreviada aplicable a cada molécula a fin de intentar facilitar la descripción y visualización de las uniones atómicas covalentes. Actualmente, las denominamos diagramas o estructuras de Lewis.



En los diagramas electrónicos de Lewis se indica cada átomo con su símbolo rodeado de unos puntos que representan los electrones de la capa de valencia. Estos pueden aparecer también como aspas para diferenciarlos de los del otro átomo, o como rayas en el caso de representar pares electrónicos.

Los átomos se enlazan uniendo los electrones necesarios mediante líneas, de manera que al final cada átomo esté rodeado de ocho electrones, si sigue la regla del octeto, manteniendo como propios sus electrones de valencia.

Cuando se trata de moléculas sencillas, es fácil dibujar estas estructuras. Por ejemplo, en el caso del flúor (F_2), cada átomo tiene siete electrones en su última capa; así, para completar el octeto intercambian un electrón, uniéndose mediante un enlace simple, quedando los otros seis electrones alrededor de cada uno:



Observa que alrededor de cada flúor hay ocho electrones, pero como propios se mantienen los siete iniciales.

En el caso del oxígeno (O_2), cada átomo tiene seis electrones en su última capa, así que intercambiarán dos, y se unirán por un enlace doble, quedando los otros cuatro electrones alrededor de cada uno:



Observa que alrededor de cada oxígeno hay ocho electrones, pero como propios se mantienen los seis iniciales.

Las siguientes **reglas** te ayudarán a diseñar fácilmente las estructuras de moléculas más complejas:

1. Coloca los átomos de la molécula de la forma más simétrica posible.
2. Determina los electrones disponibles en la capa externa de cada uno de los átomos de la molécula (A).
3. Calcula el total de electrones que caben en la capa de valencia de todos los átomos de la molécula (N).
4. El número total de electrones compartidos se obtiene al restar los disponibles de los que caben, es decir ($N - A$).
5. Coloca el resultado anterior, es decir, los pares electrónicos compartidos, enlazando los átomos.
6. Coloca el resto de los electrones como pares no compartidos para completar el octeto de todos los átomos.



Importante

Los **diagramas de Lewis** se pueden representar de diferentes formas:



Actividades

29> Representa las estructuras de Lewis de las moléculas SiH_4 , NH_3 y BeH_2 .

30> Representa las estructuras de Lewis de las moléculas H_2O , CH_4 , BF_3 y HCl .

31> Representa las estructuras de Lewis de las moléculas *sulfuro de hidrógeno*, *tricloruro de boro* y *nitrógeno*.

Ejemplo 10 (PAU)

Dibuja la estructura de Lewis del dióxido de carbono (CO_2).

Solución

Indicaremos en el cuadro siguiente los datos necesarios:

Elemento	Estructura electrónica de la capa de valencia	Electrones de valencia	Capacidad de la capa de valencia
C	$2s^2 2p^2$	4	8
O	$2s^2 2p^4$	6	8

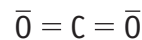
Electrones de valencia disponibles: $A = 4 + 6 \cdot 2 = 16$.

Capacidad total de la capa de valencia: $N = 8 \cdot 3 = 24$.

Electrones compartidos: $N - A = 24 - 16 = 8$ (cuatro enlaces).

Electrones restantes: $16 - 8 = 8$ (cuatro pares).

Ahora distribuiremos los electrones adecuadamente sobre los átomos:



Observa que alrededor de cada átomo hay ocho electrones, pero como propios se mantienen los seis iniciales de cada oxígeno y los cuatro del carbono.

Ejemplo 11

Indica la estructura de Lewis del ácido cloroso (HClO_2).

Solución

Indicaremos en el cuadro siguiente los datos necesarios:

Elemento	Estructura electrónica de la capa de valencia	Electrones de valencia	Capacidad de la capa de valencia
Cl	$2s^2 2p^5$	7	8
O	$2s^2 2p^4$	6	8
H	$1s^2$	1	2

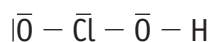
Electrones de valencia disponibles: $A = 7 + 6 \cdot 2 + 1 = 20$.

Capacidad total de la capa de valencia: $N = 8 \cdot 3 + 2 = 26$.

