

## Cuestiones básicas

- Explica si son ciertas o no las siguientes afirmaciones:
  - Un elemento químico puede estar formado por átomos de diferente número atómico y másico.
  - Un átomo se transforma en su ion negativo cuando gana electrones y en su ion positivo cuando gana protones en su núcleo.
  - Falso, con diferente número atómico se trataría de otro elemento.
  - Falso lo segundo, sólo cuando pierde electrones es ion positivo.
- Un átomo neutro con 10 protones pierde 2 electrones, ¿en qué se transforma? ¿Sigue siendo el mismo elemento? ¿Mantiene el mismo número másico?  
En su ion positivo +2, sigue siendo el mismo elemento y mantiene su número másico.
- Dados los siguientes átomos: A ( $Z = 11$ ;  $A = 23$ ), B ( $Z = 20$ ;  $A = 40$ ) y C ( $Z = 9$ ;  $A = 19$ ), indica:
  - Los protones, neutrones y electrones que poseen.
  - Cuáles son metales y cuáles no metales.
  - Periodo en que se encuentran cada uno.
  - Qué tipo de enlace se da en la unión de A con B.
  - A: 11 p, 12 n, 11 e; B: 20 p, 20 n, 20 e; C: 9 p, 10 n, 9 e.
  - Metales: A y B; no metales: C.
  - A: Tercer periodo; B: Cuarto periodo; C: Segundo periodo.
  - Iónico.
- El litio tiene dos isótopos en la Tierra, de números másicos 6 y 7. Sabiendo que la abundancia del primero es de 7,42 %, calcula la masa atómica de este elemento.  
6,93 u.
- La masa molecular del sulfato de aluminio es de 342 u, mientras que la de un mol es 342 g. ¿Cuál de ambas cantidades es mayor?  
La masa del mol.
- Indica cuantos electrones externos tienen los siguientes átomos: Ca, B, N, K y I.  
Ca: 2 e; B: 3 e; N: 5 e; K: 1 e; I: 7 e.
- ¿Qué elemento es más metálico, el bario o el calcio? ¿Cuál es más no metálico, el oxígeno o el yodo?  
Más metálico, el bario; más no metálico, el oxígeno.
- Coloca estos elementos en orden creciente de carácter no metálico: F, Sb, S, Se y Cl.  
Sb < Se < S < Cl < F.
- Clasifica los siguientes compuestos según los tipos de enlace que presentan:  $MgCl_2$ ,  $PCl_5$ , Au,  $FeI_3$ ,  $SO_2$  y  $NH_3$ .  
 $MgCl_2$ : iónico;  $PCl_5$ : iónico; Au: metálico;  $FeI_3$ : iónico;  $SO_2$ : covalente;  $NH_3$ : covalente.

- Indica el estado físico en que se pueden presentar las sustancias formadas por moléculas y las formadas por cristales.

Las formadas por moléculas pueden hallarse en forma sólida, líquida o gaseosa; las formadas por cristales sólo en forma sólida.

- A partir de sus propiedades, clasifica las siguientes sustancias como moléculas o redes cristalinas: hielo, hierro, agua, aceite, oxígeno y vidrio.

Hielo y hierro son redes cristalinas; el agua y el aceite son moléculas; el vidrio es un material amorfo.

## Actividades

- Indica el número de protones, neutrones y electrones de los siguientes átomos: Ca ( $Z = 20$ ,  $A = 40$ ) y Br ( $Z = 35$ ,  $A = 80$ ).

Ca ( $Z = 20$ ;  $A = 40$ ) significa: protones = 20, electrones 20 y neutrones =  $40 - 20 = 20$

Br ( $Z = 35$ ;  $A = 80$ ) significa: protones = 35, electrones 35 y neutrones =  $80 - 35 = 45$

- Sabiendo que el ion trivalente positivo de un átomo contiene 24 protones y 28 neutrones, indica sus números másico y atómico, así como los electrones que presenta.

Número atómico = número de protones = 24

Número de protones - número de electrones = carga iónica;  
 $24 - x = +3$ ;  $x = 21$

Número másico = número de protones + neutrones =  $24 + 28 = 52$

- Un ion del elemento aluminio ( $Z = 13$ ,  $A = 27$ ) contiene 10 electrones. Indica la carga del ion y cuántos neutrones contiene.

Número de protones - número de electrones = carga iónica;  
 $13 - 10 = +3$

Número másico - número de protones = neutrones;  $27 - 13 = 14$

- Un ion divalente negativo de un átomo contiene 16 protones y 16 neutrones. Indica sus números atómico y másico, así como los electrones que contiene.

Número atómico = número de protones = 16

Número de protones - número de electrones = carga iónica;  
 $16 - x = -2$ ;  $x = 18$

Número másico = número de protones + neutrones =  $16 + 16 = 32$

- Calcula la longitud de onda de los siguientes tipos de radiación electromagnética: microondas de  $2 \cdot 10^{11}$  Hz, luz verde de  $5,5 \cdot 10^{14}$  Hz, luz violeta de  $6,8 \cdot 10^{14}$  Hz y rayos X de  $3,0 \cdot 10^{18}$  Hz.

