

## OPCIÓN A

**CUESTIÓN 1.- Considera los elementos con número atómico 4, 11, 16 y 17 y responde, razonadamente, a las siguientes cuestiones:**

- Nombra cada uno de estos elementos, escribe su configuración electrónica y explica el número de electrones de la capa de valencia.**
- Indica a qué período y grupo del sistema periódico pertenece cada elemento, y si es metal o no metal.**
- Justifica cuál es el elemento más electronegativo y cuál el de menor electronegatividad.**
- Explica cuál es el ión más estable formado por cada uno de ellos.**

Solución:

a) Los elementos son: berilio, Be, sodio, Na, azufre, S, y cloro, Cl, a los que corresponden las siguientes configuraciones electrónicas:

Be (Z = 4):  $1s^2 2s^2$ ; Na (Z = 11):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ ; S (Z = 16):  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ ;

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

La capa de valencia es la que corresponde al número cuántico principal, **n**, de valor más alto, siendo las siguientes: Be con 2 electrones; sodio con 1 electrón; azufre con 6 electrones y cloro con 7 electrones.

b) El período al que pertenece un elemento viene determinado por el valor del número cuántico principal **n** de su capa de valencia, mientras que el grupo lo predice el número de electrones de su capa de valencia (grupos 1 o 2 si tiene 1 o 2 electrones en el orbital ns; grupos 3 a 12 si el número de electrones ( $n - 1$ )d van desde 1 a 10; grupos 13 a 18 si los electrones np van desde 1 a 6). Luego, el berilio se encuentra situado en el período 2º (**n** = 2) grupo 2 (2 electrones en 2s); el sodio en el período 3º (**n** = 3) grupo 1 (un electrón en el orbital 3s); el azufre en el período 3º (**n** = 3) grupo 16 (12 + 4 electrones 3p); el cloro en el período 3º (**n** = 3) grupo 17 (12 + 5 electrones 3p).

En la tabla periódica, los elementos situados a la izquierda son metales, disminuyendo dicho carácter al avanzar hacia la derecha, mientras que los situados a la derecha son los no metales. Por tanto, los elementos berilio y sodio son metales y los elementos azufre y cloro son no metales.

c) La electronegatividad es una propiedad periódica que aumenta al avanzar hacia la derecha en un período, y disminuye al bajar en un grupo. Por ello, el elemento más electronegativo es el cloro por ser el que se encuentra más a la derecha, y el menos electronegativo el sodio que se encuentra más a la derecha y más bajo en el grupo que el berilio.

d) Los iones se forman por pérdida o ganancia de electrones de los correspondientes átomos neutros. Esta ganancia o pérdida de electrones depende de la configuración electrónica de los átomos, pues lo que se consigue es obtener la configuración electrónica estable del gas noble anterior, (los átomos que pierden electrones, los metales), o siguiente (los átomos que ganan electrones, los no metales). Luego, los iones más estables de los elementos metálicos berilio y sodio son:  $\text{Be}^{2+}$  y  $\text{Na}^+$ , mientras que los iones más estables de los elementos no metálicos azufre y cloro son:  $\text{S}^{2-}$  y  $\text{Cl}^-$ .

**CUESTIÓN 2.- Considera el siguiente equilibrio:  $4 \text{NH}_3 (\text{g}) + 5 \text{O}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 4 \text{NO} (\text{g}) + 6 \text{H}_2\text{O} (\text{g})$  y responde razonadamente a las siguientes cuestiones:**

- Escribe las expresiones para  $K_c$  y  $K_p$ .**
- Establece la relación entre  $K_c$  y  $K_p$ .**
- Razona cómo influiría en el equilibrio un aumento de presión mediante una reducción de volumen.**
- Si se aumenta la concentración de oxígeno, justifica en qué sentido se desplaza el equilibrio, ¿se modificará el valor de la constante de equilibrio?**

Solución:

a) Por ser un equilibrio homogéneo gaseoso, la constante de equilibrio  $K_c$  se obtiene a partir de la expresión  $K_c = \frac{[\text{NO}]^4 \cdot [\text{H}_2\text{O}]^6}{[\text{NH}_3]^4 \cdot [\text{O}_2]^5}$ , y la constante de equilibrio  $K_p$  a partir de la expresión  $K_p = \frac{P_{\text{NO}}^4 \cdot P_{\text{H}_2\text{O}}^6}{P_{\text{NH}_3}^4 \cdot P_{\text{O}_2}^5}$ .