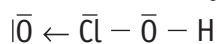
Electrones compartidos: $N - A = 26 - 20 = 6$ (tres enlaces).

Electrones restantes: $20 - 6 = 14$ (siete pares).

Ahora distribuiremos los electrones adecuadamente sobre los átomos:



Observa que alrededor de cada átomo hay ocho electrones, y sobre el hidrógeno, dos. Como propios se mantienen los seis iniciales del oxígeno enlazado al hidrógeno y el de este, pero aparecen como propios siete sobre el otro oxígeno y sólo seis alrededor del cloro. La solución viene dada en este caso por el **enlace dativo** al suponer que el cloro es el dador y el oxígeno el receptor:



Ahora cada oxígeno tiene como propios sus seis iniciales y el cloro sus siete, con lo que la estructura resulta ser la correcta.

Más datos

En algunas moléculas puede darse la situación en la que solo uno de los átomos cede los dos electrones con que se forma el enlace. Se trata de un **enlace covalente** que se denomina **coordinado** o **dativo**. En este enlace el átomo que pone a disposición el par electrónico se denomina **dador**, y el que los toma es el **aceptor**. No se representa mediante la raya habitual, sino con una flecha que sale del átomo dador.

10 El enlace de tipo metálico



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

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

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

11 Las fuerzas intermoleculares



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

No se trata de enlaces propiamente dichos, aunque en algunos casos se denominen así, pues energéticamente son bastante más débiles que estos.

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

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

Cuando las moléculas con enlaces polares se encuentran cerca unas de las otras, ejercen entre sí fuerzas de atracción debido a los polos que en ellas existen.

Las fuerzas intermoleculares pueden ser, principalmente, de dos tipos: puente de hidrógeno y fuerzas de Van der Waals.



Actividades

- 32>** Investiga acerca de las propiedades del acero. Compara dichas propiedades con las que presentan el hierro y el carbono.
- 33>** ¿Qué elemento es más electronegativo, el fósforo, el cloro o el potasio?



Más datos

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



Claves y consejos

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



Claves y consejos

Un elemento es más electronegativo cuanto más a la derecha y arriba se encuentre en el sistema periódico.

Sí, por ejemplo, el N es mucho más electronegativo que el Li, pero menos que el F.

11.1 Puente de hidrógeno

Se produce entre moléculas que contienen hidrógeno y un átomo muy electronegativo y pequeño (tipo F, O, N). En estos casos, el elemento unido al hidrógeno atrae gran parte de la carga del enlace que los mantiene unidos, cargándose negativamente y provocando la aparición de una cierta carga positiva sobre el hidrógeno. Se crea así el enlace polar que permite a las moléculas unirse entre sí por mera atracción electrostática.

Los compuestos que sufren estas interacciones presentan anomalías en sus puntos de fusión y ebullición y, por tanto, en su estado físico a temperatura ambiente. Un ejemplo típico es el del H_2O (Fig. 2.19), que aunque tiene menor masa molecular que el resto de los hidruros de los anfígenos, tiene el mayor punto de ebullición. Esto solo se puede explicar por la energía adicional, que es preciso comunicar a las moléculas de agua para romper sus fuertes asociaciones electrostáticas intermoleculares de puente de hidrógeno, a fin de hacerlas pasar al estado gaseoso.

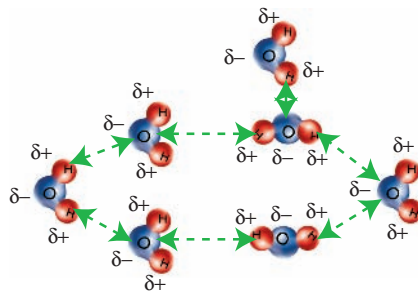


Fig. 2.19. Puentes de hidrógeno en el agua.

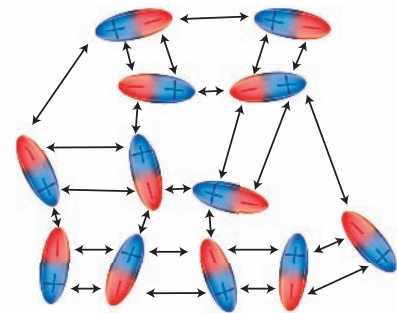


Fig. 2.20. Interacciones entre diferentes dipolos por fuerzas de Van der Waals.