Para calcular la longitud de onda recurrimos a la ecuación:

$$\lambda = \frac{c}{\nu}$$

$$\lambda_{\text{microondas}} = 3 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1} / 2,0 \cdot 10^{11} \text{ s}^{-1} = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ m}$$

$$\lambda_{\text{verde}} = 3 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1} / 5,5 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1} = 5,5 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

$$\lambda_{\text{violeta}} = 3 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1} / 6,8 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1} = 4,4 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

$$\lambda_{\text{rayos X}} = 3 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1} / 3,0 \cdot 10^{18} \text{ s}^{-1} = 1,0 \cdot 10^{-10} \text{ m}$$

6. **Calcula la frecuencia y la longitud de onda, expresada en metros, nanómetros y angstroms, de una radiación cuyo número de ondas es de  $2,8 \cdot 10^8 \text{ m}^{-1}$ . ¿A qué zona del espectro corresponde esta radiación?**

Sabemos que la línea tiene número de ondas  $k = 2,8 \cdot 10^8 \text{ m}^{-1}$  y como  $k = 1/\lambda$ ;  $\lambda = 1/2,8 \cdot 10^8 \text{ m}^{-1} = 3,6 \cdot 10^{-9} \text{ m}$  (zona de ultravioleta), que se corresponderá con una frecuencia:

$$\nu = \frac{c}{\lambda} = 3 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1} / 3,6 \cdot 10^{-9} \text{ m} = 8,3 \cdot 10^{16} \text{ s}^{-1}$$

Expresar la longitud de onda en nanómetros:

$$3,6 \cdot 10^{-9} \text{ m} \cdot \frac{1 \text{ nm}}{10^{-9} \text{ m}} = 3,6 \text{ nm}$$

Expresar la longitud de onda en angstroms:

$$3,6 \cdot 10^{-9} \text{ m} \cdot \frac{1 \text{ \AA}}{10^{-10} \text{ m}} = 36 \text{ \AA}$$

7. **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 has visto que presenta cada llama?**

Mezcla en un vidrio de reloj un poco la sustancia que pretendes analizar con ácido clorhídrico. Moja la punta de la espátula en ella, e introdúcela en la zona no luminosa del mechero Bunsen. Observarás que las llamas son de diferentes colores: sodio-amarillo, cobre-verdoso, calcio-rojiza, etc.

8. **Utilizando la ecuación de Rydberg, calcula la frecuencia de la radiación emitida por el electrón del átomo de hidrógeno cuando pasa del nivel  $n = 4$  al  $n = 1$ .**

Aplicando la ecuación empírica propuesta por Rydberg:  $k = R (1/n_1^2 - 1/n_2^2)$ , en donde  $k$  representa el llamado número de ondas de la radiación,  $n_1$  y  $n_2$  son los números cuánticos de los niveles considerados y  $R$  es una constante que vale  $1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$ .

$$k = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} \cdot (1/1^2 - 1/4^2) = 1,028 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$$

como  $k = 1/\lambda$  y la frecuencia se obtiene por  $\nu = c/\lambda$ ,

$$\nu = c k = 3 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1} \cdot 1,03 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} = 3,1 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$$

9. **En el espectro del átomo de hidrógeno se observa una línea cuya longitud de onda es de  $4,4 \cdot 10^{-7} \text{ m}$ . Calcula la variación energética para la transición asociada a esta línea.**

Debemos emplear la ecuación de Planck:

$$\Delta E = h \nu = h c / \lambda =$$

$$= 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J s} \cdot 3 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1} / 4,4 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 4,5 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

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

La transición origina una radiación de  $\lambda = 3000 \text{ \AA}$ , que equivale a:

$$3000 \text{ \AA} \cdot \frac{10^{-10} \text{ m}}{1 \text{ \AA}} = 3,0 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

Su frecuencia se obtiene por:

$$\nu = c/\lambda = 3 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1} / 3,0 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 1,0 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$$

La energía correspondiente a esos fotones se calcula aplicando la ecuación de Planck:

$$E = h \nu = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J s} \cdot 1,0 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1} = 6,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

Dicha energía será, por tanto, la correspondiente a la de los niveles atómicos que la producen.

11. **Escribe las configuraciones electrónicas en su estado fundamental de los átomos del azufre ( $Z = 16$ ) y bario ( $Z = 56$ ).**

$$\text{S: } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4.$$

$$\text{Ba: } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 6s^2.$$

12. **Si un átomo en su estado fundamental tiene ocupado totalmente el nivel  $n = 3$ , ¿cuántos electrones contiene?**

En ese nivel tendrá  $2n^2$  electrones, es decir,  $2 \cdot 3^2 = 18$  electrones. Es importante diferenciar el número de electrones que contiene un nivel del número de electrones que debe tener un elemento para tener un nivel completo. El nivel  $n = 3$  contiene 18 electrones. Para que un elemento tenga el nivel 3 completo tendría que tener la configuración  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$ , que supone un total de 30 electrones.

13. **Si en la actualidad se conoce hasta el elemento 118, ¿cuál crees que será el último nivel ocupado por ese elemento?**

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^{14} 6s^2 6p^6 6d^{10} 7s^2 7p^6.$$

Por tanto, observas que sería el subnivel  $7p$ .

14. **¿Cuántos electrones contiene un átomo cuyas tres primeras capas estén totalmente ocupadas?**

El primer elemento que tiene completamente llenas las primeras tres capas electrónicas es el Zn, elemento número 30, cuya configuración electrónica es:

$$\text{Zn: } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2. \text{ Por tanto, tiene 30 electrones.}$$

15. **Nombra los siguientes elementos y el bloque en que se colocan: Li, Co, N, P, U, Sn, I, Hg, Ra, Sr y Ag. ¿Algunos se hallan en el mismo periodo o en el mismo grupo?**

Li (litio), alcalinos.

Co (cobalto), elementos de transición.

N (nitrógeno), nitrogenoideos.

P (fósforo), nitrogenoideos.

U (uranio), actínidos.

Sn (estaño), carbonoideos.

I (yodo), halógenos.

Hg (mercurio), elementos de transición.

Ra (radio), alcalinotérreos.

Sr (estroncio), alcalinotérreos.

Ag (plata), elementos de transición.

