

Conteste en el mismo papel de examen, rodeando con un círculo la respuesta correcta. En caso de corrección (cambio de respuesta), tache la que no es correcta y rodee con un círculo la respuesta correcta.

1. ¿Cuál de las siguientes sustancias tiene mayor punto de fusión?

- A. KBr
- B. CH<sub>4</sub>
- C. I<sub>2</sub>
- D. HCl
- E. CH<sub>3</sub>OH

2. Si para una sustancia la densidad del sólido es mayor que la densidad del líquido, la pendiente de la curva del punto de fusión es:

- A. No puede determinarse sin el punto crítico.
- B. Cero.
- C. No puede determinarse sin el punto triple.
- D. Positiva.
- E. Negativa.

3. Para la reacción :  $2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{g})$  , Kc es 13 a 900 K . ¿Cuál es el valor de Kp a la misma temperatura? R = 6.0821 atm L K<sup>-1</sup>mol<sup>-1</sup>

- A. 13
- B. 0.0024
- C. 960
- D. 0.18
- E. 0.77

4. Para la siguiente reacción:  $\text{NO}(\text{g}) + \text{CO}(\text{g}) \rightleftharpoons 1/2 \text{N}_2(\text{g}) + \text{CO}_2$ ,  $\Delta H = -374$  kJ. ¿Qué condiciones favorecen la conversión máxima de reactivos a productos ?

- A. Ninguna de estas condiciones.
- B. Alta temperatura y baja presión.
- C. Baja temperatura y baja presión.
- D. Alta temperatura y alta presión.
- E. Baja temperatura y alta presión.

5. Para la siguiente reacción :  $2\text{H}_2\text{O}(\text{g}) + 2\text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 4\text{HCl}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$ , Kp = 8.0 a 900 K. Si las presiones iniciales de H<sub>2</sub>O(g) y Cl<sub>2</sub>(g) son 0.10 atm cada una y las presiones de HCl(g) y O<sub>2</sub>(g) son 0.25 atm cada una ,

¿cuál de las siguientes proposiciones es correcta ?

- A. Qp < Kp y la reacción tiene lugar hacia la derecha.
- B. Qp > Kp y la reacción tiene lugar hacia la izquierda.
- C. Qp < Kp y la reacción tiene lugar hacia la izquierda.
- D. Qp > Kp y la reacción tiene lugar hacia la derecha.
- E. La reacción está en equilibrio.

6. Para la reacción :  $3\text{Fe}(\text{s}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{Fe}_3\text{O}_4(\text{s}) + 4\text{H}_2(\text{g})$  . Un aumento en el volumen del recipiente de reacción produce el siguiente efecto sobre el equilibrio:

- A. No se produce ningún cambio.
- B. El valor de Kp disminuye.
- C. Se produce más H<sub>2</sub>(g).
- D. Se produce más H<sub>2</sub>O(g).
- E. El valor de Kp aumenta.

7. Para la siguiente reacción :  $3\text{Fe(s)} + 2\text{O}_2\text{(g)} \rightleftharpoons \text{Fe}_3\text{O}_4\text{(s)}$  , ¿cuántos moles de  $\text{O}_2\text{(g)}$  son necesarios para reaccionar con 27.9 moles de  $\text{Fe(s)}$  ?
- A. 9.30
  - B. 18.6
  - C. 55.8
  - D. 41.9
  - E. 27.9
8. Un compuesto de fósforo y azufre utilizado en las cabezas de cerillas contiene 56.29% de P y 43.71% de S. La masa molar correspondiente a la fórmula empírica de este compuesto es:
- A. 188.1
  - B. 220.1
  - C. 93.94
  - D. 251.0
  - E. 158.1
9. Dada la reacción:  $\text{Cl}_2\text{(g)} + 2\text{NaOH(aq)} \rightleftharpoons \text{NaCl(aq)} + \text{NaOCl(aq)} + \text{H}_2\text{O(l)}$  . ¿Cuántos gramos de hipoclorito sódico pueden producirse por reacción de 50.0g de  $\text{Cl}_2\text{(g)}$  con 500.0 mL de disolución  $\text{NaOH}$  2.00 M?
- A. 37.2
  - B. 52.5
  - C. 74.5
  - D. 26.3
  - E. 149
10. ¿Cuál de los siguientes átomos tiene la primera energía de ionización más alta ?
- A. Be
  - B. He
  - C. N
  - D. Ne
  - E. B
11. La molécula  $\text{HBr}$ :
- A. No tiene momento dipolar.
  - B. Tiene un enlace covalente polar.
  - C. Tiene un enlace covalente no polar.
  - D. Tiene un enlace doble.
  - E. Tiene un enlace iónico.
12. La geometría de una molécula que no tiene enlaces múltiples, y tiene un átomo central con 5 pares de electrones enlazantes es:
- A. Tetraédrica.
  - B. Cuadrada plana.
  - C. Bipirámide trigonal.
  - D. Octaédrica.
  - E. Trigonal plana.
13. ¿Qué geometrías son posibles para compuestos cuyos enlaces pueden describirse utilizando orbitales híbridos  $\text{sp}^3$ ?
- A. Tetraédrica, angular y bipirámide trigonal.
  - B. Tetraédrica, lineal y angular.
  - C. Tetraédrica, trigonal plana y lineal.
  - D. Tetraédrica, piramidal trigonal y angular.
  - E. Tetraédrica, piramidal trigonal y lineal.
14. ¿Cuántos moles de  $\text{Cl}_2\text{(g)}$  se producen por electrolisis de una disolución acuosa concentrada de  $\text{NaCl}$ , si se utiliza una corriente de 2.00 A de intensidad durante 8.0 horas?.  $F = 96500 \text{ C mol}^{-1}$
- A. 0.298
  - B. 0.149
  - C. 0.894
  - D. 0.596
  - E. 0.00496