11.2 Fuerzas de Van der Waals

Son fuerzas de tipo electrostático que unen con enlaces polares a aquellas moléculas que no están unidas por puentes de hidrógeno. Son más débiles que estos. Los dipolos existentes en ellas pueden interactuar dando lugar a débiles uniones entre sí (Fig. 2.20).

En las moléculas apolares la movilidad de las nubes electrónicas produce dipolos instantáneos, lo que genera interacciones atractivas entre las moléculas. Son las fuerzas de London. En ambas situaciones se provocan pequeñas alteraciones en las propiedades de estas sustancias.

Actividades

34> Explica qué tipo de enlace químico debe romperse o qué fuerzas de atracción deben vencerse para llevar a cabo los siguientes procesos:

- Fundir bromuro de calcio.
- Hervir agua.
- Evaporar oxígeno líquido.
- Fundir cesio.

35> Dadas las siguientes sustancias sólidas: cobre, diamante, yodo y bromuro potásico, explique:

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

c) ¿Alguna puede presentar fuerzas intermoleculares?

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

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

LA ERA NUCLEAR

El amanecer de la era nuclear es lejano, no tanto por los años transcurridos sino por los avances en este campo. Su origen destructor y demoleedor nos remite a las bombas atómicas, de fisión a partir del uranio y de fusión a partir del hidrógeno. Pronto, cuando la tecnología lo permite, su empleo con fines pacíficos encuentra un lugar en la sociedad del desarrollo por medio de las centrales nucleares que nos abastecen de energía eléctrica a bajo coste económico, aunque a veces sus desastres provoquen un gasto humano inmensurable (por ejemplo, los accidentes en Chernobil y Fukushima).

Aplicaciones pacíficas

Hoy en día las aplicaciones pacíficas que se le han dado al átomo son muy importantes. La energía nuclear ha probado su gran importancia en la medicina, en la agricultura, en los transportes, en la minería y en muchas más actividades humanas.

La radiación atómica se emplea para diagnosticar y descubrir algunas enfermedades y curar otras. En el diagnóstico se utilizan radiofármacos para el rastreo radiactivo (tiroides, hígado, riñón, circulación sanguínea, corazón, pulmón, etc.). Mediante la administración de fármacos radiactivos se puede estudiar, utilizando imágenes bidimensionales o tridimensionales (tomografía), el estado de diversos órganos del cuerpo humano.

En la industria se elaboran sustancias radiactivas que son introducidas en un determinado proceso para detectar la trayectoria de la sustancia gracias a su emisión radiactiva, lo que permite investigar diversas variables propias del mismo, por ejemplo, determinar caudales de fluidos, filtraciones, velocidades en tuberías, velocidad de desgaste de materiales, etc.

Se emplean técnicas atómicas para fabricar jabones y lápices labiales, cintas adhesivas más fuertes y vidrio mucho más duro. Utilizando haces de neutrones es posible llevar a cabo diversas investigaciones en el campo de las ciencias de los materiales. Por ejemplo, se puede obtener información respecto de estructuras cristalinas, defectos en sólidos, etc. Así mismo, se emplean para medir el grosor de algunos objetos al observar la cantidad de rayos radiactivos que los atraviesan.

La antigüedad de los objetos extraídos por los arqueólogos se puede determinar midiendo la radiactividad existente en ellas del átomo de carbono-14, cuya cantidad disminuye a la mitad cada 5730 años, lo cual les permite calcular la edad del objeto en cuestión (Fig. 2.21).



Fig. 2.21. Restos arqueológicos para su datación.

Aplicaciones alimentarias

También pueden ser usados como esterilizantes al someter a productos o materiales a la acción de los rayos atómicos, que destruyen las bacterias y los gérmenes portadores de las enfermedades (Fig. 2.22).

Las bacterias que echan a perder los alimentos pueden ser destruidas mediante la radiación.

