

OPCIÓN A

CUESTIÓN 2.- a) Escribe la configuración electrónica de las especies siguientes: N^{3-} ($Z = 7$), Mg^{2+} ($Z = 12$), Cl^- ($Z = 17$), K ($Z = 19$) y Ar ($Z = 18$).

b) Indica los que son isoelectrónicos.

c) Indica los que presentan electrones desapareados y el número de los mismos.

Solución:

a) N^{3-} ($Z=7$): $1s^2 2s^2 2p^6$; Mg^{2+} ($Z=12$): $1s^2 2s^2 2p^6$; Cl^- ($Z=17$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$;
 K ($Z=19$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$; Ar ($Z=18$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

b) Dos especies son isoelectrónicas cuando poseen el mismo número de electrones en su corteza. De las especies presentadas son isoelectrónicas:

- El N^{3-} y el Mg^{2+} por poseer 10 electrones en su corteza.
- El Cl^- y el Ar por presentar en su corteza 18 electrones.

c) Electrón desapareado es el que se encuentra sólo en uno de los orbitales de un átomo. Este caso sólo lo presenta el potasio con un electrón en el orbital 4s.

CUESTIÓN 3.- Teniendo en cuenta los potenciales de reducción estándar de los pares:

$E^\circ (Ag^+/Ag) = 0,80 \text{ V}$, y $E^\circ (Ni^{2+}/Ni) = - 0,25 \text{ V}$.

a) ¿Cuál es la fuerza electromotriz, en condiciones estándar, de la pila que se puede construir?

b) Escribe la notación de la pila y las reacciones que tienen lugar.

Solución:

a) En una pila electroquímica el electrodo negativo, ánodo, lo forma el par con potencial estándar de reducción de valor más negativo o menos positivo, mientras que el electrodo positivo, cátodo, lo forma el par con potencial estándar de reducción de valor más positivo o menos negativo.

El potencial de ésta pila se obtiene aplicando la expresión: $E^\circ_{\text{pila}} = E^\circ_{\text{cátodo}} - E^\circ_{\text{ánodo}}$, por lo que sustituyendo valores y operando: $E^\circ_{\text{pila}} = 0,80 \text{ V} - (- 0,25) \text{ V} = 1,05 \text{ V}$.

b) La notación de la pila es: $(-) Ni | Ni^{2+} (1 \text{ M}) || Ag^+ (1 \text{ M}) | Ag (+)$, y las semirreacciones que ocurren en cada electrodo son:

Semirreacción de oxidación: $Ni - 2 e^- \rightarrow Ni^{2+}$

Semirreacción de reducción: $Ag^+ + 1 e^- \rightarrow Ag$.

y multiplicando la semirreacción de reducción por 2 para igualar los electrones intercambiados y sumándolas para eliminarlos, se obtiene la reacción iónica ajustada:

$Ni - 2 e^- \rightarrow Ni^{2+}$

$2 Ag^+ + 2 e^- \rightarrow 2 Ag$.

$Ni + 2 Ag^+ \rightarrow Ni^{2+} + 2 Ag$.

PROBLEMA 2.- Se preparan 10 L de disolución de un ácido monoprótico HA, de masa molecular 74, disolviendo en agua 37 g de éste. La concentración de H_3O^+ es 0,001 M. Calcula:

a) El grado de disociación del ácido en disolución.

b) El valor de la constante K_a .

Solución:

a) La concentración del ácido es: $[HA] = \frac{\text{moles}}{\text{litros disolución}} = \frac{37 \text{ g}}{74 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,5 \text{ M}$.

Al ser la concentración de iones oxonios, H_3O^+ , 0,001 M, quiere decir que esa es la disociación del ácido, por lo que el grado de disociación, en tanto por ciento, se obtiene multiplicando por 100 el cociente entre la concentración de ácido disociado y la inicial, es decir:

$$\alpha = \frac{\text{concentración de ácido disociado}}{\text{concentración inicial de ácido}} \cdot 100 = \frac{0,001}{0,05} \cdot 100 = 2 \%$$

También se obtiene, llamando α al grado de disociación, de:

	HA	+	H ₂ O	$\rightleftharpoons$	A ⁻	+	H ₃ O ⁺
Concentración inicial:	0,05				0		0
Concentración en el equilibrio:	0,05 · (1 - α)				0,05 · α		0,05 · α
Concentración en el equilibrio:	0,05 · (1 - α)				0,05 · α = 0,001		0,05 · α = 0,001

de donde sale que: $\alpha = \frac{0,001}{0,05} = 0,02$, que expresado en tanto por ciento es 2 %.

b) Los valores de las concentraciones de todas las especies al inicio y en el equilibrio son:

	HA	+	H ₂ O	$\rightleftharpoons$	A ⁻	+	H ₃ O ⁺
Concentración inicial:	0,05				0		0
Concentración en el equilibrio:	0,05 - 0,001				0,001		0,001
Concentración en el equilibrio:	0,049				0,001		0,001

y llevando estos valores a la constante K_a del ácido y operando:

$$K_a = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[HA]} = \frac{0,001^2 \text{ M}^2}{0,049 \text{ M}} = 2,04 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

Resultado: a) $\alpha = 2 \%$; b) $K_a = 2,04 \cdot 10^{-5}$.

OPCIÓN B

CUESTIÓN 2.- Un recipiente de 1 L de capacidad se encuentra lleno de gas amoníaco a 27 °C y 0,1 atm. Calcula:

- La masa de amoníaco presente.
- El número de moléculas de amoníaco en el recipiente.
- El número de átomos de hidrógeno y nitrógeno que contiene.