En el mismo grupo, Sr y Ra; también N y P; en el mismo periodo Li y N; Por otro lado V y Ra; también I, Ag, Sr y Sn.

**16. Indica los electrones del último nivel de los elementos de números atómicos 12, 15, 19, 35 y 54. ¿A qué periodo y a qué grupo pertenece cada uno?**

Es preciso hacer la configuración electrónica de cada uno:

$Z = 12$ :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ , 2 electrones en el nivel 3, periodo 3, grupo 2.

$Z = 15$ :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ , 5 electrones en el nivel 3, periodo 3, grupo 15.

$Z = 19$ :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ , 1 electrón en el nivel 4, periodo 4, grupo 1.

$Z = 35$ :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$ , 7 electrones en el nivel 4, periodo 4, grupo 17.

$Z = 54$ :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6$ , 8 electrones en el nivel 5, periodo 5, grupo 18.

**17. Dados los siguientes elementos: Ar ( $Z = 18$ ), As ( $Z = 33$ ) e I ( $Z = 53$ ), indica el grupo y periodo a que pertenecen.**

Ar ( $Z = 18$ )  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ , tercer periodo, grupo 18.

As ( $Z = 33$ )  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$ , cuarto periodo, grupo 15.

I ( $Z = 53$ )  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^5$ , quinto periodo, grupo 17.

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

Porque la configuración del magnesio es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ , mientras que la del cinc es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$ , y tal como observas, el segundo tiene completo el subnivel  $3d$  con 10 electrones, lo que le confiere distintas propiedades que al magnesio, que carece de él. Dentro de un mismo grupo, las propiedades son similares.

**19. Indica toda la información que puedas aportar de un elemento del que sabes que ocupa el octavo lugar en el Sistema Periódico.**

Haciendo su configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^4$  deduces que tiene su última capa con 6 electrones, por lo que fácilmente podrá ganar dos electrones para completar su capa (aunque todavía no se les ha enseñado a hallar números de oxidación, se puede «dejar caer» que los elementos tienen tendencia a completar la configuración electrónica de la última  $c$ , ya sea por ganancia o pérdida de electrones). Será por tanto un no metal con gran reactividad de toma de electrones. Se les puede comentar que se trata del oxígeno.

**20. Indica si es de esperar que los siguientes átomos ganen o pierdan electrones para completar su octeto: oxígeno, bromo, nitrógeno, potasio, magnesio, silicio y flúor.**

Oxígeno: tiene 6  $e^-$  en su capa de valencia por lo que es de esperar que gane 2 [Está a dos posiciones del gas noble más cercano por delante (-2) y a 6 del anterior (+6, muy poco probable)].

Bromo: tiene 7  $e^-$  en su capa de valencia, por lo que es de esperar que gane 1 [Está a una posición del gas noble más

cercano por delante (-1) y a 7 del anterior (+7, muy poco probable)].

Nitrógeno: tiene 5  $e^-$  en su capa de valencia, por lo que es de esperar que gane 3 [Está a tres posiciones del gas noble más cercano por delante (-3) y a 5 del anterior (+5, poco probable)].

Potasio: tiene 1  $e^-$  en su capa de valencia, por lo que es de esperar que lo pierda [Está a siete posiciones —sin contar los elementos de transición— avanzando del gas noble más cercano por delante (-7, imposible) y a 1 del anterior (+1)].

Magnesio: tiene 2  $e^-$  en su capa de valencia, por lo que es de esperar que los pierda [Está a seis posiciones del gas noble más cercano por delante (-6, imposible) y a 2 del anterior (+2)].

Silicio: tiene 4  $e^-$  en su capa de valencia, por lo que puede ganar 4 o perderlos. [Está a cuatro posiciones avanzando del gas noble más cercano por delante (-4, posible pero improbable) y a 4 retrocediendo del anterior (+4)].

Flúor: tiene 7  $e^-$  en su capa de valencia, por lo que es de esperar que gane 1 [Está a una posición del gas noble más cercano por delante (-1) y a 7 del anterior (+7, imposible)].

**21. Indica las electrovalencias de los elementos implicados en cada uno de los siguientes compuestos a partir de sus estructuras electrónicas: KCl, CaBr<sub>2</sub>, MgS, AlF<sub>3</sub> y BeO.**

KCl  $\rightarrow$  K:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ . Electrovalencia + 1  
Cl:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ . Electrovalencia - 1

CaBr<sub>2</sub>  $\rightarrow$  Ca:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ . Electrovalencia + 2  
Br:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$ . Electrovalencia - 1

MgS  $\rightarrow$  Mg:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ . Electrovalencia + 2  
S:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ . Electrovalencia - 2

AlF<sub>3</sub>  $\rightarrow$  Al:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ . Electrovalencia + 3  
F:  $1s^2 2s^2 2p^5$ . Electrovalencia - 1

BeO  $\rightarrow$  Be:  $1s^2 2s^2$ . Electrovalencia + 2  
O:  $1s^2 2s^2 2p^4$ . Electrovalencia - 2

**22. 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 formen al unir A con C y B con C.**

A con C: A perderá su último electrón, que ganará C, por tanto AC.

B con C: B perderá sus tres últimos electrones, que deberán pasar a tres átomos de C, así BC<sub>3</sub>.

**23. Razona si es posible que existan moléculas de compuestos iónicos.**

No es posible, puesto que energéticamente es desfavorable. Sólo la disminución energética producida por el desprendimiento de la energía reticular es capaz de compensar el aumento energético que supone la energía de ionización aportada para desprender el electrón del sodio.