Mediante tecnología nuclear es posible aplicar la llamada «Técnica de los Insectos Estériles (TIE)», que consiste en suministrar altas emisiones de radiación

ionizante a insectos machos que, una vez estériles, se dejan en libertad para facilitar su apareamiento. Al no producirse la descendencia es posible controlar y disminuir su población en una determinada región geográfica.



Fig. 2.22. Patatas no sometidas a técnicas agrícolas de irradiación.

Como consecuencia podemos asegurar que el desarrollo nuclear nos ayuda a controlar mejor nuestro entorno y por ello contribuye a la consecución de una mejor calidad de vida para toda la sociedad.

Aplicaciones en medio ambiente

También mediante técnicas nucleares es posible desarrollar diversos estudios relacionados con los recursos hídricos. Se pueden medir las corrientes de aguas, lluvias y de nieve; caudales de ríos, fugas en embalses, lagos y canales y la dinámica de lagos y depósitos. En el caso de aguas subterráneas, es posible identificar su origen, velocidad, dirección, flujo y relación con las aguas superficiales.

Como consecuencia podemos asegurar que el desarrollo nuclear nos ayuda a controlar mejor nuestro entorno y por ello contribuye a la consecución de una mejor calidad de vida para toda la sociedad.

CUESTIONES

1> Responde:

- ¿Qué ventajas y desventajas crees que tiene que los seres humanos podamos influir en los ciclos vitales?
- ¿Qué repercusiones crees que tiene eso sobre el planeta?

2> Investiga y elabora un eje cronológico con los hechos más importantes de la historia nuclear.

Experiencia de laboratorio

Comportamiento de los halógenos

Objetivo

Comprobar algunas de las propiedades químicas de los halógenos: comportamiento químico de los aniones cloruro, bromuro y yoduro.

Material

- Tubos de ensayo en gradilla.
- Disoluciones NaCl (0,1 M) KBr (0,1 M), KI (0,1 M), $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, agua de cloro, agua de bromo y agua de yodo.
- Productos: CCl_4 .

A. Solubilidad en las reacciones de halogenuros con iones metálicos

- Toma tres tubos de ensayo y echa en cada uno una pequeña cantidad de disolución de cloruro de sodio, de bromuro potásico y de yoduro potásico, respectivamente. Añade luego a cada tubo un poco de disolución de nitrato de plata. Observa lo que sucede y explícalo.
- Realiza la experiencia como en el apartado anterior, pero ahora echa en los tres tubos nitrato plumboso en lugar de nitrato de plata. Observa lo que ocurre.

Cuestiones

- 1> Describe lo que acontece en ambos casos.
- 2> Explica lo sucedido y escribe la reacción química que tiene lugar.

B. Afinidad electrónica competitiva

a) Reactividad del cloro con iones bromuro e yoduro

Toma dos tubos de ensayo y echa a uno 2 mL de disolución de bromuro potásico y al otro 2 mL de disolución de yoduro potásico, y a ambos 1 mL de agua de cloro. Añade cinco gotas de CCl_4 .

b) Reactividad del bromo con iones cloruro e yoduro

Toma otros dos tubos de ensayo y echa a uno 2 mL de disolución de cloruro de sodio y al otro 2 mL de disolución de yoduro potásico, y a ambos 1 mL de agua de bromo. Añade cinco gotas de CCl_4 .

c) Reactividad del yodo con iones cloruro y bromuro

Por último toma otro par de tubos de ensayo y echa a uno 2 mL de disolución de cloruro de sodio y al otro 2 mL de disolución de bromuro potásico, y a ambos 1 mL de agua de yodo. Añade cinco gotas de CCl_4 .

Cuestiones

- 1> Observa lo que sucede en cada tubo anotando el color que aparece.
- 2> Explica lo que ha sucedido y describe la reacción química que ha tenido lugar.
- 3> ¿Qué conclusiones obtienes sobre la reactividad de cada uno de estos elementos?

