

11. Química descriptiva inorgánica

ACTIVIDADES (pág. 285)

- La *energía de ionización* es la mínima energía necesaria para que un átomo neutro de un elemento X, en estado gaseoso y en su estado electrónico fundamental, ceda un electrón de su nivel externo y dé lugar a un ion monopositivo X⁺, también en estado gaseoso y en su estado electrónico fundamental.

En un período, al aumentar el número atómico, se incrementa la atracción nuclear sobre el electrón más externo (ya que disminuye el radio atómico y aumenta la carga nuclear efectiva), por ello aumenta la energía necesaria para arrancar el electrón más externo. El elemento que tiene menor energía de ionización es el que se encuentra más a la derecha en cada período, el de menor número atómico. Por tanto: H, Li, Na, K, Rb, Cs y Fr.

- CrO₃ óxido de cromo (VI); Cr +6, O -2

KClO₄ perclorato de potasio; K +1, Cl +7, O -2

Li₃N nitruro de litio; Li +1 y N -3

NaHCO₃ hidrogenocarbonato de sodio; Na +1, H +1, C +4, O -2

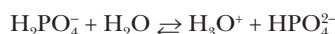
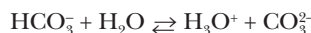
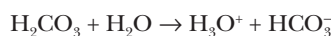
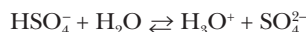
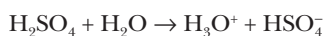
H₃PO₄ ácido fosfórico; H +1, P +5, O -2

Ca(HSO₃)₂ hidrogenosulfito de calcio; Ca +2, H +1, S +4, O -2

- *Sustancias iónicas*. Son sólidos a temperatura ambiente, presentan puntos de fusión y ebullición elevados, son duros y frágiles. La mayoría es soluble en agua o en sustancias covalentes polares. No son conductores en estado sólido pero sí en disolución acuosa o fundidos. Ej.: cloruro de sodio, nitrato de calcio, sulfato de potasio...

Sustancias covalentes moleculares. En condiciones estándar pueden ser sólidos, líquidos o gases. De manera que los puntos de fusión y ebullición son más bien bajos. Generalmente son solubles en disolventes orgánicos, pero si la polaridad de la molécula es elevada, presentan mayor solubilidad en agua. No son conductoras de la electricidad.

- *Ácidos polipróticos* significa que son capaces de ionizar dos o más iones H⁺. La ionización tiene lugar mediante reacciones sucesivas en cada una de las cuales se ioniza un solo protón.



- Si una sustancia tiene un potencial estándar de reducción muy negativo significa que presenta poca tendencia a reducirse, de manera que es un buen reductor, ya que la sustancia se oxida con facilidad.

1. LOS ELEMENTOS DEL SISTEMA PERIÓDICO

(pág. 287)

1. H (Z = 1) 1s²
Li (Z = 3) 1s² 2s¹
Na (Z = 11) 1s² 2s² 2p⁶ 3s¹
K (Z = 19) 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s¹
Rb (Z = 37) 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s² 3d¹⁰ 4p⁶ 5s¹
Cs (Z = 55) 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s² 3d¹⁰ 4p⁶ 5s² 4d¹⁰ 5p⁶ 6s¹
Fr (Z = 87) 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s² 3d¹⁰ 4p⁶ 5s² 4d¹⁰ 5p⁶ 6s² 4f¹⁴ 5d¹⁰ 6p⁶ 7s¹

2. Los elementos que pertenecen a un mismo grupo presentan la misma configuración electrónica en su último nivel, es decir, de los electrones de valencia, y esto les confiere grandes similitudes en sus propiedades químicas.

Así, los elementos de un mismo grupo presentan, generalmente, las mismas valencias. Por ejemplo, todos los elementos del grupo tienen valencia +1.

3. La afinidad electrónica es la energía intercambiada en el proceso por el que un átomo neutro, X, en estado gaseoso y en su estado electrónico fundamental, recibe un electrón y se transforma en un ion mononegativo, X⁻, también en estado gaseoso y en su estado electrónico fundamental.

4. El carácter reductor de los metales significa que presentan una mayor tendencia a oxidarse, es decir, a aumentar el estado de oxidación y, por tanto, a perder electrones de la capa de valencia. En cambio, los no metales presentan una mayor tendencia a ganar electrones, o sea, dismi-

nir el estado de oxidación y, por tanto, estos elementos se reducen, es decir, presentan carácter oxidante.

5. Algunos de los elementos que se presentan en la naturaleza en estado libre son: oro, gases nobles, cobre, nítrógeno.

2. ELEMENTOS DEL BLOQUE s (págs. 290 y 292)

6. El hidrógeno no se estudia con los demás elementos del grupo porque presenta características propias diferentes de las que presentan los elementos de este grupo.
7. La energía de ionización disminuye al aumentar el número atómico en el grupo, debido a que aumenta el radio atómico y no varía la carga nuclear efectiva, así disminuye la atracción nuclear sobre el electrón más externo y se necesita menos energía para que el átomo ceda ese electrón.

La electronegatividad disminuye al aumentar el número atómico en el grupo, debido a que el radio aumenta y la tendencia para atraer los electrones de otros átomos con los que están enlazados disminuye.