**24. Indica la covalencia de cada uno de los elementos implicados en los siguientes compuestos, a partir de sus estructuras electrónicas: F<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, CO<sub>2</sub>, HCl y H<sub>2</sub>O. ¿Se formarán enlaces múltiples en algún caso?**

$F_2$ : Cada flúor tiene estructura  $1s^2 2s^2 2p^5$ , así que como cada uno necesita  $1 e^-$  para completar su octeto, lo compartirán  $\rightarrow$  covalencia 1.

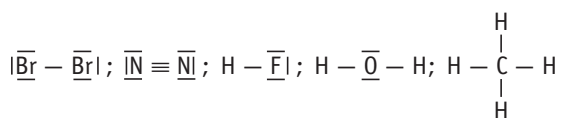
$N_2$ : Cada nitrógeno tiene estructura  $1s^2 2s^2 2p^3$ , así que como cada uno necesita  $3 e^-$  para completar su octeto, los compartirán  $\rightarrow$  covalencia 3. Sí tiene enlaces múltiples: uno triple.

$CO_2$ : El carbono tiene estructura  $1s^2 2s^2 2p^2$  y cada oxígeno  $1s^2 2s^2 2p^4$ , así que la covalencia de cada oxígeno será 2 (compartirán  $2 e^-$  cada uno), mientras que la del carbono será 4 (necesita  $4 e^-$  por lo que compartirá 4). Sí tiene enlaces múltiples: dos dobles.

HCl: El hidrógeno tiene estructura  $1s^1$  y el cloro  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ , así que la covalencia del primero será 1 (compartirá su electrón), como la del segundo.

$H_2O$ : Cada hidrógeno tiene estructura  $1s^1$ , mientras que el oxígeno  $1s^2 2s^2 2p^4$ , así que la covalencia del oxígeno será 2 (compartirá  $2 e^-$ ), mientras que la de cada hidrógeno será 1.

**25. Dibuja las estructuras de Lewis de las siguientes moléculas:  $Br_2$ ,  $N_2$ , HF,  $H_2O$  y  $CH_4$ .**



**26. Busca información acerca de los métodos modernos de fabricación de vidrio y sus propiedades físicas principales.**

En la fabricación más moderna, la fusión del material tiene lugar en grandes hornos regenerativos, recuperativos o eléctricos de material refractario alimentados con petróleo, gas natural o electricidad. Los factores económicos que más afectan al uso de la electricidad en hornos de fusión de vidrio están relacionados con el coste del petróleo, la disponibilidad de otros combustibles, los costes de la energía eléctrica, los costes del capital para instalaciones, etc. Sin embargo, en muchos casos la principal razón para el uso de la fusión o sobrealimentación eléctrica es el control del medio ambiente.

El enfriamiento controlado reduce la temperatura hasta  $1000$  o  $1200$  °C en el punto en el cual el vidrio sale del horno. Además, todos los tipos de vidrio se someten a un enfriamiento ulterior controlado (recocido) en un horno especial o túnel de recocido. Además del tradicional vidrio soplado a boca, el soplado automático se usa en máquinas para la producción de botellas y bombillas. Las formas sencillas, tales como aisladores, baldosas, moldes para lentes, etc., se presan en lugar de soplarse.

Algunos procesos de fabricación utilizan una combinación de soplado mecánico y prensado. Los vidrios armados e impresos se laminan. El vidrio plano se extrae del horno en vertical al tiempo que se somete a un proceso de pulido al fuego. La luna pulida pasa a través de rodillos enfriados por agua a un horno de recocido. Este proceso ha sido reemplazado de manera generalizada por el del vidrio flotado introducido en años recientes. El vidrio flotado tiene una superficie pulida al fuego y está exento de deformaciones.

En el proceso por flotación, una banda continua de vidrio sale del horno de fusión flotando sobre un baño de estaño fundido y se amolda a la superficie perfecta del metal líquido. Sobre el

estaño, la temperatura se reduce hasta que el vidrio está suficientemente duro para entrar en los rodillos del túnel de recocido sin que la cara inferior se raye. El vidrio recocido no requiere ningún tratamiento más y pasa a la fase de corte y embalado automáticos.

El vidrio es mal conductor del calor y de la electricidad, por lo que se suele emplear como aislante térmico. Según su composición, algunos vidrios pueden fundir a temperaturas de sólo  $500$  °C; en cambio otros necesitan  $1650$  °C. La resistencia a la tracción, que suele estar entre los  $3000$  y  $5500$  N/cm<sup>2</sup>, puede llegar a los  $70000$  N/cm<sup>2</sup> si el vidrio recibe un tratamiento especial. La densidad relativa va de 2 a 8, es decir, el vidrio puede ser más ligero que el aluminio o más pesado que el acero.

**27. Comenta las ventajas de las fibras ópticas frente a las habituales de los sistemas eléctricos.**

La fibra óptica es más barata por unidad de longitud que el alambre de cobre. Su diámetro puede ser más pequeño que el alambre de cobre, y así se pueden meter un mayor número de fibras en un cable que alambres de cobre. Esto permite que haya más líneas telefónicas en un mismo cable o que a una casa llegue un mayor número de canales de televisión que si fuesen cables de cobre.

La pérdida de señal en fibra óptica es significativamente menor que en el alambre de cobre. A diferencia de señales eléctricas en los alambres de cobre, las señales luz en una fibra óptica no interfieren con las de otras fibras en el mismo cable, pues no existe inducción magnética. Esto significa que las conversaciones de teléfono o los canales de televisión no tendrán interferencia entre sí.

Como las señales de luz en las fibras ópticas se degradan menos que las señales eléctricas en los cables de metal, los transmisores no necesitan ser transmisores de alto voltaje sino transmisores de luz de poca potencia, lo cual da el mismo resultado o mejor y es más económico. Las fibras ópticas son ideales para transmitir información digital, ya que dependen solamente de que haya luz o no la haya.