Problemas propuestos

Estructura atómica

- 1> Indica las diferencias existentes entre rayos catódicos y canales.
- 2> Razona en cuáles de los siguientes aspectos pueden ser diferentes los átomos de un mismo elemento:
- Estructura atómica.
 - Número de electrones externos.
 - Masa nuclear.
 - Suma de protones y neutrones.
- 3> Observando la experiencia de Rutherford, puedes decir que:
- Los electrones se mueven en un espacio pequeño del átomo.
 - Las partes cargadas positivamente de cada átomo son extremadamente pequeñas.
 - Las partes cargadas positivamente de los átomos se mueven a ciertas velocidades.
 - El diámetro de un protón es aproximadamente igual al del núcleo.
- 4> Indica el número de protones, neutrones y electrones de los siguientes átomos o iones:
- Ar ($Z = 18, A = 40$)
 - Sb ($Z = 51, A = 122$)
 - Cl⁻ ($Z = 17, A = 35$)
 - Fe³⁺ ($Z = 26, A = 56$)
- S: Ar (18p, 18 e, 22 n); Sb (51p, 51 e, 71 n); Cl⁻ (17p, 18 e, 18 n); Fe³⁺ (26p, 23 e, 30 n).
- 5> Indica, justificando brevemente la respuesta, si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:
- Los átomos neutros de dos isótopos del mismo elemento tienen distinto número de electrones.
 - El ion ³⁹K⁺ tiene el mismo número de protones que el átomo ⁴⁰Ar.
 - El neón y el O²⁻ tienen el mismo número de protones.
- 6> El vanadio, de número atómico 23, se encuentra en la naturaleza formando dos isótopos con masas iguales a 50,0 y 51,0 uma.
- Determina el número de neutrones y de protones que tiene cada uno de los isótopos.
 - Calcula la abundancia relativa de los dos isótopos si la masa atómica, que aparece en la tabla periódica, del vanadio es igual a 50,94 uma.
- S: a) $p = 23$ para ambos y $n = 27$ y 28.
b) 6,0% y 94,0%.

- 7> Sabiendo que los números atómicos del neón y del sodio son 10 y 11 respectivamente, razona sobre la veracidad de las siguientes afirmaciones:
- El número de electrones de los iones Na⁺ es igual al de los átomos neutros del gas neón.
 - El número de protones de los iones ²³Na⁺ es igual al de los átomos ²⁰Ne.
 - Los iones Na⁺ y los átomos de gas neón no son isótopos.

Radiación electromagnética y espectros atómicos

- 8> Decimos que los espectros atómicos son discontinuos, mientras que el espectro de luz visible es continuo, ¿puedes explicar qué significan ambas cosas?
- 9> Calcula la longitud de onda de los siguientes tipos de radiación electromagnética: radiación microondas de frecuencia $2,00 \cdot 10^{11}$ Hz, luz verde de $5,50 \cdot 10^{14}$ Hz, luz violeta de $6,80 \cdot 10^{14}$ Hz y rayos X de $3,00 \cdot 10^{18}$ Hz.
- 10> El color amarillo de la luz de sodio posee una longitud de onda de 5890 Å. Calcula en eV la diferencia energética correspondiente a la transición electrónica que se produce.
- S: $E = 2,11$ eV.
- 11> Se ha observado que los átomos de hidrógeno en su estado natural son capaces de absorber radiación ultravioleta de 1216 Å. ¿A qué transición electrónica corresponde esta absorción?
- S: $n = 2$.
- 12> La energía necesaria para ionizar el átomo de sodio es 498,07 kJ mol⁻¹. Calcula la frecuencia de la radiación capaz de efectuar dicha ionización. Determina si esta pertenece al espectro visible, al infrarrojo o al ultravioleta, sabiendo que la longitud de onda de la luz visible en el vacío está comprendida entre 3900 y 7800 Å.
- S: $\nu = 1,25 \cdot 10^{15}$ s⁻¹, zona del ultravioleta.
- 13> El electrón del átomo de hidrógeno pasa del estado fundamental de energía $E_1 = -13,6$ eV al $n = 3$. Indica la energía de este nivel.
- S: $E_3 = -1,5$ eV.

Problemas propuestos

Niveles y distribución electrónica en los átomos

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

S: $n = 3$; 10 rayas.

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

S: 18 electrones.

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

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

17> Para cada uno de los siguientes apartados, indica el nombre, símbolo, número atómico y configuración electrónica del elemento de masa atómica más bajo que tenga:

- a) Un electrón d . b) Dos electrones p .
c) Diez electrones d . d) Un orbital s completo.

18> Escribe la configuración electrónica del estado fundamental de las siguientes especies: S^{2-} , Ca^{2+} , F^- y Al .

19> Se observa que en el espectro del átomo de hidrógeno hay una línea que se corresponde a una absorción energética de $4,60 \cdot 10^{-19} \text{ J}$. Se pide:

- a) Longitud de onda de la radiación absorbida correspondiente a la transición asociada a esta línea.
b) Si el nivel superior de dicha transición es $n = 5$, ¿cuál es el número cuántico del nivel inferior?

S: a) $\lambda = 4,32 \cdot 10^{-7} \text{ m}$; b) $n = 2$.

20> Se observa que al absorber radiación electromagnética de tipo ultravioleta y de longitud de onda $1,03 \cdot 10^{-7} \text{ m}$ el electrón del átomo de hidrógeno pasa del nivel energético $E_1 = -13,6 \text{ eV}$ a un nivel superior. Indica cuál será este y calcula su energía.

S: nivel 3; $E = -1,51 \text{ eV}$.

21> De las siguientes configuraciones electrónicas, di cuáles corresponden a estados fundamentales o excitados y a qué elementos químicos (átomos neutros):

a) $1s^2 1p^6 2p^3$

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

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

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

22> ¿Cuántos electrones contiene un átomo cuyas tres primeras capas estén totalmente ocupadas?

Ordenación periódica de los elementos

23> Dadas las siguientes configuraciones electrónicas:

a) $1s^2 2s^2 2p^5$ e) $1s^2 2s^2 2p^6$

b) $1s^2 2s^1$

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

c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ g) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

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

24> Los números atómicos de tres elementos A, B y C son, respectivamente, $Z - 1$, Z y $Z + 1$. Sabiendo que el elemento B es el gas noble que se encuentra en el tercer periodo (argón), responde razonadamente a las cuestiones siguientes:

a) ¿En qué grupo de la tabla periódica se encuentran los elementos A y C? ¿Cuál de estos dos elementos presenta una energía de ionización mayor?

b) ¿En qué período se encuentran los elementos A y C? ¿Cuál de estos elementos presenta un radio atómico mayor?

25> Dadas las siguientes configuraciones electrónicas de los niveles de energía más externos, identifica el grupo de la tabla periódica al que pertenecen. Indica el símbolo, el número atómico y el periodo del primer elemento de dicho grupo.

a) $ns^2 np^4$

b) ns^2

c) $ns^2 np^1$

d) $ns^2 np^5$

26> Dado el elemento A ($Z = 17$) justifica cuál o cuáles de los siguientes elementos, B ($Z = 19$), C ($Z = 35$) y D ($Z = 11$):

a) Se encuentran en su mismo periodo.

b) Se encuentran en su mismo grupo.

c) Son más electronegativos.

d) Tienen menor energía de ionización.

27> Dados los siguientes elementos: F, P, Cl y Na:

- ☞ a) Indica su posición (periodo y grupo) en el sistema periódico.
- b) Determina sus números atómicos y escribe sus configuraciones electrónicas.
- c) Ordena razonadamente los elementos de menor a mayor radio atómico.
- d) Ordena razonadamente los elementos en función de su primera energía de ionización.

Enlace químico

28> Dada la siguiente tabla de puntos de fusión y ebullición de distintas sustancias:

Sustancia	Punto de fusión (°C)	Punto de ebullición (°C)
Cloruro de sodio	800	1413
Tetracloruro de carbono	-23	77
Dióxido de silicio	> 1700	> 2200
Agua	0	100

Justifica y relaciona estas propiedades con el tipo de enlace químico de cada sustancia.

29> Considerando las sustancias Br_2 , SiO_2 , Fe, HF y NaBr, justifica en función de sus enlaces:

- ☞ a) Si son o no solubles en agua.
- b) Si conducen la corriente eléctrica a temperatura ambiente.

30> Dados los siguientes compuestos: CaF_2 , CO_2 y H_2O , indica el tipo de enlace predominante en cada uno de ellos. Ordena los compuestos anteriores de menor a mayor punto de ebullición. Justifica las respuestas.

