

**CUESTIÓN 1A.- Para las moléculas: dicloruro de oxígeno y trifluoruro de fósforo [fluoruro de fósforo (III)].**

a) Escribe sus estructuras de Lewis y razona cuál sería su geometría molecular.

b) Justifica la polaridad de ambas moléculas.

c) Nombra o formula los siguientes compuestos: 1)  $\text{MgCO}_3$ ; 2)  $\text{OBr}_2$ ; 3)  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ; 4) Hidruro de níquel (III) [trihidruro de níquel]; 5) Hidróxido de estaño (IV) [tetrahidróxido de estaño]:

DATOS: Números atómicos (Z): F = 9; O = 8; P = 15; Cl = 17.

Solución:

a) 1º.- Número total de electrones de valencia, n, considerando cada átomo con estructura de gas noble.

2º.- Número total de electrones de valencia, v, de cada átomo.

3º.- Número de electrones compartidos, c, restando v de n:  $c = \tilde{n} - v$ .

4º.- Número de electrones libres o no compartidos, s, restando c a v:  $s = \tilde{v} - c$ .

Para la molécula  $\text{Cl}_2\text{O}$  los números n, v, c y s son:

$n = 8 e^- (1 \text{ O}) + 2 \cdot 8 e^- (2 \text{ Cl}) = 24 \text{ electrones}$ ;  $v = 6 e^- (1 \text{ O}) + 2 \cdot 7 e^- (2 \text{ Cl}) = 20 \text{ electrones}$ ;

$c = n - v = 24 e^- - 20 e^- = 4 e^- (2 \text{ pares})$   $s = v - c = 20 e^- - 4 e^- = 16 e^- (8 \text{ pares})$

La estructura de Lewis para esta molécula se determina colocando alrededor de los átomos, los pares de electrones compartidos y libres:



Para la molécula  $\text{BF}_3$  los números n, v, c y s son:

$n = 8 e^- (1 \text{ B}) + 3 \cdot 8 e^- (3 \text{ F}) = 32 \text{ electrones}$ ;  $v = 3 e^- (1 \text{ B}) + 3 \cdot 7 e^- (3 \text{ F}) = 24 \text{ electrones}$ ;

$c = n - v = 32 e^- - 24 e^- = 8 e^- (4 \text{ pares})$   $s = v - c = 24 e^- - 8 e^- = 16 e^- (8 \text{ pares})$

Colocando alrededor de los átomos los pares de electrones compartidos y libres se tiene la estructura de Lewis para la molécula es:

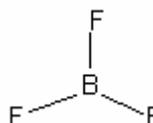
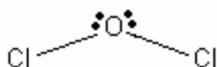


Según la teoría R. P. E. C. V., los pares de electrones compartidos y libres, para

conseguir la menor repulsión entre ellos, se orientan alejándose lo más posible entre ellos, dependiendo de dicha orientación la geometría de la molécula. La geometría de estas moléculas es:

Angular

Triangular plana



b) Una molécula es apolar cuando la resultante de los momentos dipolares de sus enlaces es cero, mientras que si dicho momento es distinto de cero la molécula es polar. La geometría de la molécula tiene una gran incidencia en la polaridad o no de la molécula.

En ambas moléculas, la diferencia de electronegatividad entre sus átomos,  $\text{B}^{\delta+} - \text{Cl}^{\delta-}$  y  $\text{O}^{\delta-} - \text{Cl}^{\delta+}$ , polariza los enlaces, los cuales presentan un determinado momento dipolar. En la molécula  $\text{BCl}_3$ , su geometría, plana triangular, hace que la resultante del momento dipolar de sus enlaces sea cero, por lo que es apolar, mientras que en la molécula  $\text{Cl}_2\text{O}$ , su geometría angular, aporta un momento dipolar resultante distinto de cero, siendo por ello polar.

c) 1.- Carbonato de magnesio; 2.- Óxido de bromo; 3.- Ácido sulfuroso; 4.-  $\text{H}_3\text{Ni}$ ; 5.-  $\text{Sn}(\text{OH})_4$ ;

**CUESTIÓN 1B.- Dados los elementos (A) y (B) con números atómicos 8 y 19 respectivamente:**

a) Escribe la configuración electrónica de cada uno de ellos.

b) Justifica, en base a sus configuraciones electrónicas, el grupo y el periodo al que pertenece cada uno.

c) Razona qué tipo de enlace se formará entre los elementos (A) y (B) y cuál sería la fórmula del compuesto resultante.

d) Nombra o formula los siguientes compuestos: 1)  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ; 2)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ; 3)  $\text{Co}(\text{OH})_3$ ; 4) Ácido nítrico [hidrogeno(dioxidonitrato)]; 5) Sulfato de sodio (tetraoxidosulfato de disodio).

Solución:

a) La configuración electrónica de cada elemento es:

A (Z = 8)  $1s^2 2s^2 2p^4$ ; B (Z = 19)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ .

b) El elemento A se encuentra situado en el segundo período, grupo 16, y el elemento B se ubica en el cuarto período, grupo 1.

c) Entre los elementos A y B se formará un enlace producido por transferencia de electrones, es decir, un enlace iónico. La fórmula del compuesto que se forma es B<sub>2</sub>A.

d) 1) Ácido fosfórico; 2) óxido de hierro (III); 3) Hidróxido de cobalto (III); 4) HNO<sub>2</sub>; 5) Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.

**CUESTIÓN 2A.- a) Completa las siguientes reacciones e indica de qué tipo son:**

a.1)  $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{_____}$ ; a.2)  $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{OH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{_____} + \text{_____}$ ;

b) Para cada uno de los siguientes compuestos:  $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CHOH-CH}_3$  y  $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CHO}$  formula y nombra un isómero e indica el tipo de isomería que presenta.

c) Indica si alguno de los dos compuestos del apartado b) posee isomería óptica. Justifica la respuesta.

d) Nombra o formula los siguientes compuestos:

d1)  $\text{CH}_3\text{-CH}(\text{CH}_3)\text{-CH}_2\text{OH}$ ; d2)  $\text{CH}_2=\text{CH-CONH}_2$ ; d3) Ácido 3-oxopentanoico

d4) 2,5-dimetil fenol (2,5-dimetil-1-hidroxibenceno);

d5) 1, 2, 3-propanotriol (propano-1,2,3-triol).

Solución:

a1)  $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{Cl}$  Reacción de adición.

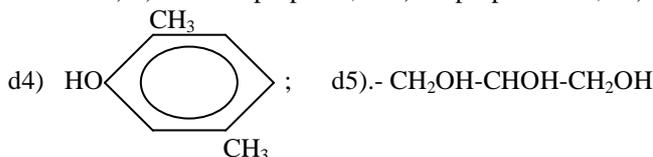
a2)  $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{OH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CH}_3\text{-CH}=\text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O}$ . Reacción de eliminación.

b) Un isómero del 2-butanol es el 1-butanol, siendo de posición la isomería que presentan.

El isómero del propanal es la propanona, siendo de función la isomería que presentan.

c) El compuesto 2-butanol presenta isomería óptica por poseer un carbono asimétrico o quiral, el carbono 2.

d) 1).- 2-metilpropanol; d2) 2.- propenamida; d3) 3.-  $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CO-CH}_2\text{COOH}$



**CUESTIÓN 2B.- Para el compuesto orgánico  $\text{CH}_2=\text{CH-CH}_2\text{-CH}_3$**

a) Justifica si el compuesto presentará isomería geométrica.

b) Razona si es cierta la siguiente afirmación: "Este compuesto reaccionará con HI para dar como compuesto mayoritario 1,2-diiodobutano".

c) Escribe su reacción de combustión ajustada.

d) Formula o nombra los siguientes compuestos:

d1)  $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-O-CH}_3$ ; d2)  $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CO-CH}_3$ ; d3)  $\text{CH}_3\text{-CH}(\text{Cl})\text{-COOH}$

d4) dimetilamina (N-metilmetanamina); d.5) 2-yodopentanal.

Solución:

a) Al estar unido el carbono 1 a dos átomos de hidrógeno no presenta isomería geométrica.

b) Falsa. La reacción que se produce forma el compuesto 2-yodobutano,  $\text{CH}_3\text{-CHI-CH}_2\text{-CH}_3$ .

c) La reacción de combustión es:  $\text{CH}_2=\text{CH-CH}_2\text{-CH}_3 + 6 \text{O}_2 \rightarrow 4 \text{CO}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$

d) 1) etil, metil-éter; 2) 2-pentanona; 3) 2-cloropropanoico; 4)  $\text{CH}_3\text{-NH-CH}_3$ ;

5.-  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{-CHI-CHO}$ .

**PROBLEMA 3A.- En un recipiente de 4 litros se introducen 5 moles de  $\text{COBr}_2$  y se calienta hasta la temperatura de 350 K. Si la constante del equilibrio de disociación del  $\text{COBr}_2$  es  $K_c = 0,190$ .  $\text{COBr}_2(\text{g}) \leftrightarrow \text{CO}(\text{g}) + \text{Br}_2(\text{g})$  Calcula:**

a) El grado de disociación.

b) La concentración molar de todas las especies en equilibrio.

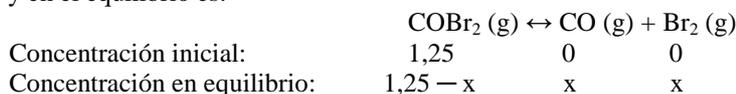
c) La constante de presiones  $K_p$ .

**DATOS:**  $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

Solución:

a) La concentración de  $\text{COBr}_2$  introducida en el reactor es:  $[\text{COBr}_2] = \frac{5 \text{ moles}}{4 \text{ L}} = 1,25 \text{ M}$ .

Siendo  $x$  la concentración de  $\text{COBr}_2$  que se ioniza, la concentración de cada una de las especies al inicio y en el equilibrio es:



Llevando estas concentraciones a la constante de equilibrio y operando se tiene:

$$K_c = \frac{[\text{CO}] \cdot [\text{Br}_2]}{[\text{COBr}_2]} = \frac{x^2}{1,25 - x} \text{ de donde, } x^2 + 0,190x - 0,238 = 0, \text{ que resuelta proporciona el valor válido}$$

$x = 0,393 \text{ M}$ .

Los moles de  $\text{CO} = \text{Br}_2$  en el equilibrio son:

$n = M \cdot V = 0,393 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 4 \text{ L} = 1,57 \text{ moles}$ , luego, los moles de  $\text{COBr}_2$  en el equilibrio son

$5 \text{ moles} - 1,57 \text{ moles} = 3,43 \text{ moles}$ , y el grado de ionización es  $\alpha = \frac{3,43 \text{ moles}}{5 \text{ moles}} = 0,686 = 68,6 \%$ .

b) La concentración de cada especie en el equilibrio es:

$$[\text{COBr}_2] = \frac{5 - 1,57}{4} = \frac{3,43 \text{ moles}}{4 \text{ L}} = 0,86 \text{ M}; \quad [\text{CO}] = [\text{Br}_2] = \frac{1,57 \text{ moles}}{4 \text{ L}} = 0,393 \text{ M}.$$

c) De la relación entre las constantes de equilibrio  $K_p$  y  $K_c$ , se determina el valor de  $K_p$ .

$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n}$  siendo  $\Delta n$  = suma de gases de productos menos suma de gases de reactivos =  $2 - 1 = 1$ , luego,  $K_p = 0,19 \cdot (0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 350)^1 = 5,45$ .

**Resultado:** a)  $\alpha = 68,6 \%$ ; b)  $[\text{COBr}_2] = 0,86 \text{ M}$ ;  $[\text{CO}] = [\text{Br}_2] = 0,393 \text{ M}$ ; c)  $K_p = 5,45$ .

**PROBLEMA 3B.- La solubilidad del hidróxido de cadmio,  $\text{Cd}(\text{OH})_2$  a  $25^\circ\text{C}$  es  $1,2 \cdot 10^{-5} \text{ M}$ .**

a) **Calcula la constante del producto de solubilidad.**

b) **Calcula la concentración de iones  $\text{Cd}^{2+}$ , expresada en  $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$ , de la disolución saturada.**

c) **Razona el aumento o disminución de la solubilidad del hidróxido de cadmio si se le adiciona hidróxido de sodio.**

**DATOS:**  $A_r (\text{Cd}) = 112,4 \text{ u}$ .

Solución:

a) La ecuación de ionización del  $\text{Cd}(\text{OH})_2$  es:  $\text{Cd}(\text{OH})_2 (\text{s}) \leftrightarrow \text{Cd}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{OH}^- (\text{aq})$ , y la solubilidad del hidróxido es también la del catión  $\text{Cd}^{2+}$ , es decir,  $S = 1,2 \cdot 10^{-5}$ , y la del anión hidróxido,  $\text{OH}^-$ , es  $2 \cdot 1,2 \cdot 10^{-5} = 2,4 \cdot 10^{-5} = 2S$ .

La constante del producto de solubilidad del hidróxido es:

$$K_{ps} = [\text{Cd}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2 = S \cdot (2S)^2 = 4S^3 = 4 \cdot (1,2 \cdot 10^{-5})^3 = 6,9 \cdot 10^{-15}.$$

b) La concentración de iones  $\text{Cd}^{2+}$  en  $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$  es:

$$1,2 \cdot 10^{-5} \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \frac{112,4 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 1,34 \cdot 10^{-3} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}.$$

c) Si se adiciona a la disolución del hidróxido de cadmio hidróxido de sodio, se incrementa la concentración del anión hidróxido, por lo que, el equilibrio, para solventar la alteración producida, se desplaza hacia la izquierda para conseguir restaurar nuevamente el equilibrio alterado. Se produce más compuesto insoluble disminuyendo así su solubilidad. Esto es lo que se conoce como efecto del ión común, es decir, añadir a la disolución uno de los iones ya existente en la misma.

**Resultado:** a)  $K_{ps} = 6,9 \cdot 10^{-15}$ ; b)  $[\text{Cd}^{2+}] = 1,34 \cdot 10^{-3} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ ; c) **Disminuye la solubilidad.**

**PROBLEMA 4A.- Se prepara una disolución de ácido acético [ácido etanoico] de concentración  $5,5 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ .**

a) **Calcula el grado de disociación del ácido acético en esta disolución y su pH.**

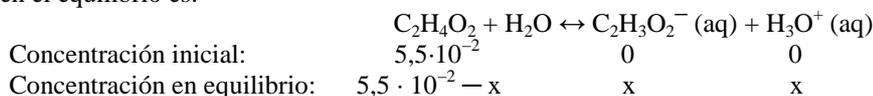
b) **Calcula la concentración del ión acetato [ión etanoato] en el equilibrio.**

c) Justifica si se puede obtener el mismo pH por disolución de una sal muy soluble como el acetato de sodio [etanoato de sodio].

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

Solución:

a) Llamando x a la concentración de ácido acético que se ioniza, la concentración de cada especie en el equilibrio es:



Llevando estas concentraciones a la constante de equilibrio y operando se tiene:

$$K_c = \frac{[\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2]} \text{ de donde, } 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{5,5 \cdot 10^{-2} - x}$$

Despreciando x en el denominador y operando se tiene:  $x = \sqrt{1,8 \cdot 5,5 \cdot 10^{-7}} = 9,95 \cdot 10^{-4}$  M, siendo el

coeficiente de ionización:  $\alpha = \frac{9,95 \cdot 10^{-4}}{5,5 \cdot 10^{-2}} = 1,81 \cdot 10^{-2} = 1,81 \%$ .

El pH de la disolución es:  $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 9,95 \cdot 10^{-4} = 4 - 1 = 3$ .

b) La concentración de iones acetato en el equilibrio, es la misma que la de iones oxonios, es decir,  $[\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 9,95 \cdot 10^{-4}$  M.

c) Por efecto del ión común, el acetato, al incrementarse su concentración por la disolución de la sal acetato sódico, el equilibrio de ionización del ácido acético, se desplaza hacia la izquierda disminuyendo la concentración de iones oxonios, por lo que el pH de la nueva disolución formada no puede ser el mismo que el de la disolución inicial. Será superior.

**Resultado: a)  $\alpha = 1,81 \%$ ; pH = 3; b)  $[\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-] = 9,95 \cdot 10^{-4}$ ; c) pH distinto.**

**PROBLEMA 4B.- a) Calcula la concentración molar de una disolución acuosa de HBr para que tenga pH = 2,5.**

**b) Si a 50 mL de una disolución de HCl 0,1 M se le añaden 20 mL de otra disolución de KOH 0,3 M. Calcula el pH de la mezcla resultante.**

**c) ¿Qué volumen de ácido o base (HCl o KOH) de los utilizados en el apartado anterior, habrá que añadir a la mezcla para conseguir una neutralización completa?**

Solución:

a) Si el ácido se encuentra totalmente ionizado, la concentración del ácido es la misma que la de los iones oxonios. Luego, si el pH de la disolución ha de ser 2,5, la concentración de iones oxonios es:  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2,5} = 10^{0,5} \cdot 10^{-3} = 3,16 \cdot 10^{-3}$  M, que es la concentración del ácido HBr.

b) La reacción de neutralización que se produce es:  $\text{HCl} + \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$ .

Los moles de ácido y base que se utilizan en la reacción son:

Moles de ácido, n (HCl) =  $M \cdot V = 0,1 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,050 \text{ L} = 0,005 \text{ moles}$ .

Moles de base, n' (KOH) =  $M' \cdot V' = 0,3 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,020 \text{ L} = 0,006 \text{ moles}$ .

Al ser la estequiometría de la reacción 1 a 1, es decir, 1 mol de ácido reacciona con 1 mol de base, al haber 0,001 moles de base en exceso, disueltos en un volumen total de 0,070 L, la concentración de iones hidróxidos en la disolución es:

$$[\text{OH}^-] = \frac{\text{moles}}{\text{volumen}} = \frac{0,001 \text{ moles}}{0,07 \text{ L}} = 0,0143 \text{ M}$$

El pH de la nueva disolución es:  $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - \log 0,0143 = 14 - 1,85 = 12,15$ .

c) Como en la disolución formada hay 0,001 moles de KOH, se necesitan añadir a la disolución, para conseguir la neutralización completa 0,001 moles de ácido, los cuáles se encontrarán disueltos en el

volumen:  $V = \frac{0,001 \text{ moles}}{0,1 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1}} = 0,01 \text{ L} = 10 \text{ mL}$ .

**Resultado: a)  $[\text{HBr}] = 3,16 \cdot 10^{-3}$ ; b) pH = 12,5; c) V = 0,01 L = 10 mL.**

**CUESTIÓN 5A.- Para la siguiente reacción de oxidación-reducción:**



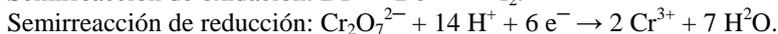
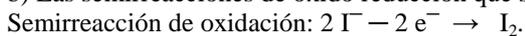
- ¿Qué especie es la oxidante y cuál la reductora? ¿Qué especie se oxida y cuál se reduce?
- Ajusta la reacción iónica por el método del ión-electrón.
- Ajusta la reacción molecular.

Solución:

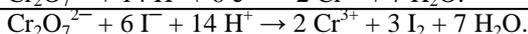
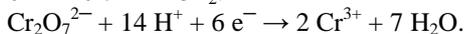
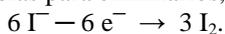
a) Especie oxidante es la que provoca la oxidación de otra, reduciéndose ella. En esta reacción es el dicromato potásico,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ .

Especie reductora es la que reduce a otra, oxidándose ella. Aquí es el yoduro de hidrógeno, HI.

b) Las semirreacciones de óxido reducción que se producen son:



Multiplicando la semirreacción de oxidación por 3 para igualar los electrones intercambiados, y sumándolas para eliminarlos, se obtiene la ecuación iónica ajustada:



c) Completando la ecuación iónica con las sustancias que faltan, repartiendo los protones entre el yoduro de hidrógeno y ácido perclórico, se obtiene la ecuación molecular ajustada:



**PROBLEMA 5B.- Se construye una pila con una varilla de manganeso sumergida en una disolución 1M de  $\text{Mn}^{2+}$ , y una varilla de hierro en una disolución 1M de  $\text{Fe}^{3+}$ .**

- Escribe la reacción que tendrá lugar en cada electrodo, indicando si corresponde al ánodo o cátodo, y su signo.
- Escribe la notación de la pila que se formará.
- Calcula el potencial o fuerza electromotriz de la pila (fem).
- Justifica si el manganeso metálico reaccionará en presencia de un ácido.

**DATOS:  $E^\circ(\text{Mn}^{2+}/\text{Mn}) = -1,18 \text{ V}$ ;  $E^\circ(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}) = -0,04 \text{ V}$ ;  $E^\circ(\text{H}^+/\text{H}_2) = 0,00 \text{ V}$ .**

Solución:

a) En el ánodo, polo negativo de la pila, se produce la semirreacción de oxidación:

En el cátodo, polo positivo de la pila, tiene lugar la semirreacción de reducción:



b) La notación de la pila es:  $-\text{Mn} \mid \text{Mn}^{2+} 1 \text{ M} \mid \mid \text{Fe}^{3+} 1 \text{ M} \mid \text{Fe} +.$

c) La fuerza electromotriz de la pila es:

$$E^\circ_{\text{pila}} = E^\circ_{\text{cátodo}} - E^\circ_{\text{ánodo}} = -0,04 \text{ V} - (-1,18 \text{ V}) = 1,14 \text{ V}$$

d) Para que haya una reacción espontánea se tiene que cumplir que  $\Delta G$  sea menor que 0, y como  $\Delta G = -nF\Delta\epsilon$ , para que  $\Delta G$  sea menor que cero,  $\Delta G < 0$ , ha de cumplirse que  $\Delta\epsilon > 0$ , es decir,  $\epsilon^\circ_{\text{(reducción)}} - \epsilon^\circ_{\text{(oxidación)}} > 0$ .

El potencial de la reacción que se produciría es:

$$E^\circ_{\text{reacción}} = E^\circ_{\text{reducción}} - E^\circ_{\text{oxidación}} = 0,0 \text{ V} - (-1,18 \text{ V}) = 1,18 \text{ V}, \text{ por lo que, al ser mayor que cero,}$$

$E^\circ_{\text{reacción}} > 0$ , se produce la reacción de forma espontánea.

**Resultado: c)  $E^\circ_{\text{pila}} = 1,14 \text{ V}$ ; d) Como  $E^\circ_{\text{reacción}} > 0$  se produce reacción espontánea.**