Al no pasar electricidad a través de fibras ópticas, no hay riesgo de incendios.

Un cable óptico pesa menos que un cable de alambre de cobre de la misma longitud y además es más flexible que el alambre de cobre.

## ■ Problemas propuestos

### ■ Para afianzar

**1. Indica las diferencias existentes entre rayos catódicos y canales.**

Consultar el Apartado 1.3 del texto.

**2. A la vista de lo aprendido en esta Unidad, ¿qué aspectos de la teoría atómica de Dalton han perdido su validez científica?**

Átomos indivisibles e igualdad de masa para los de un mismo elemento.



3. 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.

a), c) y d).

4. Un elemento químico, ¿puede estar formado por distintos tipos de átomos?

Sí.

5. Te han explicado que el número atómico se define en función del número de protones. ¿Podrías hacerlo en función del número de electrones?

No, el número atómico es único para cada elemento, si varía se trata de un elemento distinto; en cambio, el número de electrones puede ser mayor o menor y el elemento sigue siendo el mismo, sólo se altera su carga iónica.

6. ¿Cuáles son las diferencias básicas entre el modelo atómico de Thomson y el de Rutherford? ¿Qué evidencia científica «tira por tierra» el modelo atómico de Rutherford?

Thomson: «Electrones encajados en esfera de protones». Rutherford: «Electrones giran alrededor de núcleo de protones».

Gasto energético no compensado y no explica los espectros atómicos.

7. 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.

La correcta es la b).

8. Indica el número de protones, neutrones y electrones de las siguientes especies químicas: P ( $Z = 15$ ,  $A = 31$ ),  $Mg^{2+}$  ( $Z = 12$ ,  $A = 24$ ), Sn ( $Z = 50$ ,  $A = 118$ ),  $I^-$  ( $Z = 53$ ,  $A = 127$ ).

El fósforo (P) tendrá 15 protones y 15 electrones por ser un átomo neutro con  $Z = 15$ , y neutrones tendrá  $31 - 15 = 16$ .

El ion magnesio ( $Mg^{2+}$ ) tendrá 12 protones por ser  $Z = 12$ , mientras que su carga indica que ha perdido 2 electrones, así que tendrá 10, mientras que sus neutrones serán  $24 - 12 = 12$ .

El estaño (Sn) tendrá 50 protones y 50 electrones por ser un átomo neutro con  $Z = 50$ , y 68 neutrones puesto que  $n = (A - \text{protones}) = 118 - 50 = 68$ .

El ion yoduro ( $I^-$ ) tendrá 53 protones por ser  $Z = 53$ , mientras que su carga indica que ha ganado un electrón, así que tendrá 54, mientras que sus neutrones serán  $127 - 53 = 74$ .

9. Indica toda la información que puedes obtener de:



$N.^\circ$  de protones = 16,  $n.^\circ$  de neutrones =  $32 - 16 = 16$ ,  $n.^\circ$  de electrones =  $16 + 2 = 18$ . Del SP se puede saber que es el azufre (S).

10. Indica las principales diferencias entre los distintos tipos de espectros.

En el de absorción aparecen líneas no veladas por la luz, y el resto está velado.

En el de emisión sólo existen líneas veladas, y el resto está intacto.

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

La luz visible emite en todas las longitudes de onda de su rango, mientras que los espectros atómicos sólo contienen ciertas longitudes de onda correspondientes a sus tránsitos internivélicos propios.

12. Una onda electromagnética se caracteriza por tener un número de ondas  $k = 1,3 \cdot 10^5 \text{ m}^{-1}$ . Calcula su longitud de onda y su frecuencia.

$$\lambda = 1/k = 1/1,3 \cdot 10^5 \text{ m}^{-1} = 7,7 \cdot 10^{-6} \text{ m}$$

$$v = c/\lambda = 3 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}/7,7 \cdot 10^{-6} \text{ m} = 3,9 \cdot 10^{13} \text{ s}^{-1}$$

13. Calcula la longitud de onda de la radiación emitida cuando un electrón excitado del átomo de hidrógeno vuelve del estado  $n = 3$  al fundamental.

$$1/\lambda = 1,0967758 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} (1/1^2 - 1/3^2); \lambda = 1,026 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

14. Indica cuántos subniveles energéticos existen con  $n = 3$ .

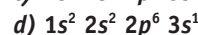
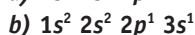
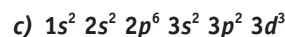
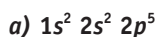
Son 3s, 3p, 3d (tres en total).

15. Un átomo emite fotones de luz amarilla de longitud de onda 570 nm. Calcula la diferencia energética entre los niveles atómicos que produjeron dicha radiación.

$$\Delta E = h c/\lambda$$

$$\Delta E = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J s} \cdot 3 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}/570 \cdot 10^{-9} \text{ m} = 3,5 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

16. Indica cuáles de las siguientes configuraciones no corresponden a un átomo en su estado fundamental:



b) y c), pues contienen electrones excitados.