31> En función del tipo de enlace, explica por qué:

- ☞ a) El NH_3 tiene un punto de ebullición más alto que el CH_4 .
- b) El KCl tiene un punto de fusión mayor que el Cl_2 .
- c) El CH_4 es insoluble en agua y el KCl es soluble.

S: Dependen de las propiedades de los enlaces.

Aplica lo aprendido

32> Contesta:

- ☞ a) Un átomo A tiene como configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 5s^1$. ¿Cuáles serán los números cuánticos de su electrón más externo?

b) Justifica la veracidad o la falsedad de las siguientes afirmaciones:

- A se encuentra en su estado fundamental.
- A pertenece al grupo de los metales alcalinos.
- A está en el quinto período del sistema periódico.
- A formará preferentemente compuestos con enlace covalente.

33> La configuración electrónica del último nivel energético de un elemento es $4s^2 4p^3$. De acuerdo con este dato:

- ☞ a) Deduce la situación de dicho elemento en la tabla periódica.
- b) Escribe los valores posibles de los números cuánticos para su último electrón.
- c) Deduce cuántos protones tiene un átomo de dicho elemento.
- d) Deduce los estados de oxidación más probables de este elemento.

S: c) 33 p; d) $\pm 3, 5$.

34> Las configuraciones electrónicas: A = $1s^2 2s^2 p^6 3s^1$; B = $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^1$; y C = $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^5$ corresponden a átomos neutros. Indica las fórmulas y justifica el tipo predominante de los posibles compuestos que pueden formarse cuando se combinan las siguientes parejas:

- a) A y C b) B y C c) C y C

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

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

36> Considerando los elementos Na, Mg, Si y Cl:

- ☞ a) Indica los números cuánticos del electrón más externo del Na.
- b) Ordena los elementos por orden creciente de radio atómico y justifica la respuesta.
- c) Ordena los elementos por orden creciente de su potencial de ionización y justifica la respuesta.
- d) Escribe la configuración electrónica de las especies Na^+ , Mg^{2+} , Si y Cl^- .

2+1=3 **Cuestiones básicas**

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

Modelo atómico de Thomson. Representa al átomo como una masa esférica positiva donde se encuentran encajados los electrones negativos, siendo neutro el conjunto.

Modelo de Rutherford. El átomo está formado por un núcleo en el que se concentra la carga positiva y la práctica totalidad de la masa atómica y alrededor del cual los electrones giran en órbitas.

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

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

Espectros atómicos	
Emisión	Conjunto de radiaciones emitidas por un cuerpo, previo calentamiento o descarga eléctrica. Es continuo si posee todos los colores de la luz (emitido por sólidos y líquidos incandescentes) y discontinuos si no es así (emitido por gases).
Absorción	Conjunto de radiaciones obtenidas tras irradiar un cuerpo en estado gaseoso con luz. Es un espectro discontinuo en el que aparecen en negro rayas que en el espectro de emisión aparecían coloreadas.
Visible de hidrógeno	Las líneas espectrales cumplen la ecuación: $\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$

Modelo de Bohr. Energía emitida o absorbida por un electrón al cambiar de órbita en un átomo:

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

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

Estado fundamental. Cuando todos los electrones de un átomo ocupan los niveles energéticos más bajos.

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

Tabla periódica. Los elementos químicos se ordenan en forma creciente de sus números atómicos y según la similitud en sus propiedades. Lo es también según su configuración electrónica externa. Está formado por **18 grupos** (columnas) y **siete periodos** (filas).

Regla del octeto o regla de Lewis. Estructura electrónica externa más estable de los átomos ($8e^-$ en la última capa electrónica).

Enlace iónico. Unión entre un elemento de carácter metálico y uno no metálico, transformándose ambos en iones al ceder el metal electrones al no metal, formando una red cristalina.

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

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

Energía de ionización: Es la energía mínima necesaria para arrancar un electrón de un átomo gaseoso en su estado fundamental, transformándolo en un ion positivo.

Electroafinidad. Es la energía que absorbe o desprende un átomo gaseoso en estado fundamental cuando capta un electrón libre transformándose en un ion negativo.

Radio atómico. Es la distancia que existe entre el núcleo del átomo y su electrón más externo.