8. a) $4 \text{ Na (s)} + \text{O}_2 \text{ (g)} \rightarrow 2 \text{ Na}_2\text{O (s)}$
 b) $\text{K (s)} + \text{H}_2\text{O (l)} \rightarrow \text{KOH (aq)} + \text{H}_2 \text{ (g)}$
 c) $2 \text{ Li (s)} + \text{Cl}_2 \text{ (g)} \rightarrow 2 \text{ LiCl (s)}$
 d) $4 \text{ Li (s)} + \text{O}_2 \text{ (g)} \rightarrow 2 \text{ Li}_2\text{O (s)}$
9. a) Para la obtención del sodio se utiliza como materia prima el cloruro de sodio fundido.
 b) Para la obtención del carbonato de sodio, se utiliza como materia prima una disolución saturada de cloruro de sodio, además de amoníaco y dióxido de carbono.
 c) Para la obtención de hidróxido de sodio se utiliza como materia prima una disolución acuosa de cloruro de sodio.
10. El número de oxidación del O en el peróxido de potasio es -1 y en el superóxido de potasio es $-0,5$.

11. Datos: $V = 250 \text{ mL} = 0,250 \text{ L}$ $0,1 \text{ M}$

Calculamos la masa molar de la sal hidratada.

$$M(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{ H}_2\text{O}) = 286,15 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Calculamos la masa de sal que se va a pesar.

$$0,250 \text{ L} \cdot \frac{0,1 \text{ mol sal anhidra}}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol sal hidrat.}}{1 \text{ mol se sal anhidra}} \cdot \frac{286,15 \text{ g}}{1 \text{ mol sal hidrat.}} = 7,15 \text{ g}$$

Deben disolverse **7,15 g** de decahidrato.

12. La estabilidad de los iones M^{2+} se debe a la configuración electrónica de capa llena que adquieren estos metales (Mg, Ca, Sr, Ba) al ceder 2 electrones, ya que todos ellos terminan su configuración electrónica en s^2 .
13. Al aumentar el número atómico de los elementos del grupo 2, los radios atómicos son mayores, debido al aumento de niveles de energía. Como consecuencia dismi-

nuye la electronegatividad, ya que cuanto mayor es el radio, menor es la tendencia a atraer los electrones de otros átomos con los que están enlazados.

14. a) $\text{Sr (s)} + 2 \text{ H}_2\text{O (l)} \rightarrow \text{Sr (OH)}_2 \text{ (aq)} + \text{H}_2 \text{ (g)}$
 b) $\text{Ba (s)} + \text{O}_2 \text{ (g)} \rightarrow 2 \text{ BaO (s)}$
 c) $\text{CaO (s)} + \text{H}_2\text{O (l)} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \text{ (aq)} + \text{O}_2 \text{ (g)}$
 d) $\text{Mg (s)} + 2 \text{ HCl (aq)} \rightarrow \text{MgCl}_2 \text{ (aq)} + \text{H}_2 \text{ (g)}$

15. Según las expresiones de K_s , para cada hidróxido:

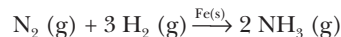
$$K_s = [\text{Mg}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2 = 1,2 \cdot 10^{-11}$$

$$K_s = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2 = 8,0 \cdot 10^{-6}$$

podemos ver que el hidróxido de magnesio necesita menor concentración de OH^- para empezar a precipitar, por tanto al añadir Ca(OH)_2 , éste se disuelve y precipita el Mg(OH)_2 .

3. ELEMENTOS DE LOS BLOQUES d y f (pág. 293)

16. $\text{Sc}^{3+} (Z = 21): 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
 $\text{Zn}^{2+} (Z = 30): 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$
 $\text{Fe}^{2+} (Z = 26): 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6$
 $\text{Fe}^{3+} (Z = 26): 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$
 $\text{Co}^{2+} (Z = 27): 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^7$
 $\text{Co}^{3+} (Z = 27): 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6$
17. La síntesis de amoníaco a partir de sus elementos N_2 y H_2 , por el proceso Haber se lleva a cabo a temperatura y presión elevadas y además con la presencia de hierro finamente dividido, que actúa como catalizador. La reacción es la siguiente:



18. Cuanto mayor es el estado de oxidación del metal, mayor es el carácter ácido del óxido, de manera que:
 CrO_3 (estado de oxidación del Cr +6) ácido
 Cr_2O_3 (estado de oxidación del Cr +3) anfótero
 CrO (estado de oxidación del Cr +2) básico

4. ELEMENTOS DEL BLOQUE p

(págs. 295, 298, 301, 304, 305, 307 y 308)

19. El carácter metálico viene caracterizado por una baja electronegatividad, baja energía de ionización y elevada afinidad electrónica. Dentro del grupo 13, al aumentar el número atómico, disminuyen la electronegatividad y la energía de ionización, además aumenta la afinidad electrónica y, por tanto, aumenta el carácter metálico.
20. $2 \text{ Ga (s)} + 6 \text{ HCl (aq)} \rightarrow 2 \text{ GaCl}_3 \text{ (aq)} + 3 \text{ H}_2 \text{ (g)}$
 $4 \text{ Ga (s)} + 3 \text{ O}_2 \text{ (g)} \rightarrow 2 \text{ Ga}_2\text{O}_3 \text{ (s)}$
21. Para obtener aluminio a partir del cloruro de aluminio es necesario reducir el ion Al^{3+} , por tanto debe utilizarse un metal con un potencial de reducción inferior al del

aluminio, que sería el caso del magnesio, el sodio, el calcio, el potasio y el litio.

22. Datos: $m(\text{bauxita}) = 10,0 \text{ kg}$ riqueza: 60 %

Según la reacción global del proceso:

$$2 \text{ Al}_2\text{O}_3 (\text{s}) \rightarrow 4 \text{ Al} (\text{l}) + 3 \text{ O}_2 (\text{g})$$

$$10,0 \text{ Kg} \cdot \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ Kg}} \cdot \frac{60 \text{ g Al}_2\text{O}_3}{100 \text{ g bauxita}} \cdot \frac{1 \text{ mol Al}_2\text{O}_3}{101,96 \text{ g Al}_2\text{O}_3} \cdot \frac{4 \text{ mol Al}}{2 \text{ mol Al}_2\text{O}_3} \cdot \frac{26,98 \text{ g Al}}{1 \text{ mol Al}} = 3175,36 \text{ g Al}$$

Podrían obtenerse **3 175,36 g** de aluminio.

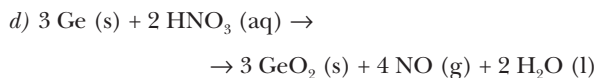
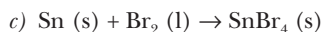
23. Las formas alotrópicas de un elemento son las distintas formas cristalinas en las que puede existir, debido a las diferentes condiciones de presión y temperatura.

El carbono puede presentarse en forma de diamante, grafito o carbono amorfo.

El hierro puede existir en tres formas, denominadas hierro alfa, hierro gamma y hierro delta.

24. El carácter metálico viene caracterizado por una baja electronegatividad, baja energía de ionización y elevada afinidad electrónica. Dentro del grupo 14, al aumentar el número atómico, disminuyen la electronegatividad y la energía de ionización, además aumenta la afinidad electrónica y, por tanto, aumenta el carácter metálico.

25. a) $\text{Ge} (\text{s}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{GeO}_2 (\text{s})$



26. Respuesta sugerida:

Pueden tratarse los puntos siguientes:

- Explicación del proceso. Consiste en el calentamiento de la hulla en hornos cerrados y en una atmósfera inerte, a una temperatura lo bastante elevada para provocar la descomposición química en otros productos de interés.
- Productos obtenidos. La destilación seca de la hulla da lugar a cuatro fracciones, que son amoníaco, alquitrán, gas natural y coque.
- Utilidades de los productos obtenidos. Destacamos el carbón de coque, utilizado en la metalurgia del hierro y del acero, y como calefacción en los núcleos urbanos, ya que su combustión permite disminuir la contaminación ambiental. El gas natural está sustituyendo al denominado *gas ciudad*, que también se obtiene por el mismo proceso.

27. Respuesta sugerida:

Para describir el efecto invernadero pueden tratarse los puntos siguientes:

- Determinación del efecto. Consiste en el aumento de temperatura de la superficie terrestre como consecuencia de la acumulación creciente de gases invernadero en la atmósfera.

- Gases invernadero y origen. Dióxido de carbono (CO_2), vapor de agua (H_2O), metano (CH_4) y óxidos de nitrógeno.

- Explicación de la acción de la atmósfera sobre la energía procedente del Sol en una situación normal.

- Actuación de la atmósfera con una presencia elevada de gases invernadero.

- Consecuencias del efecto invernadero. Disminución de la producción agraria y elevación del nivel del mar.

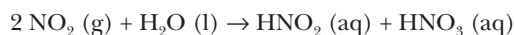
28. El carbono y el oxígeno forman enlaces que están localizados en una molécula de CO_2 , por lo que esta sustancia es covalente molecular.

En cambio, el silicio y el oxígeno se unen por enlaces covalentes que se extienden en las tres direcciones dando lugar a una sustancia covalente atómica.

29. El carácter metálico viene caracterizado por una *baja electronegatividad, baja energía de ionización y elevada afinidad electrónica*. Dentro del grupo 15, al aumentar el número atómico, disminuyen la electronegatividad y la energía de ionización, además aumenta la afinidad electrónica y, por tanto, aumenta el carácter metálico.

30. El amoníaco presenta un *carácter básico* frente al agua ya que es la especie que recibe el protón, mientras que el agua libera un protón. En cambio, el ion amonio presenta *carácter ácido* frente al agua ya que es la especie que libera un protón, que aceptará el agua.

31. La reacción de desproporción es:



Si nos fijamos en los estados de oxidación del nitrógeno, podremos observar que en los reactivos es +4 y en los productos, +3 y +5, por tanto una reacción de desproporción es aquella en que un mismo elemento se oxida y se reduce al pasar a reactivos.

32. Por orden de aparición:

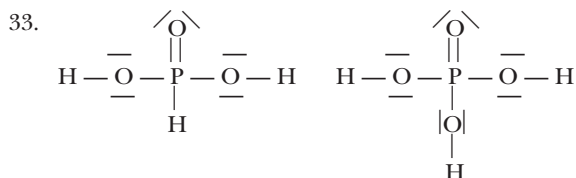
NH_3 estado de oxidación +3

NO estado de oxidación +2

NO_2 estado de oxidación +4

HNO_3 estado de oxidación +5

HNO_2 estado de oxidación +3



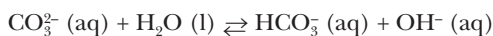
34. El agua es un líquido, a diferencia de las demás moléculas, porque el oxígeno es un elemento muy electronegativo, de manera que los enlaces covalentes están muy polarizados. Además es un átomo muy pequeño y esto posibilita la formación de enlaces de hidrógeno entre el oxígeno de una molécula y el hidrógeno de otra. Estos enlaces de hidrógeno son los responsables de que en condiciones ordinarias el agua esté en estado líquido, ya que su estructura es más ordenada que para el resto.

35. La capacidad calorífica molar nos indica la energía necesaria para aumentar 1 K la temperatura de 1 mol de agua. En el agua este valor es muy elevado, lo que significa que para modificar la temperatura del agua es necesario un gran aporte o desprendimiento de energía.

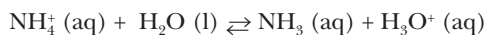
36. Las dos sales en agua presentan inicialmente una disociación en sus respectivos iones:



De los cuatro iones formados, dos provienen de especies que son ácidos o bases fuertes, como el Cl^- y Na^+ , respectivamente. En cambio, los otros dos iones provienen de especies débiles, de manera que con el agua dan lugar a un equilibrio de hidrólisis, generando el ácido o la base de la cual provienen:



En este caso el agua actúa como un ácido porque es la especie que cede el protón.



Y en este caso actúa como una base porque es la especie que capta el protón.

Si el agua no pudiera actuar como ácido y como base, no sería posible la hidrólisis de dos como las anteriores.

37. O (Z = 8): $1s^2 2s^2 2p^4$

S (Z = 16): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

Se (Z = 34): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$

Te (Z = 52): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^4$

En todos los casos se forma un anión con dos cargas negativas, ya que si nos fijamos en la configuración electrónica, si todos los elementos captan dos electrones, consiguen configuración electrónica de gas noble.

38. Óxidos: O^{2-} ; estado de oxidación -2

Peróxidos: O_2^{2-} ; estado de oxidación -1

Superóxidos: O_2^- ; estado de oxidación -0,5

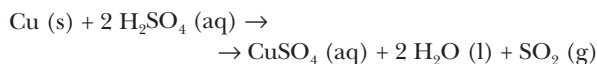
39. El carácter metálico viene caracterizado por una baja electronegatividad, baja energía de ionización y elevada afinidad electrónica. Al desplazarnos hacia la derecha en un período la electronegatividad aumenta y la energía de ionización también, ya que el radio es cada vez menor, la afinidad electrónica disminuye y por tanto el carácter metálico es menor.

40. Los óxidos de los dos primeros elementos del grupo son iónicos y tienen carácter básico. Los metales de transición y los semimetales forman óxidos de menor carácter iónico que suelen ser anfóteros y los no metales forman óxidos covalentes de carácter ácido.

41. Datos: $m(\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}) = 1,0 \text{ kg} = 1000 \text{ g}$

H_2SO_4 98 %

Escribimos la reacción ajustada:



Calculamos las masas molares necesarias:

$$M(\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}) = 249,79 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M(\text{Cu}) = 63,55 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Calculamos la masa cobre:

$$1000 \text{ g CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}}{249,7 \text{ g CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}}{1 \text{ mol CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}} \cdot \frac{63,55 \text{ g Cu}}{1 \text{ mol Cu}} = 254,51 \text{ g Cu}$$

Deben reaccionar **254,51 g** de Cu.

42. Las configuraciones de los halógenos son:

F (Z = 9): $1s^2 2s^2 2p^5$

Cl (Z = 17): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

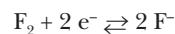
Br (Z = 35): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$

I (Z = 53): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^5$

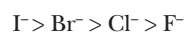
At (Z = 85): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^5$

En todos los casos se formará un anión con una carga negativa, ya que si nos fijamos en la configuración electrónica, si todos los elementos captan un electrón, consiguen configuración electrónica de gas noble.

43. Tomando como ejemplo el F_2 , tenemos:



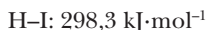
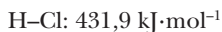
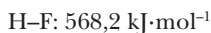
Cuanto más oxidante es una especie química, menor será el carácter reductor de su par conjugado. Como el F_2 es el de mayor poder oxidante, el ion F^- será el de menor poder reductor. Por lo tanto, el poder reductor disminuye del siguiente modo:



44. El HF forma enlaces de hidrógeno porque el flúor es un elemento muy electronegativo y muy pequeño (el más electronegativo de la Tabla Periódica), de manera que el enlace covalente con el hidrógeno es muy polarizado, y esto facilita la formación de enlaces de hidrógeno entre el flúor de una molécula y el hidrógeno de otra, a diferencia del resto de los elementos, que ya no son ni lo suficientemente pequeños ni presentan una electronegatividad tan elevada.

45. Para justificar el orden del carácter ácido, debemos analizar la energía del enlace H-X. Cuanto mayor es la energía del enlace, menor es el carácter ácido de los hidrácidos, ya que eso significa que el enlace es más estable y resulta más difícil la pérdida del H⁺.

Las energías de enlace son:



Por tanto, el orden creciente del carácter ácido es: HF < HCl < HBr < HI

46. Las únicas fuerzas que permiten que los gases nobles puedan existir en estado líquido son las fuerzas de dispersión, ya que los átomos que forman los gases nobles no presentan polarización permanente.

47. *Respuesta sugerida:*

Se pueden tratar algunas de las aplicaciones siguientes:

Helio: gas de globos dirigibles, en estado líquido se utiliza para el estudio de superconductividad o para enfriar.

Neón: tubos de descarga.

Argón: creación de atmósferas inertes para realizar soldaduras, tubos fluorescentes, llenado de lámparas eléctricas y contadores Geiger.

Kriptón: lámparas fluorescentes y de flash para fotografía de alta velocidad.

Xenón: tubos electrónicos e industria nuclear.

Radón: fuente de partículas alfa en el tratamiento del cáncer, predicción de terremotos.

48. *Respuesta sugerida:*

Helio: descubierto en 1868 por Janssen y Lockyer. Janssen detectó una nueva línea en el espectro solar durante el eclipse de 1868, que le llevó a la existencia del helio, de ahí surgió el nombre. Más adelante, en 1895, fue descubierto por Ramsay, e independientemente, por Cleve y Langlet, en la clevita, un mineral de uranio.

Neón: descubierto en 1898 por Ramsay y Travers.

Argón: descubierto en 1894 por Rayleigh y Ramsay, aunque en 1785 Cavendish ya sospechaba que en el aire se podía encontrar este gas.

Kriptón: descubierto en 1898 por Ramsay y Travers. Es de destacar que desde 1960 se define la unidad del SI el metro con respecto a la línea espectral de este gas.

Xenón: descubierto en 1898 por Ramsay y Travers.

Radón: descubierto en 1898 por Dorn, aunque fueron Ramsay y Gray quienes lo aislaron y determinaron su densidad.

5. HIDRÓGENO (pág. 309)

49. *Enlace iónico:* el hidrógeno forma el ion hidruro H⁻ (de manera que adquiere estructura electrónica de gas noble, He) al captar un electrón de metales muy electropositivos que les sea fácil ceder el electrón. Se forma el enlace iónico por la presencia de fuerzas electrostáticas entre uno y otro ion. Ejemplos: NaH, LiH, CaH₂.

Enlace covalente: el hidrógeno comparte un electrón con otro elemento de los grupos 13 a 17 y con berilio y magnesio, de manera que consigue tener dos electrones en su capa más externa (al igual que la configuración del He). Al compartir el electrón se establece el enlace covalente. Ejemplos: NH₃, CH₄, HCl, H₂O.

Enlace de hidrógeno: este enlace se da en átomos de hidrógeno que están unidos a átomos muy electronegativos y muy pequeños, como es el caso del flúor, el oxígeno y el nitrógeno, de manera que el hidrógeno se encuentra polarizado positivamente dentro de la molécula. Esto permite que se pueda generar un enlace entre el hidrógeno y el extremo negativo de otra molécula igualmente polarizada. Este enlace no es tan fuerte como un enlace iónico o covalente, pero es más fuerte que un enlace dipolo-dipolo.

50. LiH, BeH₂, B₂H₆, CH₄, NH₃, H₂O, HF.

LiH: hidruro iónico, sólido iónico, con elevado punto de fusión y carácter básico.

BeH₂, B₂H₆, CH₄, NH₃, H₂O, HF: hidruros covalentes.

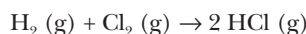
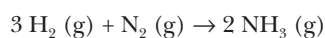
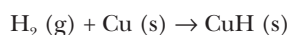
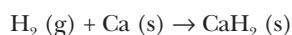
BeH₂: sólido blanco no volátil.

B₂H₆: gas, espontáneamente inflamable.

CH₄, NH₃: gases. El CH₄ tiene moléculas apolares; el NH₃ es incoloro y de olor desagradable, moléculas polares y existencia de enlaces de hidrógeno.

H₂O: líquido debido a los enlaces hidrógeno entre las moléculas.

HF: líquido incoloro, con presencia de enlaces de hidrógeno.

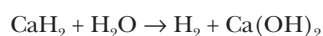


52. *Datos:* V (H₂) = 26,4 L T = 20 + 273 = 293 K

$$P = 746 \text{ mm Hg} = 0,98 \text{ atm}$$

$$M(\text{CaH}_2) = 42,096 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Escribimos la reacción ajustada:



Calculamos los moles de H₂ que queremos obtener:

$$PV = nRT \Rightarrow n = \frac{PV}{RT}$$

$$n = \frac{0,98 \text{ atm} \cdot 26,4 \text{ L}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 293 \text{ K}} = 1,079 \text{ mol}$$

Calculamos la masa de CaH_2 necesaria:

$$1,079 \text{ mol H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CaH}_2}{2 \text{ mol H}_2} \cdot \frac{42,096 \text{ g CaH}_2}{1 \text{ mol CaH}_2} = 22,7 \text{ g CaH}_2$$

Se necesitan **22,7 g** de CaH_2 .

RESOLUCIÓN DE EJERCICIOS Y PROBLEMAS (pág. 312)

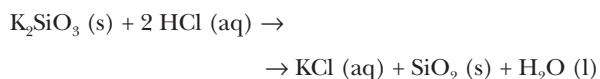
53. Datos: HCl: 26,2 % d = 1,13 g/mL

m(muestra) = 20 g, 60 % silicato

$$M(\text{K}_2\text{SiO}_3) = 154,29 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M(\text{SiO}_2) = 60,09 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Ecuación ajustada:



a) Calculamos el volumen de la disolución de HCl:

$$20 \text{ g muestra} \cdot \frac{60 \text{ g K}_2\text{SiO}_3}{100 \text{ g muestra}} \cdot \frac{1 \text{ mol K}_2\text{SiO}_3}{154,29 \text{ g K}_2\text{SiO}_3} \cdot \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol K}_2\text{SiO}_3} \cdot \frac{36,45 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{100 \text{ g disolución}}{26,2 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mL disolución}}{1,13 \text{ g disolución}} = 19,2 \text{ mL}$$

Se necesitan **19,2 mL** de disolución.

b) Calculamos la masa de sílice que se producirá:

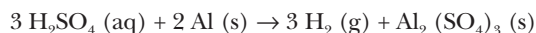
$$20 \text{ g muestra} \cdot \frac{60 \text{ g K}_2\text{SiO}_3}{100 \text{ g muestra}} \cdot \frac{1 \text{ mol K}_2\text{SiO}_3}{154,29 \text{ g K}_2\text{SiO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol SiO}_2}{1 \text{ mol K}_2\text{SiO}_3} \cdot \frac{60,09 \text{ g SiO}_2}{1 \text{ mol SiO}_2} = 4,67 \text{ g SiO}_2$$

Se producirán **4,67 g** de SiO_2 .

54. Datos: $V(\text{H}_2) = 1,5 \text{ L}$, $0,5 \text{ M}$ P = 2 atm

$$T = 28 + 273 = 301 \text{ K}$$

Ecuación ajustada:



Calculamos los moles de H_2 que contienen los 1,5 L:

$$PV = nRT \Rightarrow n = \frac{PV}{RT}$$

$$n = \frac{2 \text{ atm} \cdot 1,5 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 301 \text{ K}} = 0,122 \text{ mol}$$

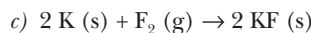
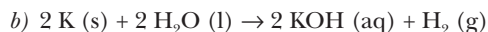
Calculamos el volumen de la disolución de ácido sulfúrico:

$$0,122 \text{ mol H}_2 \cdot \frac{3 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{3 \text{ mol H}_2} \cdot \frac{1 \text{ L disolución}}{0,5 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 0,24 \text{ L}$$

Deben reaccionar **0,24 L** de disolución.

EJERCICIOS Y PROBLEMAS (pág. 313)

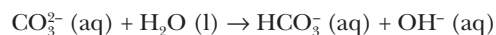
55. Los metales alcalinos no se encuentran libres en la naturaleza debido a su elevada reactividad. Según su estructura electrónica, presentan elevada tendencia a ceder su electrón de valencia formando los iones M^+ , que son muy estables.



57. El carbonato de sodio en agua se disocia en los iones correspondientes según la ecuación:



De los dos iones formados, uno de ellos (Na^+) proviene de una especie que es base fuerte (NaOH) y el otro ion, en cambio, proviene de una especie que es ácido débil (H_2CO_3), de manera que, con el agua, este ion puede dar lugar a un equilibrio de hidrólisis, generando el ácido correspondiente. Así, el ion capta protones del agua, de manera que actúa como una base, por eso la disolución acuosa tiene carácter básico:



58. Los metales alcalinotérreos son algo más electronegativos que los alcalinos porque tienen una energía de ionización mayor, debido a que su radio es inferior. Por otro lado, presentan una elevada afinidad electrónica, debido a que su estructura electrónica (terminada en ns^2) le confiere una estabilidad adicional al sistema y, por tanto, poca tendencia a aceptar un electrón.

59. El número de oxidación más frecuente de los elementos del grupo 13 es +3.



60. Datos: m(roca) = 200 g, 80 % en CaCO_3

HCl: 35 % d = 1,18 g/mL

$$M(\text{CaCO}_3) = 100,09 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M(\text{HCl}) = 36,458 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M(\text{CaCl}) = 110,98 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Ecuación ajustada:



a) Calculamos el volumen necesario de la disolución de HCl:

$$200 \text{ g muestra} \cdot \frac{80 \text{ g CaCO}_3}{100 \text{ g muestra}} \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{100,09 \text{ g CaCO}_3} \cdot \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol CaCO}_3} \cdot \frac{36,458 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{100 \text{ g disolución}}{35 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mL disolución}}{1,18 \text{ g disolución}} = 282,23 \text{ mL}$$

Se necesitan **282,23 mL** de disolución de HCl.

b) Calculamos la masa de sal obtenida:

$$200 \text{ g muestra} \cdot \frac{80 \text{ g CaCO}_3}{100 \text{ g muestra}} \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{100,09 \text{ g CaCO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol CaCl}_2}{1 \text{ mol CaCO}_3} \cdot \frac{110,98 \text{ g CaCl}}{1 \text{ mol CaCl}} = 177,4 \text{ g}$$

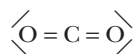
Se obtendrán **177,4 g** de sal.

c) Calculamos el volumen de CO₂:

$$200 \text{ g muestra} \cdot \frac{80 \text{ g CaCO}_3}{100 \text{ g muestra}} \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{100,09 \text{ g CaCO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol CaCO}_3} \cdot \frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol CO}_2 \text{ cn}} = 35,81 \text{ L}$$

En condiciones normales se desprenden **35,81 L** de CO₂.

61. CO₂



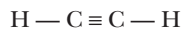
Sobre el carbono hay dos pares de electrones de valencia que los distribuye en forma lineal. La geometría de la molécula será lineal porque los dos pares de electrones son enlazantes.

CO



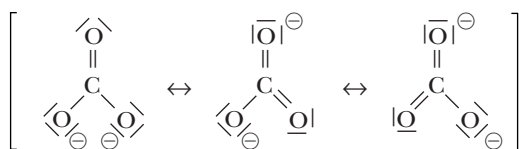
La molécula es lineal porque la geometría de una molécula formada por dos átomos sólo puede ser lineal.

C₂H₂



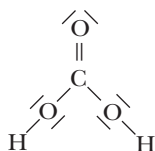
La geometría de la molécula es lineal porque cada átomo de carbono es como si tuviera dos pares de electrones enlazantes que sólo puede distribuir de forma lineal.

CO₃²⁻



Sobre el carbono hay tres pares de electrones de valencia que los distribuye en forma triangular. La geometría de la molécula será de triángulo equilátero porque los tres pares de electrones son enlazantes.

H₂CO₃



Sobre el carbono hay tres pares de electrones de valencia que los distribuye en forma triangular. La geometría de la molécula será de triángulo equilátero porque los tres pares de electrones son enlazantes.

62. a) C (s) + O₂ (g) → CO₂ (g)

b) C (s) + 2Cl₂ (g) → CCl₄ (g)

c) 2 C (s) + SiO₂ (s) → 2 CO (g) + Si (l)

63. El CO₂ es uno de los llamados *gases invernadero*. Su influencia en el clima de la Tierra es realmente negativa cuando este gas se acumula por encima de unos límites tolerables en la atmósfera, como consecuencia de la combustión del carbón, el gas natural y los derivados del petróleo.

Provoca, junto con otros gases, el llamado *efecto invernadero*, produciendo un aumento ligero, pero apreciable, de la temperatura global del planeta.

Las consecuencias más inmediatas de este fenómeno son la disminución agraria y el progresivo deshielo de los casquetes polares y otras zonas parecidas, con el riesgo que esto supone por el aumento del nivel del agua del mar.

64. a) N₂ (g) + 6 Li (s) → 2 Li₃N (s)

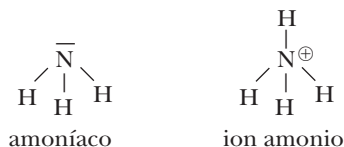
b) As (s) + $\frac{5}{2}$ F₂ (g) → AsF₅ (s)

c) N₂ (g) + 3 Sr (s) → Sr₃N₂ (s)

d) 2 Sb (s) + $\frac{3}{2}$ O₂ (g) → Sb₂O₃ (s)

2 Sb (s) + $\frac{5}{2}$ O₂ (g) → Sb₂O₅ (s)

65.



Amoníaco: el átomo central, N, tiene tres pares de electrones enlazantes y un par no enlazante en la capa de valencia. Dispone los cuatro pares en forma tetraédrica y la geometría de la molécula será de pirámide trigonal.

Ion amonio: el átomo central, N, tiene cuatro pares de electrones enlazantes en su capa de valencia. Los dispondrá en forma tetraédrica y la geometría de la molécula será tetraédrica.

66. a) El amoníaco presenta puntos de fusión y de ebullición anómalamente altos dentro de la serie de los hidruros de los elementos del grupo 15 debido a la presencia de enlaces de hidrógeno.

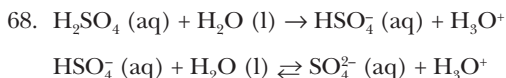
b) El nitrógeno es un elemento del segundo período y no puede tener más de ocho electrones de valencia.

c) La molécula de nitrógeno está formada por dos átomos unidos por un triple enlace. Es muy inerte debido a la elevada energía de disociación.

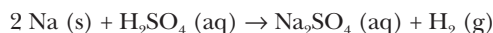
La molécula de fósforo blanco consta de cuatro átomos de fósforo dispuestos en los vértices de un tetraedro. Cada átomo de fósforo está unido con un enlace simple a los otros tres átomos. Estos enlaces son más

fáciles de romper que el triple enlace de la molécula de nitrógeno.

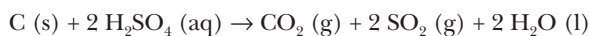
67. a) $S_8 (s) + 16 K (s) \rightarrow 8 K_2S (s)$
 b) $8 H_2S (g) + 4 O_2 (g) \rightarrow S_8 (s) + 8 H_2O (l)$
 c) $K_2O (s) + H_2O (l) \rightarrow 2 KOH (aq)$
 d) $Cd (s) + O_2 (g) \rightarrow CdO_2 (s)$
 e) $SO_2 (g) + H_2O (l) \rightarrow H_2SO_3 (aq)$



69. En la siguiente reacción, el ácido sulfúrico actúa como oxidante, siendo los hidrógenos del ácido los que disminuyen su número de oxidación:



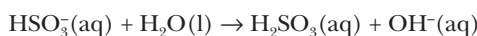
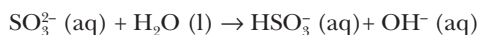
Concentrado y caliente, el poder oxidante del ácido sulfúrico radica en el azufre:



70. Al disolverse en agua, el sulfito de sodio formará los iones sodio y sulfito:



El ion sulfito se hidrolizará según las ecuaciones:

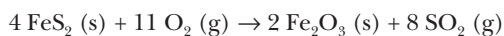


Por lo tanto, la disolución resultante será básica debido a la presencia de iones OH^- .

71. Datos: $m(\text{pirita}) = 2\,000\text{ kg}$ 87 %

$$M_r(SO_2) = 119,71\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Ecuación ajustada:



a) Calculamos el volumen de SO_2 obtenido.

$$2\,000\,000\text{ g pirita} \cdot \frac{87\text{ g FeS}_2}{100\text{ g pirita}} \cdot \frac{1\text{ mol FeS}_2}{119,71\text{ g FeS}_2} \cdot \frac{8\text{ mol SO}_2}{4\text{ mol FeS}_2} \cdot \frac{0,0224\text{ m}^3}{1\text{ mol SO}_2} = 651,3\text{ m}^3$$

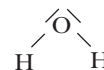
Se obtienen **651,7 m³** de dióxido de azufre.

b) Calculamos el volumen de oxígeno.

$$2\,000\,000\text{ g pirita} \cdot \frac{87\text{ g FeS}_2}{100\text{ g pirita}} \cdot \frac{1\text{ mol FeS}_2}{119,71\text{ g FeS}_2} \cdot \frac{11\text{ mol O}_2}{4\text{ mol FeS}_2} \cdot \frac{0,0224\text{ m}^3}{1\text{ mol O}_2} = 895,4\text{ m}^3$$

Se necesitan **895,4 m³** de oxígeno.

72. Los dos enlaces H-O están polarizados debido a la mayor electronegatividad del oxígeno. Puesto que la molécula de agua es angular, presentará un momento dipolar molecular.



La polaridad del agua y la presencia de enlaces puente de hidrógeno pueden explicar las siguientes propiedades:

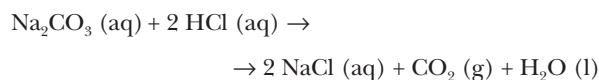
- Posee elevados puntos de fusión y de ebullición si tenemos en cuenta que se trata de un compuesto molecular.
- Posee un elevado calor específico.
- Su calor de vaporización es elevado.
- Es capaz de disolver compuestos.
- Es capaz de disolver moléculas covalentes dando lugar a iones debido a su poder ionizante.

73. Datos: $m(Na_2CO_3) = 25\text{ g}$ $M(HCl) = 2\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

$$T = 288\text{ K} \quad P = 750\text{ mm Hg} = 0,987\text{ atm}$$

$$M_r(Na_2CO_3) = 105,99\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Ecuación ajustada:



Calculamos el volumen de disolución utilizado.

$$25\text{ g Na}_2\text{CO}_3 \cdot \frac{1\text{ mol Na}_2\text{CO}_3}{105,99\text{ g Na}_2\text{CO}_3} \cdot \frac{2\text{ mol HCl}}{1\text{ mol Na}_2\text{CO}_3} \cdot \frac{1\text{ L dis.}}{1\text{ mol HCl}} = 0,236\text{ L dis.}$$

Calculamos los moles de CO_2 obtenidos.

$$25\text{ g Na}_2\text{CO}_3 \cdot \frac{1\text{ mol Na}_2\text{CO}_3}{105,99\text{ g Na}_2\text{CO}_3} \cdot \frac{2\text{ mol HCl}}{1\text{ mol Na}_2\text{CO}_3} = 0,236\text{ mol CO}_2$$

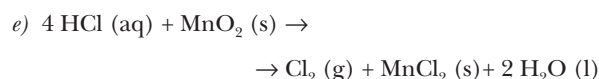
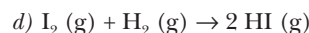
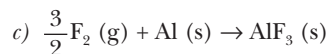
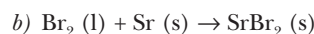
Aplicamos la ecuación de estado de los gases ideales para calcular el volumen de dióxido de carbono.

$$PV = nRT \Rightarrow n = \frac{PV}{RT}$$

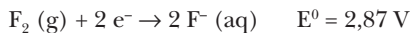
$$V = \frac{0,236\text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm}\cdot\text{L}}{\text{K}\cdot\text{mol}} \cdot 288\text{ K}}{0,987\text{ atm}} = 5,65\text{ L}$$

Se gasta un volumen de **0,236 L** de disolución de ácido clorhídrico y se obtienen **5,56 L** de dióxido de carbono.

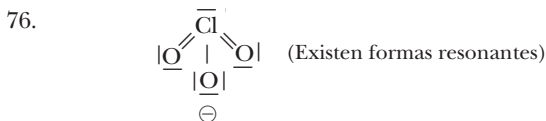
74. a) $Cl_2 (g) + 2 Li (s) \rightarrow 2 LiCl (s)$



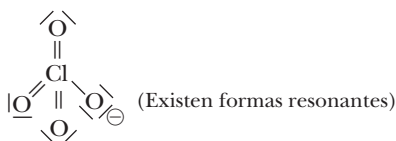
75. Si observamos los potenciales estándar de reducción del flúor y del cloro:



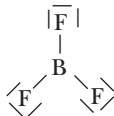
vemos que su elevado valor nos indica que necesitamos un oxidante muy fuerte para oxidar los iones F^- y Cl^- a F_2 y Cl_2 .



Sobre el cloro hay cuatro pares de electrones de valencia que los distribuye en forma tetraédrica. La geometría del ion será de pirámide trigonal, porque tres pares son enlazantes y uno no.

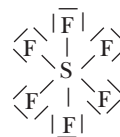


Sobre el cloro hay cuatro pares de electrones de valencia que los distribuye en forma tetraédrica. La geometría del ion será tetraédrica porque los cuatro pares son enlazantes.

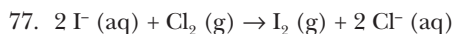


Sobre el boro hay tres pares de electrones de valencia que los distribuye en forma triangular. La geometría de

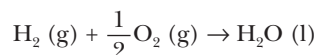
la molécula será de triángulo equilátero, porque los tres pares de electrones son enlazantes.



Sobre el azufre hay seis pares de electrones de valencia que los distribuye en forma octaédrica. La geometría de la molécula será octaédrica porque los seis pares de electrones son enlazantes.



78. En la reacción de formación del agua a partir de sus elementos, el hidrógeno actúa como reductor.



79. El hidruro de sodio es un hidruro iónico. Se trata de un sólido iónico, de alto punto de fusión y carácter básico, que contiene el ion H^- .

El sulfuro de hidrógeno es un hidruro covalente. Se trata de un compuesto gaseoso con marcado carácter ácido.

80. Hidruros iónicos: CsH , SrH_2 .

Hidruros covalentes: GeH_2 , H_2Se .

Hidruros metálicos: FeH_2 , CrH_3 .

81. Los átomos del gas noble en estado sólido se ven unidos por fuerzas entre dipolos inducidos o fuerzas de London. A medida que aumenta el tamaño del átomo, es decir, el número atómico, el átomo del gas noble es más polarizable, por lo que las fuerzas de London tienen más importancia, y cuanto mayores son las fuerzas de cohesión, mayor es el punto de ebullición.