## Para repasar

17. El magnesio está formado en la naturaleza por tres isótopos de masas 23,98 u, 24,99 u y 25,98 u. La abundancia relativa de cada uno es 78,60 %, 10,11 % y 11,29 %, respectivamente. Con estos datos, calcula la masa del magnesio.

$$M_a(\text{Mg}) = (23,98 \cdot 78,60 + 24,99 \cdot 10,11 + 25,98 \cdot 11,29)/100 = 24,31 \text{ u}$$

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

$$E = h\nu; 4,4 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 6,624 \cdot 10^{-34} \text{ J s} \cdot \nu; \nu = 6,6 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$$

$$\lambda = c/\nu; \lambda = 3 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1} / 6,6 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}; \lambda = 4,5 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

**19. Calcula la frecuencia y longitud de onda de un fotón cuya energía sea de  $7,5 \cdot 10^{-17}$  J.**

$$E = h\nu; 7,5 \cdot 10^{-17} \text{ J} = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J s} \cdot \nu; \nu = 1,1 \cdot 10^{17} \text{ Hz}$$

$$\lambda = c/\nu = 3 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1} / 1,1 \cdot 10^{17} \text{ s}^{-1} = 2,7 \cdot 10^{-9} \text{ m}$$

**20. Una estación de radio emite con longitud de onda de 700 m. Indica la frecuencia y energía de cada cuanto de radiación.**

$$\lambda = c/\nu; 700 \text{ m} = 3 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1} / \nu; \nu = 428 \cdot 10^3 \text{ s}^{-1} = 429 \text{ kHz}$$

$$E = h\nu; E = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J s} \cdot 429 \cdot 10^3 \text{ s}^{-1} = 2,8 \cdot 10^{-28} \text{ J}$$

**21. 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 producirán si el electrón estuviese inicialmente en el nivel 5?**

a) En total hay tres rayas cuyas transiciones posibles serían: de  $n = 3$  directamente a  $n = 1$  (una raya); de  $n = 3$  a  $n = 2$ , y posteriormente de éste a  $n = 1$  (dos rayas). Así que el nivel de partida es el  $n = 3$ .

b) Dado que el nivel de partida es  $n = 5$  existirán: De  $n = 5$  puede ir a cuatro niveles: a  $n = 4$ , a  $n = 3$ , a  $n = 2$  y a  $n = 1$  (cuatro rayas).

De  $n = 4$ , donde ahora puede estar si ha bajado del nivel cinco al cuatro, puede ir a tres niveles: a  $n = 3$ , a  $n = 2$  y a  $n = 1$  (tres rayas).

De  $n = 3$  puede ir a dos niveles: a  $n = 2$  y a  $n = 1$  (dos rayas). Por último, de  $n = 2$  puede ir únicamente a  $n = 1$  (una raya).

En total 10 rayas en el espectro.

**22. Identifica las siguientes configuraciones electrónicas con los correspondientes elementos:**

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

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

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

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

a) Periodo segundo y 5 electrones en la última capa, debe ser el primer nitroenoideo: nitrógeno.

b) Tercer periodo y 6 electrones en la última capa, debe ser el segundo anfígeno: azufre.

c) Periodo cuarto y un electrón en la última capa, debe ser el tercer alcalino: potasio.

d) Segundo periodo y 8 electrones en la última capa, debe ser el segundo gas noble: neón.

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

$$S^{2-} (Z = 16), \text{ por lo que el ion tendrá 18 electrones: } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$$

$$Ca^{2+} (Z = 20), \text{ por lo que el ion tendrá 18 electrones: } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$$

$$F^- (Z = 9), \text{ por lo que el ion tendrá 10 electrones: } 1s^2 2s^2 2p^6$$

$$Al (Z = 13), \text{ por lo que tendrá 13 electrones: } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$$

**24. Explica cómo es el acercamiento de dos átomos que van a enlazarse entre sí. ¿Llegan a chocar físicamente dichos átomos?**

Los átomos van acercándose progresivamente porque las fuerzas atractivas de largo alcance predominan sobre las repulsivas, que son de corto alcance. Al llegar a la posición de equilibrio, caracterizada por la distancia de enlace, la relación entre las fuerzas atractivas que son responsables de la estabilidad respecto de las repulsivas que son responsables de la inestabilidad, es la óptima que se puede conseguir y se forma el enlace.

Si aumenta el acercamiento las fuerzas repulsivas predominarían y no se conseguiría el enlace, por ello en este caso no podrán los átomos contactar entre sí.

**25. ¿Por qué es más estable la molécula de oxígeno que el oxígeno atómico?**

Porque al formarse el enlace se desprende una energía que por tanto estabiliza al sistema. Y porque en el oxígeno molecular cada átomo de oxígeno tiene 8 electrones en su último nivel, mientras que el oxígeno atómico sólo tiene 6.

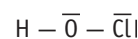
**26. Dibuja las estructuras de Lewis de los ácidos hipocloroso, clórico y perclórico.**

HClO

Elemento	Estructura electrónica de la capa de valencia	Electrones de valencia	Capacidad de la capa de valencia
Cl	$3s^2 3p^5$	7	8
O	$2s^2 2p^4$	6	8
H	$1s^1$	1	2

- Electrones de valencia disponibles:  $A = 7 + 6 + 1 = 14$
- Capacidad total de la capa de valencia:  $N = 8 \cdot 2 + 2 = 18$
- Electrones compartidos:  $N - A = 18 - 14 = 4$  (dos enlaces)
- Electrones restantes:  $14 - 4 = 10$  (cinco pares)

Ahora distribuiremos los electrones adecuadamente sobre los átomos:

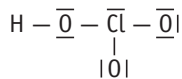


HClO<sub>3</sub>

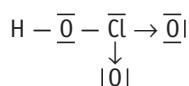
Elemento	Estructura electrónica de la capa de valencia	Electrones de valencia	Capacidad de la capa de valencia
Cl	$3s^2 3p^5$	7	8
O	$2s^2 2p^4$	6	8
H	$1s^1$	1	2

- Electrones de valencia disponibles:  $A = 7 + 6 \cdot 3 + 1 = 26$
- Capacidad total de la capa de valencia:  $N = 8 \cdot 4 + 2 = 34$
- Electrones compartidos:  $N - A = 34 - 26 = 8$  (cuatro enlaces)
- Electrones restantes:  $26 - 8 = 18$  (nueve 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 de un oxígeno y el del hidrógeno, pero aparecen como propios siete sobre los otros dos oxígenos y sólo cinco 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 *ceptor*:



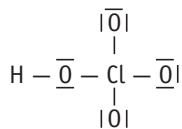
Ahora cada oxígeno tiene como propios sus seis iniciales, y el cloro sus siete, con lo que la estructura resulta ser la correcta.