DATOS: $A_r(\text{N}) = 14 \text{ u}$; $A_r(\text{H}) = 1 \text{ u}$; $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

Solución:

$$M(\text{NH}_3) = 17 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

a) Despejando los moles de la ecuación de los gases ideales, sustituyendo las variables por los valores dados y operando, se obtienen los moles de NH_3 :

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0,1 \text{ atm} \cdot 1 \text{ L}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 300 \text{ K}} = 0,0041 \text{ moles}$$

Aplicando a estos moles de NH_3 el factor de conversión masa-mol:

$$0,0041 \text{ moles } \text{NH}_3 \cdot \frac{17 \text{ g } \text{NH}_3}{1 \text{ mol } \text{NH}_3} = 0,0697 \text{ g de } \text{NH}_3$$

b) A los moles de NH_3 obtenidos en el apartado a) se les aplica la relación número de Abogador-mol y se obtienen las moléculas contenidas en el recipiente:

$$0,0041 \text{ moles } \text{NH}_3 \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } \text{NH}_3}{1 \text{ mol } \text{NH}_3} = 2,47 \cdot 10^{21} \text{ moléculas de } \text{NH}_3$$

c) Una molécula de NH_3 contiene 3 átomos de hidrógeno y 1 átomo de nitrógeno, por lo que, del número de moléculas del apartado b) se determinan los átomos de N y de H:

Átomos de nitrógeno: el mismo número que de moléculas $2,47 \cdot 10^{21}$ átomos;

Átomos de hidrógeno: tres veces más que de moléculas $2,47 \cdot 10^{21} \cdot 3 = 7,41 \cdot 10^{21}$ átomos

Resultado: a) 0,0697 g NH_3 ; b) $2,47 \cdot 10^{21}$ moléculas NH_3 ; c) $7,41 \cdot 10^{21}$ átomos H; $2,47 \cdot 10^{21}$ átomos N.

CUESTIÓN 3.- Indica razonadamente cuántos enlaces π y cuántos σ tienen las siguientes moléculas:

- Hidrógeno.**
- Nitrógeno.**
- Oxígeno.**

Solución:

a) La molécula de hidrógeno, H_2 , constituida por 2 átomos de hidrógeno con un electrón 1s cada uno de ellos, posee un solo enlace σ formado por el solapamiento frontal de los orbitales 1s en los que se encuentran.

b) La molécula de nitrógeno, N_2 , formada por 2 átomos de nitrógeno con tres electrones situados en los orbitales $2p_x$, $2p_y$ y $2p_z$ cada uno de ellos, posee un enlace σ al solapar frontalmente el orbital $2p_x$ de cada átomo, y 2 enlaces π formados por un solapamiento lateral entre los orbitales $2p_y$ y los $2p_z$ de ambos átomos entre sí.

c) En la molécula O_2 , en la que cada átomo de oxígeno que la forman poseen sólo 2 electrones desapareados en los orbitales $2p_y$ y $2p_z$ de cada átomo, por solapamiento frontal entre los orbitales $2p_y$ de cada uno de los átomos se forma un enlace σ , mientras que el solapamiento lateral de los orbitales $2p_z$ de cada átomo se origina un enlace π .

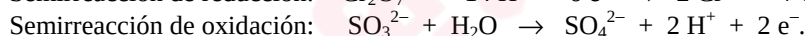
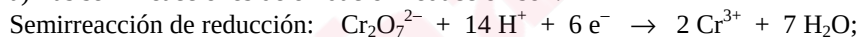
PROBLEMA 3.- Dada la reacción:



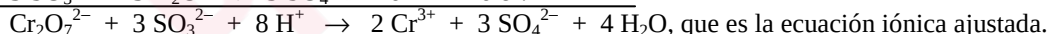
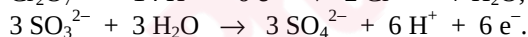
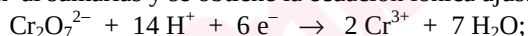
- Ajusta por el método del ión-electrón esta reacción en sus formas iónica y molecular.**
- Calcula la molaridad de una disolución de Na_2SO_3 , si 15 mL de ésta reaccionan totalmente en medio ácido, con 25,3 mL de disolución $K_2Cr_2O_7$ 0,06 M.**

Solución:

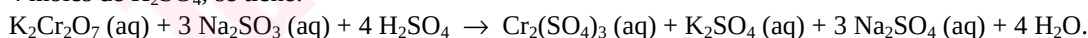
a) Las semirreacciones de oxidación-reducción son:



Multiplicando la semirreacción de oxidación por 3 se igualan los electrones transferidos, que se eliminan al sumarlas y se obtiene la ecuación iónica ajustada:



Llevando estos coeficientes a la ecuación molecular, teniendo presente que los $8 H^+$ equivalen a 4 moles de H_2SO_4 , se tiene:



b) La reacción pone de manifiesto que 1 mol de dicromato reacciona con tres moles de sulfito de sodio, por lo que determinando los moles de dicromato empleados se determinan los moles de sulfito que se consumen, y de la definición de molaridad su valor.

Los moles de dicromato de potasio son:

$N(K_2Cr_2O_7) = M \cdot V = 0,06 \text{ moles } L^{-1} \cdot 0,0253 L = 0,0015 \text{ moles}$, siendo los moles de sulfito que han de consumirse en la valoración $0,0015 \cdot 3 = 0,0045 \text{ moles de } Na_2SO_3$, por lo que la concentración de su disolución, sabiendo que estos moles están contenidos en el volumen de $15 \text{ mL} = 0,015 \text{ L}$ es:

$$M = \frac{\text{moles}}{\text{Volumen}} = \frac{0,0045 \text{ moles}}{0,015 \text{ L}} = 0,3 \text{ M.}$$

Resultado: b) $[Na_2SO_3] = 0,3 \text{ M}$.