b) Suponiendo que los gases son ideales, a temperatura constante, sus presiones parciales son:

$$P_{NH_3} = \frac{n_{NH_3} \cdot R \cdot T}{V} = [NH_3] \cdot R \cdot T; \quad P_{O_2} = \frac{n_{O_2} \cdot R \cdot T}{V} = [O_2] \cdot R \cdot T;$$

$$P_{NO} = \frac{n_{NO} \cdot R \cdot T}{V} = [NO] \cdot R \cdot T; \quad P_{H_2O} = \frac{n_{H_2O} \cdot R \cdot T}{V} = [H_2O] \cdot R \cdot T;$$

y sustituyendo estos valores en la expresión de la constante de equilibrio  $K_p$  y reestructurando, queda para las constantes de equilibrio la relación:

$$K_p = \frac{[NO]^4 \cdot (R \cdot T)^4 \cdot [H_2O]^6 \cdot (R \cdot T)^6}{[NH_3]^4 \cdot (R \cdot T)^4 \cdot [O_2]^5 \cdot (R \cdot T)^5} = \frac{[NO]^4 \cdot [H_2O]^6}{[NH_3]^4 \cdot [O_2]^5} \cdot (R \cdot T)^{4+6-4-5} = K_c \cdot (R \cdot T)^1.$$

c) Si se reduce el volumen por un aumento de la presión, aumenta la concentración molar de los gases (se incrementa el número de moléculas por unidad de volumen), y el sistema restablece el equilibrio haciendo reaccionar moléculas de NO y H<sub>2</sub>O para formar NH<sub>3</sub> y O<sub>2</sub> para que disminuya el número de moléculas por unidad de volumen. Es decir, el equilibrio se desplaza hacia donde aparece un menor número de moles, hacia la izquierda.

d) Si se incrementa la concentración de oxígeno, reactivo, el sistema reacciona consumiendo más de este elemento y amoniaco, para producir óxido de nitrógeno (II) y agua hasta alcanzar un nuevo estado de equilibrio. El sistema evoluciona desplazando el equilibrio hacia la derecha para consumir la sustancia añadida.

**PROBLEMA 2.- En un laboratorio se tienen dos matraces, uno de ellos contiene 15 mL de una disolución de HCl 0,05 M y el otro 15 mL de disolución 0,05 M de ácido acético, CH<sub>3</sub>COOH.**

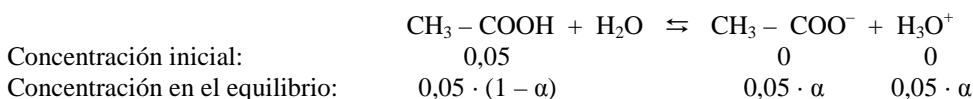
- Calcula el pH de cada una de las disoluciones.
- ¿Qué volumen de agua debe añadirse a una de las disoluciones para que el pH de las dos sea el mismo?

**DATOS:**  $K_a$  (acético) =  $1,8 \cdot 10^{-5}$ .

Solución:

a) Por ser el ácido clorhídrico muy fuerte, en disolución se encuentra totalmente ionizado, siendo la concentración de iones oxonios o hidronios, H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>, la misma que la de la disolución, 0,05 M, por lo que, el pH de la disolución es:  $\text{pH} = -\log [H_3O^+] = -\log 5 \cdot 10^{-2} = 2 - \log 5 = 2 - 0,699 = 1,301$ .

El ácido acético, débil, se encuentra poco disociado, y si es  $\alpha$  su grado de disociación (tanto por uno), las concentraciones de las distintas especies al inicio y en el equilibrio son:



y llevando estos valores a la constante  $K_a$  del ácido acético, despreciando  $\alpha$  frente a 1 en el denominador y resolviendo, se obtiene para  $\alpha$  el valor:

$$K_a = \frac{[CH_3 - COO^-] \cdot [H_3O^+]}{[CH_3 - COOH]} \Rightarrow 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{0,05^2 \cdot \alpha^2}{0,05 \cdot (1 - \alpha)} \Rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{1,8 \cdot 10^{-5}}{0,05}} = 1,9 \cdot 10^{-2};$$

La concentración de los iones oxonios es:  $[H_3O^+] = 0,05 \text{ M} \cdot 0,019 = 9,5 \cdot 10^{-4} \text{ M}$ , y el pH de la disolución es:  $\text{pH} = -\log [H_3O^+] = -\log 9,5 \cdot 10^{-4} = 4 - \log 9,5 = 4 - 0,98 = 3,02$ .

b) Para que la disolución de ácido clorhídrico del frasco tenga como pH = 3,02, la concentración de iones oxonios ha de ser  $10^{-\text{pH}} = 10^{-3,02} = 10^{0,98} \cdot 10^{-4} = 9,55 \cdot 10^{-4} \text{ M}$ , y para ello hay que diluir la disolución inicial para así poder disminuir la concentración del ácido clorhídrico hasta este valor.

Los moles de ácido contenidos en los 15 mL de disolución son:

$n(\text{HCl}) = M \cdot V = 0,05 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,015 \text{ L} = 0,00075 \text{ moles}$ , que son los que han de diluirse con agua destilada hasta conseguir que la concentración del ácido sea  $9,55 \cdot 10^{-4} \text{ M}$ . Para ello, de la definición de molaridad, despejando el volumen, sustituyendo las demás variables por sus valores y

$$\text{operando, sale: } M = \frac{\text{moles}}{\text{volumen}} \Rightarrow V = \frac{\text{moles}}{M} = \frac{0,00075 \text{ moles}}{0,00095 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1}} = 0,7895 \text{ L} = 789,5 \text{ mL}.$$

Como el volumen de disolución ha de ser 789,5 mL y se ha partido de un volumen de 15 mL, a la disolución de partida hay que añadirle 774,5 mL de agua.

**Resultado: a) pH (HCl) = 1,301; pH (CH<sub>3</sub>COOH) = 3,02; b) V = 774,5 L H<sub>2</sub>O.**

**CUESTIÓN 3.- Formula o nombra, según corresponda, los siguientes compuestos:**

a) Ca(OH)<sub>2</sub>;    b) PCl<sub>3</sub>;    c) NaH<sub>2</sub>PO<sub>4</sub>;    d) CH<sub>3</sub> – CH<sub>2</sub> – CO – CH<sub>3</sub>;    e) CH<sub>3</sub> – CCl<sub>2</sub> – CH<sub>3</sub>;    f) Óxido de aluminio;    g) Cloruro amónico;    h) Ácido 2-metilpropanoico;    i) Etanoato de potasio;    j) 1,2-bencenodiol o (1,2-dihidroxibenceno).

Solución:

a) Hidróxido de calcio;    b) Cloruro de fósforo (III);    c) Dihidrógenofosfato (V) de sodio;    d) Butanona;    e) 2,2-dicloropropano;    f) Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>;    g) NH<sub>4</sub>Cl;    h) CH<sub>3</sub> – CH(CH<sub>3</sub>) – COOH;    i) CH<sub>3</sub> – COOK;    j) C<sub>6</sub>H<sub>4</sub>(OH)<sub>2</sub>.

### OPCIÓN B

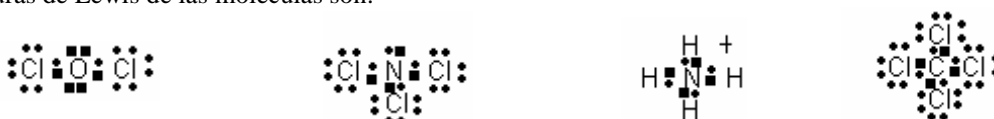
**CUESTIÓN 1.- A partir de las estructuras de Lewis de las siguientes especies químicas OCl<sub>2</sub>, NCl<sub>3</sub>, NH<sub>4</sub><sup>+</sup> y CCl<sub>4</sub>, responde razonadamente a las siguientes cuestiones:**

- a) Deduce la geometría de cada una de las especies químicas propuestas.  
b) Justifica, en cada caso, si la especie química tiene o no momento dipolar.

Solución:

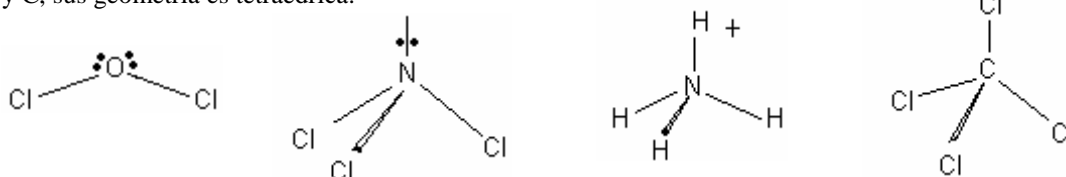
a) La configuración electrónica de la capa de valencia de los átomos que conforman cada una de las moléculas es O: 2s<sup>2</sup> 2p<sup>4</sup>; Cl: 3s<sup>2</sup> 3p<sup>5</sup>; N: 2s<sup>2</sup> 2p<sup>3</sup>; H: 1s<sup>1</sup>; C: 2s<sup>2</sup> 2p<sup>2</sup>; y a partir de estas configuraciones electrónicas se deduce fácilmente la estructura de Lewis de las moléculas. En efecto: en la molécula OCl<sub>2</sub>, el átomo de oxígeno necesita dos electrones para conseguir configuración estable de gas noble en su último nivel y, por ello, se une a dos átomos de cloro, a los que falta un electrón para adquirir también configuración de gas noble, compartiendo un par de electrones con cada uno.

En la molécula NCl<sub>3</sub>, el átomo de nitrógeno comparte tres pares de electrones con tres átomos de cloro, para adquirir cada uno configuración estable de gas noble en su capa de valencia. En nitrógeno en el ión amonio, NH<sub>4</sub><sup>+</sup>, se une compartiendo tres pares de electrones con tres átomos de hidrógeno, para conseguir todos configuración de gas noble, y el par de electrones libres que posee, lo utiliza en formar un enlace covalente dativo con un protón para formar el ión amonio; y finalmente, en la molécula CCl<sub>4</sub>, los cuatro electrones de la capa de valencia del carbono los utiliza para unirse, compartiendo cuatro pares de electrones con cuatro átomos de cloro para adquirir todos configuración de gas noble. Luego, las estructuras de Lewis de las moléculas son:



De las estructuras de Lewis y utilizando el método RPECV, los pares de electrones compartidos y libres que rodean al átomo central, se orientan en el espacio alejándose entre sí lo suficiente para así conseguir la menor repulsión entre ellos. La orientación adquirida es la que determina la geometría de la molécula.

En la molécula OCl<sub>2</sub>, con dos pares de electrones libres sobre el átomo central O, la geometría es angular; en la NCl<sub>3</sub>, con un par de electrones libres sobre el átomo central N, la geometría es piramidal trigonal; y en el ión amonio, NH<sub>4</sub><sup>+</sup>, y molécula CCl<sub>4</sub>, si pares de electrones libres sobre el átomo central, N y C, sus geometría es tetraédrica.



b) La diferencia de electronegatividad entre los átomos de O y Cl, N e H y entre C y Cl, hace que el enlace que los unen se encuentre polarizado, y depende de la geometría molecular que la molécula tenga o no momento dipolar. En efecto, una molécula posee momento dipolar si la resultante de los

momentos dipolares de sus enlaces es mayor que cero, y esto ocurre en la molécula  $\text{OCl}_2$  gracia a su geometría angular; en el ión  $\text{NH}_4^+$ , aunque su geometría es tetraédrica, es una especie química polar por poseer una carga formal positiva; la molécula  $\text{CCl}_4$  es apolar, por ser nulo el momento dipolar resultante debido a su geometría tetraédrica; en la molécula  $\text{NCl}_3$ , los enlaces N – Cl son apolares por tener los átomos la misma electronegatividad (comprobada en las tablas correspondientes), y si el par de electrones libres, situado en el vértice superior de la geometría piramidal provoca cierta separación de cargas, la molécula será polar, y si no provoca separación de carga alguna, la molécula es apolar.

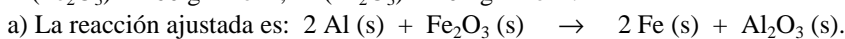
**PROBLEMA 1.- Las mezclas de termita se utilizan en algunas soldaduras debido al carácter fuertemente exotérmico de la siguiente reacción no ajustada:  $\text{Fe}_2\text{O}_3 (\text{s}) + \text{Al} (\text{s}) \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 (\text{s}) + \text{Fe} (\text{s})$ .**

- Ajusta la reacción anterior y calcula la cantidad de energía en forma de calor que se libera al reaccionar 2 g de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  con la cantidad adecuada de Al.**
- ¿Qué cantidad de Al, en gramos, será necesaria que reaccione con la cantidad adecuada de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  para que se liberen  $10^6$  J de energía en forma de calor?**

**DATOS:**  $A_r (\text{Al}) = 27 \text{ u}$ ;  $A_r (\text{O}) = 16 \text{ u}$ ;  $A_r (\text{Fe}) = 55,8 \text{ u}$ ;  $\Delta H_f^\circ [\text{Fe}_2\text{O}_3 (\text{s})] = -824 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $\Delta H_f^\circ [\text{Al}_2\text{O}_3 (\text{s})] = -1676 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

Solución:

$$M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 160 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}; M(\text{Al}_2\text{O}_3) = 102 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}.$$



Teniendo presente que la entalpía de los elementos químicos es cero, la variación de entalpía de la reacción se obtiene a partir de la expresión:  $\Delta H_r^\circ = \sum a \cdot \Delta H_f^\circ \text{ productos} - \sum b \cdot \Delta H_f^\circ \text{ reactivos} = \Delta H_f^\circ (\text{Al}_2\text{O}_3) - \Delta H_f^\circ (\text{Fe}_2\text{O}_3) \Rightarrow \Delta H_r^\circ = -1.676 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} - (-824) \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = -852 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

Multiplicando la masa de aluminio por la relación de equivalencia mol-gramos y por la relación molar  $\Delta H_r^\circ$ -moles Al, se obtiene la correspondiente variación de entalpía:

$$2,0 \text{ g Fe}_2\text{O}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3}{160 \text{ g Fe}_2\text{O}_3} \cdot \frac{-852 \text{ kJ}}{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3} = -10,65 \text{ kJ}.$$

b) Los  $10^6$  J equivalen a  $10^3$  kJ, y si esta es la energía que ha de desprenderse, multiplicándola por la relación  $\Delta H$ -moles Al y por el factor de conversión gramos-mol de Al, se obtiene la masa de aluminio que debe reaccionar:

$$10^3 \text{ kJ} \cdot \frac{2 \text{ moles Al}}{852 \text{ kJ}} \cdot \frac{27 \text{ g Al}}{1 \text{ mol Al}} = 63,38 \text{ g de Al}.$$

**Resultado: a) – 10,65 kJ; b) 63,38 g Al.**

**CUESTIÓN 2.- Considere la siguiente reacción ajustada de descomposición del carbonato cálcico:**



**Explica, justificando la respuesta, si son ciertas o falsas las siguientes afirmaciones:**

- La reacción es espontánea a cualquier temperatura.**
- La reacción sólo es espontánea a bajas temperaturas.**
- La variación de entropía se opone a la espontaneidad de la reacción.**
- La reacción será espontánea a altas temperaturas.**

Solución:

a) Por producirse en la reacción un desorden molecular, se pasa de un mol de sólido a otro más un mol de gas, la variación de entropía es positiva, es decir,  $\Delta S > 0$ . De otra parte, una reacción es espontánea cuando su variación de energía libre de Gibbs es menor que cero, es decir,  $\Delta G < 0$ , y como  $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$ , analizando los valores de  $\Delta H$  y  $T \cdot \Delta S$ , puede determinarse si la reacción es o no espontánea. En efecto, por ser positivo  $\Delta H$  y negativo  $T \cdot \Delta S$ , la reacción no puede ser espontánea para cualquier temperatura, pues para un determinado número de ellas,  $|\Delta H| > |T \cdot \Delta S|$  y, por ello,  $\Delta G > 0$ , lo que indica que la reacción no es espontánea a cualquier temperatura.