$\text{HClO}_4$

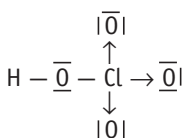
Elemento	Estructura electrónica de la capa de valencia	Electrones de valencia	Capacidad de la capa de valencia
Cl	$3s^2 3p^5$	7	8
O	$2s^2 2p^4$	6	8
H	$1s^1$	1	2

- Electrones de valencia disponibles:  $A = 7 + 6 \cdot 4 + 1 = 32$
- Capacidad total de la capa de valencia:  $N = 8 \cdot 5 + 2 = 42$
- Electrones compartidos:  $N - A = 42 - 32 = 10$  (cinco enlaces)
- Electrones restantes:  $32 - 10 = 22$  (once pares)

Ahora distribuiremos los electrones adecuadamente sobre los átomos:



Observa que alrededor de cada átomo hay 8 electrones, y sobre el hidrógeno 2. Como propios se mantienen los seis iniciales de un oxígeno y el del hidrógeno, pero aparecen como propios 7 sobre los otros tres oxígenos y sólo cuatro 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 *ceptor*:



Ahora cada oxígeno tiene como propios sus 6 iniciales y el cloro sus 7, con lo que la estructura resulta ser la correcta.

## ■ Para profundizar

27. La masa atómica del cobre es 63,55 u y está formado por dos isótopos. Sabiendo que la abundancia del isótopo de cobre 63 es de 69,10% y que su masa es 62,93 u, calcula la masa del isótopo de cobre 65.

$$63,55 \text{ u} = \frac{62,93 \text{ u} \cdot 69,1 + M \cdot 30,9}{100} \text{ despejando } M = 64,94 \text{ u}$$

28. La ecuación  $E_1 = -13,6 \text{ eV}/n^2$  permite calcular la energía de los distintos niveles en el átomo de hidrógeno. Dibuja un diagrama de niveles energéticos que incluya los cinco primeros.

$$E_1 = -13,6 \text{ eV}/1^2 = -13,6 \text{ eV}$$

$$E_2 = -13,6 \text{ eV}/2^2 = -3,4 \text{ eV}$$

$$E_3 = -13,6 \text{ eV}/3^2 = -1,5 \text{ eV}$$

$$E_4 = -13,6 \text{ eV}/4^2 = -0,85 \text{ eV}$$

$$E_5 = -13,6 \text{ eV}/5^2 = -0,54 \text{ eV}$$

Se dibujaría manteniendo en la escala de energías la distancia energética internivelica calculada anteriormente.

29. Se observa que en el espectro del átomo de hidrógeno hay una línea que se corresponde a una absorción energética de  $4,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$ . 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?

$$\Delta E = h c / \lambda$$

$$\lambda = 6,624 \cdot 10^{-34} \text{ J s} \cdot 3 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1} / 4,6 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 4,3 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

Aplicando la ecuación empírica propuesta por Rydberg:

$k = R (1/n_1^2 - 1/n_2^2)$ , en donde el número de ondas es la inversa de la longitud de onda, queda:

$$1/434 \cdot 10^{-9} \text{ m} = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} (1/n_1^2 - 1/5^2); n_1 = 2$$

30. 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 éste y calcula su energía.

$$\Delta E = h c / \lambda;$$

$$\Delta E = 6,624 \cdot 10^{-34} \text{ J s} \cdot 3 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1} / 1,03 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 1,93 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

$$\Delta E = 1,93 \cdot 10^{-18} \text{ J} / 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J eV}^{-1} = 12,1 \text{ eV}$$

$$\Delta E = E_n - E_1; 12,1 \text{ eV} = E_n - (-13,6 \text{ eV}); E_n = -1,5 \text{ eV}$$

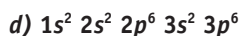
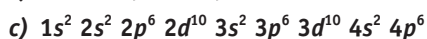
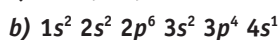
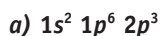
Para saber el nivel de llegada aplicamos la ecuación de Rydberg:

$$k = R (1/n_1^2 - 1/n_2^2)$$

siendo  $k = 1/\lambda = 1/1,03 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 9,7 \cdot 10^6 \text{ m}^{-1}$

$$9,7 \cdot 10^6 \text{ m}^{-1} = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} (1/1^2 - 1/n_2^2); n = 3$$

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



a) y c) imposibles (no hay orbitales  $1p$  ni  $2d$ ); b) es un estado excitado del cloro; d) es el estado fundamental del argón.

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

Es debida a la pérdida o ganancia de electrones de sus átomos.

Na:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$  que al perder el electrón  $3s$  pasa a ser  $\text{Na}^+$  con último nivel lleno.

Mg:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$  que al perder los dos electrones  $3s$  pasa a ser  $\text{Mg}^{2+}$  con último nivel lleno.

Cl:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$  que al ganar un electrón en su subnivel  $3p$  pasa a ser  $\text{Cl}^-$  quedando así su último nivel lleno.

O:  $1s^2 2s^2 2p^4$  que al ganar dos electrones en su subnivel  $2p$  pasa a ser  $\text{O}^{2-}$  quedando así su último nivel lleno.

P:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$  que al ganar tres electrones en su último subnivel pasa a ser  $\text{P}^{3-}$  quedando así su último nivel lleno.

Hg:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2$ , por lo que al perder los dos electrones  $6s$  pasa a ser  $\text{Hg}^{2+}$  con último nivel lleno.

Zn:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$  por lo que al perder dos electrones  $4s$  pasa a ser  $\text{Zn}^{2+}$  con último nivel lleno.

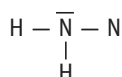
33. Escribe las estructuras de Lewis de las moléculas: amoníaco y tetracloruro de carbono.

Estructura de Lewis para el  $\text{NH}_3$

Elemento	Estructura electrónica	Electrones de valencia	Capacidad de la capa de valencia
N	$1s^2 2s^2 2p^3$	5	8
H	$1s^1$	1	2

- Electrones de valencia disponibles:  $A = 5 + 1 \cdot 3 = 8$
- Capacidad total de la capa de valencia:  $N = 8 + 2 \cdot 3 = 14$
- Electrones compartidos:  $S = N - A = 14 - 8 = 6$  (tres enlaces)
- Electrones solitarios:  $A - S = 8 - 6 = 2$  (un par)

Ahora distribuiremos los electrones adecuadamente sobre los átomos:

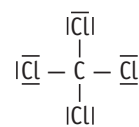


Estructura de Lewis para el  $\text{CCl}_4$

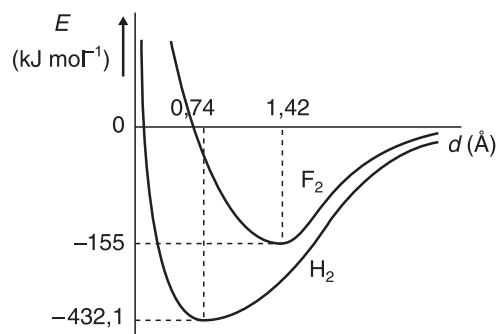
Elemento	Estructura electrónica	Electrones de valencia	Capacidad de la capa de valencia
C	$1s^2 2s^2 2p^2$	4	8
Cl	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$	7	8

- Electrones de valencia disponibles:  $A = 4 + 7 \cdot 4 = 32$
- Capacidad total de la capa de valencia:  $N = 8 \cdot 5 = 40$
- Electrones compartidos:  $S = N - A = 40 - 32 = 8$  (cuatro enlaces)
- Electrones solitarios:  $A - S = 32 - 8 = 24$  (doce pares)

Ahora distribuiremos los electrones adecuadamente sobre los átomos:



34. En la siguiente gráfica se dan las distancias y energías de enlace de las moléculas de flúor y de hidrógeno a partir de sus curvas energéticas de estabilidad. Razona qué molécula será la más estable.



Más estable será la molécula de  $\text{H}_2$ , pues desprende más energía al formarse su enlace.

35. Escribe la estructura de Lewis de los ácidos nítrico y sulfúrico.

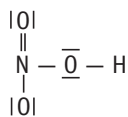
Estructura de Lewis para el  $\text{HNO}_3$

Elemento	Estructura electrónica	Electrones de valencia	Capacidad de la capa de valencia
N	$1s^2 2s^2 2p^3$	5	8
O	$1s^2 2s^2 2p^4$	6	8
H	$1s^1$	1	2

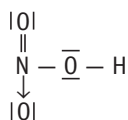
- Electrones de valencia disponibles:  $A = 5 + 6 \cdot 3 + 1 \cdot 1 = 24$
- Capacidad total de la capa de valencia:  $N = 8 + 8 \cdot 3 + 2 \cdot 1 = 34$
- Electrones compartidos:  $S = N - A = 34 - 24 = 10$  (cinco enlaces)



- Electrones solitarios:  $A - S = 24 - 10 = 14$  (siete pares)



Observa que alrededor de cada átomo hay 8 electrones, y sobre el hidrógeno 2. Como propios se mantienen los 6 iniciales de 2 oxígenos y el del hidrógeno, pero aparecen como propios 7 sobre el otro oxígeno y sólo 4 alrededor del nitrógeno. La solución viene dada en este caso por el enlace dativo, al suponer que el nitrógeno es el *dador* y el oxígeno el *ceptor*:



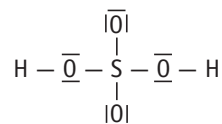
Ahora cada oxígeno tiene como propios sus seis iniciales, y el nitrógeno sus cinco, con lo que la estructura resulta ser la correcta.

Estructura de Lewis para el  $\text{H}_2\text{SO}_4$

Elemento	Estructura electrónica	Electrones de valencia	Capacidad de la capa de valencia
S	[Ne] $3s^2 3p^4$	6	8
O	$1s^2 2s^2 2p^4$	6	8
H	$1s^1$	1	2

- Electrones de valencia disponibles:  $A = 6 + 4 \cdot 6 + 2 \cdot 1 = 32$
- Capacidad total de la capa de valencia:  $N = 8 + 8 \cdot 4 + 2 \cdot 2 = 44$
- Electrones compartidos:  $S = N - A = 44 - 32 = 12$  (seis enlaces)
- Electrones solitarios:  $A - S = 32 - 12 = 20$  (diez pares)

Ahora distribuiremos los electrones adecuadamente sobre los átomos:



Observa que alrededor de cada átomo hay 8 electrones, y sobre el hidrógeno 2. Como propios se mantienen los 6 iniciales de 2 oxígenos y el del hidrógeno, pero aparecen como propios 7 sobre los otros 2 oxígenos y sólo 4 alrededor del azufre. La solución viene dada en este caso por el enlace dativo, al suponer que el azufre es el *dador* y el oxígeno el *ceptor*:

