

OPCIÓN A

CUESTIÓN 1.- Explica razonadamente los siguientes hechos:

- El fluoruro de cesio tiene un punto de fusión de 682 °C, mientras que el flúor es un gas a temperatura ambiente.
- El cobre y el yodo son sólido a temperatura ambiente, pero el cobre conduce la corriente eléctrica mientras que el yodo no lo hace.
- El butano tiene un punto de ebullición más alto que el propano.

Solución:

a) El fluoruro de cesio, CsF, es un compuesto cristalino que para fundirlo hay que suministrar el calor necesario para superar la energía reticular, de valor elevado, del cristal. Por el contrario, el flúor, F₂, es un compuesto molecular cuyas moléculas están unidas por débiles fuerzas de Van der Waals, razón por la cual la sustancia es gaseosa.

b) El cobre es un metal con bandas llenas o semillenas de electrones solapada con bandas vacías y, con muy poca energía, los electrones de la banda ocupada pueden moverse hacia las bandas vacías a lo largo de todo el metal, constituyendo la corriente eléctrica. El yodo no es conductor de la electricidad por ser un compuesto molecular, ya que sus electrones no poseen movilidad por estar formando los enlaces covalentes.

c) La razón por la que el butano tiene mayor punto de ebullición que el propano se debe al tamaño molecular. Al ser la molécula de butano más voluminosa, las fuerzas de Van der Waals que las unen son más intensas que las que unen las moléculas de propano, por lo que se necesita suministrar más energía al butano para hervirlo.

CUESTIÓN 2.- Escribe los equilibrios de disociación de los siguientes compuestos y calcula la solubilidad en agua, expresada en moles · L⁻¹, de cada uno de ellos:

- Carbonato de cadmio, cuyo P_s = 2 · 10⁻¹⁴.
- Hidróxido de cadmio, para el que su P_s = 4 · 10⁻¹⁵.
- Fosfato de cadmio con un P_s = 1 · 10⁻²⁸.

Solución:

a) El equilibrio de disociación de la sal CdCO₃ es:



El producto de solubilidad es el producto de las concentraciones, y en este caso la concentración de las especies ionizadas es igual a su solubilidad, por lo que:

$$P_s = [\text{CO}_3^{2-}] \cdot [\text{Cd}^{2+}] = S \cdot S = S^2 \Rightarrow S = \sqrt{P_s} = \sqrt{2 \cdot 10^{-14}} = 1,414 \cdot 10^{-7} \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1}.$$

b) El equilibrio de disociación del hidróxido de cadmio es: $\text{Cd}(\text{OH})_2 \rightleftharpoons \text{Cd}^{2+} + 2 \text{OH}^-$.

En este supuesto, la concentración de Cd²⁺ en el equilibrio es igual a la solubilidad S, mientras que la concentración de OH⁻ es, como la ecuación química pone de manifiesto, 2 · S. El valor de la

solubilidad de la sal es: $P_s = S \cdot (2 \cdot S)^2 = 4 \cdot S^3 \Rightarrow S = \sqrt[3]{\frac{P_s}{4}} = \sqrt[3]{\frac{4 \cdot 10^{-15}}{4}} = 10^{-5} \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1}.$

c) Para el equilibrio de disociación del Cd₃(PO₄)₂: $\text{Cd}_3(\text{PO}_4)_2 \rightleftharpoons 2 \text{PO}_4^{3-} + 3 \text{Cd}^{2+}$.

La solubilidad de los iones PO₄³⁻ y Cd²⁺ son, respectivamente, 2 · S y 3 · S, siendo su valor:

$$P_s = (2 \cdot S)^2 \cdot (3 \cdot S)^3 = 108 \cdot S^5 \Rightarrow S = \sqrt[5]{\frac{P_s}{108}} = \sqrt[5]{\frac{1 \cdot 10^{-28}}{108}} = 9,85 \cdot 10^{-7} \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1}.$$

$$\text{Resultado: } S(\text{CdCO}_3) = 1,414 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1}; \quad S(\text{Cd}(\text{OH})_2) = 10^{-5} \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1}; \\ S(\text{Cd}_3(\text{PO}_4)_2) = 9,85 \cdot 10^{-7} \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1}$$

CUESTIÓN 3.- Se tienen dos depósitos A y B de igual volumen. En el depósito A hay SO₂ a una determinada presión y temperatura, y en el B hay N₂O₅ a la misma temperatura y mitad de presión.

- ¿En qué depósito hay mayor número de moles?
- ¿En qué depósito hay mayor número de moléculas?
- ¿En qué depósito hay mayor número de átomos?
- ¿En qué depósito hay mayor masa de gas?

DATOS: A_r(S) = 32 u; A_r(O) = 16 u; A_r(N) = 14 u.

Solución:

$$M(\text{SO}_2) = 64 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}; \quad M(\text{N}_2\text{O}_5) = 108 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

Según Avogadro, volúmenes iguales de gases diferentes, en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de moléculas.

a) En el depósito A, por encontrarse a mayor presión, hay un mayor número de moles. En efecto, siendo 1 atm la presión, el número de moles en el depósito A es:

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1 \text{ atm} \cdot V}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot T} = \frac{V}{0,082 \cdot T} \text{ moles.}$$

En el depósito B, a la presión de 0,5 atm, el número de moles es:

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0,5 \text{ atm} \cdot V}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot T} = 0,5 \cdot \frac{V}{0,082 \cdot T} \text{ moles.}$$

Como puede observarse, en el depósito B hay la mitad del número de moles que en A.

b) En un mol de cualquier gas hay el número de Avogadro de moléculas. Luego, al haber en el depósito A mayor número de moles, hay por ello un mayor número de moléculas que en el depósito B. Concretamente el doble.

c) La molécula de SO₂ posee 3 átomos, 1 de azufre y dos de oxígeno, mientras que la molécula de N₂O₅ está formada por 7 átomos, 2 de nitrógeno y 5 de oxígeno. Luego la molécula de N₂O₅ del depósito B contiene más del doble de átomos que la de SO₂ del depósito A, por lo que en este depósito hay un mayor número de átomos. En efecto, el número de átomos en los depósitos A y B es:

$$\text{A: } \frac{V}{0,082 \cdot T} \text{ moles SO}_2 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} \frac{\text{moléculas}}{\text{mol}} \cdot 3 \frac{\text{átomos}}{\text{molécula}} = 18,069 \cdot 10^{23} \cdot \frac{V}{R \cdot T} \text{ átomos.}$$

$$\text{B: } 0,5 \cdot \frac{V}{0,082 \cdot T} \text{ moles N}_2\text{O}_5 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} \frac{\text{moléculas}}{\text{mol}} \cdot 7 \frac{\text{átomos}}{\text{molécula}} = 21,081 \cdot 10^{23} \cdot \frac{V}{R \cdot T} \text{ átomos.}$$

d) La masa molar del SO₂ es M(SO₂) = 64 g · mol⁻¹, y la del N₂O₅ M(N₂O₅) = 108 g · mol⁻¹. Multiplicándolas por los moles de sustancia en cada depósito, se obtiene la masa de cada una de

$$\text{ellas. Masa de SO}_2: \frac{V}{0,082 \cdot T} \text{ moles SO}_2 \cdot \frac{64 \text{ g SO}_2}{\text{mol SO}_2} = 64 \cdot \frac{V}{0,082 \cdot T} \text{ g de SO}_2;$$

$$\text{Masa de N}_2\text{O}_5: 0,5 \cdot \frac{V}{0,082 \cdot T} \text{ moles N}_2\text{O}_5 \cdot \frac{108 \text{ g N}_2\text{O}_5}{\text{mol N}_2\text{O}_5} = 54 \cdot \frac{V}{0,082 \cdot T} \text{ g de N}_2\text{O}_5.$$

Como se desprende de la operación anterior, el depósito A hay una mayor masa de sustancia que en el depósito B.

OPCIÓN B

CUESTIÓN 1.- El ácido acético (etanoico) y el ácido fórmico (metanoico) son ácidos débiles, mientras que el ácido nítrico es un ácido fuerte.

- ¿Cómo se mide la fuerza de un ácido?
- Indica razonadamente cuál de los dos ácidos mencionados tiene la base conjugada más fuerte y cuál es el que tiene la base conjugada más débil.

DATOS: K_a(acético) = 1,8 · 10⁻⁵; K_a(metanoico) = 2 · 10⁻⁴.

Solución:

a) La fortaleza de un ácido se debe a la extensión de su disociación, y ésta viene determinada por el valor de su constante de acidez. Luego, mientras mayor sea K_a más extensa es la disociación del ácido y, por ello, más fuerte.

b) La fortaleza de las bases conjugadas de los ácidos es inversamente proporcional a la fuerza de los mismos, es decir, mientras más fuerte sea un ácido más débil es su base conjugada. Por ser el ácido metanoico el más fuerte, mayor K_a , su base conjugada es la más débil, mientras que la base conjugada del ácido acético, más débil, es más fuerte.

PROBLEMA 2.- El hidrógeno se puede preparar en el laboratorio por acción de ácido sulfúrico sobre cinc metal, que pasa a cinc (II).

a) ¿Quién se oxida y quién se reduce?

b) ¿Cuántos litros de H_2 (medidos en C.N.) se pueden obtener con 10 g de Zn y 50 mL de ácido sulfúrico del 78 % de riqueza y densidad $1,71 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$?

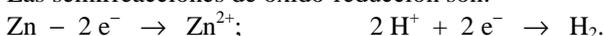
DATOS: $A_r(\text{H}) = 1 \text{ u}$; $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$; $A_r(\text{S}) = 32 \text{ u}$; $A_r(\text{Zn}) = 65 \text{ u}$.

Solución:

$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{Zn}) = 65 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$.

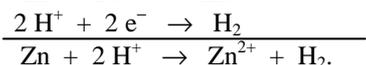
a) Se oxida el cinc metálico y se reducen los protones.

Las semirreacciones de oxido-reducción son:



Sumándolas se eliminan los electrones cedidos y aceptados, y se obtiene la ecuación iónica

ajustada: $\text{Zn} - 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Zn}^{2+}$



b) La ecuación molecular de la reacción es: $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$.

De la ecuación molecular se obtienen los moles de H_2 que se desprenden, y aplicándoles la ecuación de estado de los gases ideales los litros.

La concentración molar de la disolución de H_2SO_4 que se utiliza es:

$$1,71 \frac{\text{g disolución}}{\text{mL disolución}} \cdot \frac{1000 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{78 \text{ g } \text{H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{SO}_4}{98 \text{ g } \text{H}_2\text{SO}_4} = 13,61 \text{ M.}$$

Los moles de esta disolución contenidos en 50 mL de disolución son:

$$n = M \cdot V = 13,61 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,050 \text{ L} = 0,68 \text{ moles, y los moles de Zn que corresponden a los}$$

$$10 \text{ g que se utilizan son: } n' = 10 \frac{\text{g Zn}}{\text{g Zn}} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65 \text{ g Zn}} = 0,154 \text{ moles.}$$

Al transcurrir la reacción mol a mol, se deduce que del volumen de ácido utilizado sólo reaccionarán 0,154 moles, quedando el resto sin reaccionar, el cinc es el reactivo limitante. Luego, los moles de hidrógeno que se obtienen son 0,154 moles, a los que corresponde un volumen en las condiciones en que se realiza la reacción:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0,154 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 273 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 3,45 \text{ L.}$$

Al mismo resultado se llega, multiplicando los moles de H_2 por el volumen que ocupa 1 mol del gas en C.N., 22,4 L.

Resultado: b) V = 3,45 L.

CUESTIÓN 2.- Formula o nombra los siguientes compuestos:

a) Sulfato de calcio; b) Hidróxido de plomo (II); c) Ácido 3-iodopentanoico;

d) 4-etil-2-hexino; e) Nitrito de mercurio (I); f) BF_3 ; g) $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}(\text{CH}_3)-\text{CH}_3$;

h) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{O}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$; i) H_3PO_4 ; j) Na_2O .

Solución: C.

a) CaSO_4 ; b) $\text{Pb}(\text{OH})_2$; c) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CHI}-\text{CH}_2-\text{COOH}$;

d) $\text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{C}-\text{CH}(\text{CH}_2-\text{CH}_3)-\text{CH}_2-\text{CH}_3$; e) HgNO_2 ; f) Trifluoruro de boro;

g) 3-metil-1-buteno; h) Etilpropiléter; I) Ácido ortofosfórico; j) óxido de sodio.