

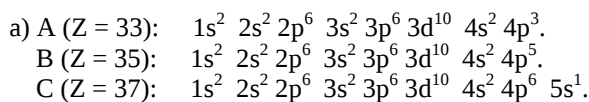
OPCIÓN A

CUESTIÓN 2.- a) Escribe la configuración electrónica de los elementos A, B y C, cuyos números atómicos son 33, 35 y 37, respectivamente.

b) Indica el grupo y período al que pertenecen.

c) Razona qué elemento tendrá mayor carácter metálico.

Solución:



b) El elemento A se encuentra situado en el período 4º, $n = 4$, grupo 15, $12 + 3$ electrones p. El elemento B está colocado en el 4º período, $n = 4$, grupo 17, $12 + 5$ electrones p.

El elemento C aparece situado en el 5º período, $n = 5$, grupo 1, 1 electrón s.

c) El carácter metálico o no metálico de los elementos se establece según su electronegatividad. Mientras menos electronegativo sea el elemento, mayor es su carácter metálico, disminuyendo dicho carácter a medida que aumenta su electronegatividad. Al aumentar la electronegatividad al avanzar en un período, de izquierda a derecha, y al subir en un grupo, se deduce que el elemento más metálico es el C, pues de los tres, es el que se encuentra más a la izquierda en su período, y más bajo en su grupo.

PROBLEMA 1.- Una disolución acuosa 0,1 M de un ácido HA, posee una concentración de protones de $0,03 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1}$. Calcula:

a) El valor de la constante K_a del ácido y el pH de esa disolución.

b) La concentración del ácido en la disolución para que el pH sea 2,0.

Solución:

a) Las concentraciones de todas las especies en el equilibrio son:



y llevándolas a la constante K_a y operando sale como valor:

$$K_a = \frac{[\text{A}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} = \frac{0,03 \cdot 0,03}{0,07} = 1,28 \cdot 10^{-2}.$$

El pH de la disolución es: $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0,03 = 1,52$.

b) Si el pH ha de ser 2, la concentración de protones ha de ser: $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2}$, luego, llamando C_o a la concentración inicial de ácido, las concentraciones en el equilibrio de todas las especies son:



que llevadas a la constante ácida, despejando C_o y operando, sale para C_o el valor:

$$K_a = \frac{[\text{A}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} \Rightarrow 1,28 \cdot 10^{-2} = \frac{0,01 \cdot 0,01}{C_o - 0,01} \Rightarrow C_o = \frac{0,01^2 + 1,28 \cdot 10^{-2} \cdot 0,01}{1,28 \cdot 10^{-2}} = 1,78 \cdot 10^{-2} \text{ M}.$$

Resultado: a) $K_a = 1,28 \cdot 10^{-2}$; pH = 1,52; b) $[\text{HA}] = 1,78 \cdot 10^{-2} \text{ M}$.

PROBLEMA 2.- El cinc reacciona con el ácido sulfúrico según la reacción ajustada:

$\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$. Calcula:

a) La cantidad de ZnSO_4 obtenido a partir de 10 g de Zn y 100 mL de H_2SO_4 2 M.

b) El volumen de H_2 desprendido, medido a 25 °C y 1 atm, cuando reaccionan 20 g de Zn con ácido sulfúrico en exceso.

DATOS: $A_r(\text{Zn}) = 65,4 \text{ u}$; $A_r(\text{H}) = 1 \text{ u}$; $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$; $A_r(\text{S}) = 32 \text{ u}$; $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

Solución:

$M(\text{Zn}) = 65,4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{ZnSO}_4) = 161,4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{H}_2) = 2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

a) Para saber si las cantidades de Zn y H_2SO_4 se consumen totalmente en la reacción, hay que hallar los moles de cada una para conocer si cumplen con la estequiometría de la reacción. Si la cumplen la reacción se produce totalmente, y si no la cumple uno de los reactivos quedará en exceso.

Moles de H_2SO_4 en 100 mL de disolución: $n = M \cdot V = 2 \text{ moles} \cdot 0,1 \text{ L} = 0,2 \text{ moles}$;

Moles de Zn en los 10 g: $n = \frac{a}{M} = \frac{10 \text{ g}}{65,4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,153 \text{ moles}$.

Al transcurrir la reacción mol a mol, es evidente que el ácido sulfúrico se encuentra en exceso, por lo que los gramos de sulfato de cinc se calculan a partir del reactivo limitante, es decir, el cinc.

Los gramos de sal que resulta de la reacción es:

$$10 \text{ g Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,4 \text{ g Zn}} \cdot \frac{1 \text{ mol ZnSO}_4}{1 \text{ mol Zn}} \cdot \frac{161,4 \text{ g ZnSO}_4}{1 \text{ mol ZnSO}_4} = 24,68 \text{ g ZnSO}_4.$$

El volumen de hidrógeno desprendido se obtiene calculando primero sus moles, despejando el volumen de la ecuación de estado de los gases, sustituyendo las variables y constante por sus valores y operando.

Los moles de hidrógeno que se obtienen son: $10 \text{ g Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,4 \text{ g Zn}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol Zn}} = 0,153 \text{ moles H}_2$,

$$\text{y el volumen: } V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0,153 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 298 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 3,74 \text{ L}.$$

Resultado: a) 24,68 g de ZnSO_4 ; b) 3,74 L de H_2 .

OPCIÓN B

CUESTIÓN 2.- a) ¿Cuál es la masa de un átomo de calcio, Ca?

b) ¿Cuántos átomos de boro, B, hay en 0,5 g de este elemento?

a) ¿Cuántas moléculas hay en 0,5 g de BCl_3 ?

DATOS: $A_r(\text{Ca}) = 40 \text{ u}$; $A_r(\text{B}) = 11 \text{ u}$; $A_r(\text{Cl}) = 35,5 \text{ u}$; $N_A = 6,023 \cdot 10^{23}$.

Solución:

$M(\text{Ca}) = 40 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{B}) = 11 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{BCl}_3) = 117,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

a) La masa de un átomo de calcio se obtiene multiplicando su masa molar por la relación

$$\text{mol}-N_A: \quad 40 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} = 6,64 \cdot 10^{-23} \text{ g} \cdot \text{átomo}^{-1}.$$

b) Se determinan los átomos de boro multiplicando los gramos por las relaciones mol-gramos y

$$N_A-\text{mol}: \quad 0,5 \text{ g B} \cdot \frac{1 \text{ mol B}}{11 \text{ g B}} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos B}}{1 \text{ mol B}} = 2,74 \cdot 10^{22} \text{ átomos B}.$$

c) Multiplicando los gramos de sustancia por las relaciones mol-gramos y $N_A-\text{mol}$ se obtienen

$$\text{las moléculas: } 0,5 \text{ g BCl}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol BCl}_3}{117,5 \text{ g BCl}_3} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas BCl}_3}{1 \text{ mol BCl}_3} = 2,56 \cdot 10^{21} \text{ moléculas BCl}_3.$$

Resultado: a) $6,64 \cdot 10^{-23} \text{ g}$; b) $2,74 \cdot 10^{22}$ átomos B; c) $2,56 \cdot 10^{21}$ moléculas BCl_3 .

CUESTIÓN 3.- Se dispone de una pila con dos electrodos de Cu y Ag sumergidos en una disolución 1 M de sus respectivos iones, Cu^{2+} y Ag^+ . Contesta sobre la veracidad o falsedad de las afirmaciones siguientes:

a) El electrodo de plata es el cátodo y el de cobre el ánodo.

b) El potencial de la pila es 0,46 V.

c) En el ánodo de la pila tiene lugar la reducción del oxidante.

DATOS: $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$.

Solución:

a) Verdadera. En toda pila voltaica o electroquímica, el ánodo es el electrodo al que corresponde el potencial estándar de reducción más negativo o menos positivo, mientras que el cátodo es el electrodo al que corresponde el potencial estándar de reducción menos negativo o más positivo. Luego, como el potencial estándar del electrodo de cobre es el menos positivo actúa como ánodo, y el electrodo de plata de potencial estándar de reducción más positivo es el que actúa de cátodo.

b) El potencial de la pila se determina de la expresión:

$$E^{\circ}_{\text{pila}} = E^{\circ}_{\text{cátodo}} - E^{\circ}_{\text{ánodo}} = 0,80 \text{ V} - 0,34 \text{ V} = 0,46 \text{ V}. \text{ Luego la afirmación es verdadera.}$$

c) Falsa. En el ánodo de la pila ocurre la oxidación del reductor. La semirreacción que tiene lugar es: $\text{Cu} - 2 \text{e}^{-} \rightarrow \text{Cu}^{2+}$.

PROBLEMA 2.- A 1000 K se establece el siguiente equilibrio: $\text{I}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{I} (\text{g})$. Sabiendo que cuando la concentración inicial de I_2 es 0,02 M, su grado de disociación es 2,14 %, calcula:

a) El valor de K_c a esa temperatura.

b) El grado de disociación del I_2 , cuando su concentración inicial es $5 \cdot 10^{-4} \text{ M}$.

Solución:

a) Las concentraciones de las distintas especies al inicio y en el equilibrio son:

	$\text{I}_2 (\text{g})$	$\rightleftharpoons$	$2 \text{I} (\text{g})$
Concentración inicial:	0,02		0
Concentración equilibrio:	$0,02 \cdot (1 - 0,0214)$ 0,0196		$2 \cdot 0,02 \cdot 0,0214$ 0,000856

Sustituyendo estas concentraciones en la constante de equilibrio K_c :

$$K_c = \frac{[\text{I}]^2}{[\text{I}_2]} = \frac{0,000856^2 \text{ M}^2}{0,0196 \text{ M}} = 3,74 \cdot 10^{-5} \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1}.$$

b) Si la concentración inicial del I_2 es $5 \cdot 10^{-4} \text{ M}$, las concentraciones en el equilibrio, siendo α el grado de disociación son:

	$\text{I}_2 (\text{g})$	$\rightleftharpoons$	$2 \text{I} (\text{g})$
Concentración en el equilibrio:	$5 \cdot 10^{-4} \cdot (1 - \alpha)$		$2 \cdot 5 \cdot 10^{-4} \cdot \alpha$

y sustituyendo estas concentraciones en la constante de equilibrio K_c , cuyo valor se obtuvo anteriormente, despreciando α en el denominador por ser muy pequeño frente a 1, se tiene:

$$K_c = \frac{[\text{I}]^2}{[\text{I}_2]} \Rightarrow 3,74 \cdot 10^{-5} = \frac{(2 \cdot 5 \cdot 10^{-4} \cdot \alpha)^2}{5 \cdot 10^{-4} \cdot (1 - \alpha)} \Rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{3,74 \cdot 10^{-5} \cdot 5 \cdot 10^{-4}}{(2 \cdot 5 \cdot 10^{-4})^2}} = 0,1367,$$

que expresado en tanto por ciento es: $\alpha = 13,67 \%$.

Resultado: a) $K_c = 3,74 \cdot 10^{-5} \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1}$; b) $\alpha = 13,67 \%$.