15. La semi-reacción que ocurre en el ánodo durante la electrolisis de cloruro sódico fundido es:
- $\text{Na}^+(l) + e^- \rightarrow \text{Na}(l)$
  - $\text{Cl}_2(g) + 2e^- \rightarrow 2\text{Cl}^-(l)$
  - $2\text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow \text{O}_2(g) + 4\text{H}^+(aq) + 4e^-$
  - $2\text{Cl}^-(l) \rightarrow \text{Cl}_2(g) + 2e^-$
  - $\text{Na}(l) \rightarrow \text{Na}^+(l) + e^-$
16. Los números atómicos del manganeso y níquel son 25 y 28 respectivamente. Los iones Mn (II) y Ni (II) son, respectivamente:
- Iones  $d^5$  y  $d^7$
  - Ambos iones son  $d^5$
  - Iones  $d^5$  y  $d^8$
  - Iones  $d^6$  y  $d^9$
  - Ambos iones son  $d^8$
17. ¿Cuántos moles de iones se producen cuando se disuelve en agua un mol de  $\text{K}_2[\text{Ni}(\text{CN})_4]$  ?
- 5
  - 6
  - 7
  - 3
  - 4
18. El carbono natural contiene 1.11 % de carbono-13. Calcule los gramos de carbono-13 que contienen 100.0 kg de metano,  $\text{CH}_4$ .
- $8.31 \times 10^2$
  - $7.48 \times 10^4$
  - 69.2
  - $1.11 \times 10^3$
  - 0.831
19. ¿Cuál de los siguientes pares de especies químicas son isoelectrónicas ?
- Ne y Ar
  - $\text{F}^-$  y  $\text{Cl}^-$
  - Ne y  $\text{F}^-$
  - $\text{Na}^+$  y  $\text{K}^+$
  - $\text{Na}^+$  y Na
20. El litio natural contiene dos isótopos, Li-6 y Li-7, con masas atómicas 6.0151 y 7.0160 y los porcentajes de abundancia son 7.42 y 92.58, respectivamente. La masa atómica media para el litio es:
- 6.089
  - 7.0160
  - 6.01510
  - 6.941
  - 6.5156
21. ¿Cuál de las siguientes cantidades de materia contiene mayor número de moléculas ?
- 5.0 g de CO
  - 5.0 g de  $\text{CO}_2$
  - 5.0 g de  $\text{H}_2\text{O}$
  - 5.0 g de  $\text{O}_3$
  - 5.0 g de  $\text{Cl}_2$
22. ¿Cuales de las siguientes condiciones darán lugar a una reacción espontánea a cualquier temperatura ?
- $\Delta H < 0$ ,  $\Delta S < 0$
  - $\Delta H > 0$ ,  $\Delta S = 0$
  - $\Delta H > 0$ ,  $\Delta S > 0$
  - $\Delta H > 0$ ,  $\Delta S < 0$
  - $\Delta H < 0$ ,  $\Delta S > 0$

23. Para la siguiente reacción :  $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$  ,  $K = 2,8 \times 10^{-9}$  a  $25^\circ\text{C}$ . Calcule  $\Delta G^\circ$  a esta temperatura.  $R = 8,314 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$
- 48.7 kJ mol<sup>-1</sup>
  - 48.7 kJ mol<sup>-1</sup>
  - 69.9 kJ mol<sup>-1</sup>
  - 21.2 kJ mol<sup>-1</sup>
  - 21.2 kJ mol<sup>-1</sup>
24. ¿Cuál de las siguientes proposiciones es cierta ?
- Todas estas proposiciones son falsas.
  - Las reacciones espontáneas siempre tienen  $\Delta H^\circ > 0$
  - Las reacciones con valores positivos de  $\Delta S^\circ$  siempre son espontáneas a alta temperatura.
  - Las reacciones espontáneas siempre tienen  $\Delta G^\circ > 0$
  - Las reacciones espontáneas siempre tienen  $\Delta H^\circ < 0$
25. Para la reacción:  $\text{Hg}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{Hg}(\text{g})$  ,  $K_p$  a  $100^\circ\text{C}$  es 0.00036 atm y  $\Delta G^\circ$  a  $100^\circ\text{C}$  es:
- (8.314) (100) (2.30) log (0.00036)
  - + (8.314) (373) (2.30) log (0.00036)
  - 0
  - + (8.314) (100) (2.30) log (0.00036)
  - (8.314) (373) (2.30) log (0.00036)
26. Los potenciales estándar de reducción para las siguientes reacciones son:
- $$\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag}(\text{s}) \quad E^\circ = 0.80 \text{ v}$$
- $$\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) \quad E^\circ = 0.77 \text{ v}$$
- $$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{s}) \quad E^\circ = 0.34 \text{ v}$$
- El agente reductor más fuerte es:
- $\text{Ag}^+(\text{aq})$
  - $\text{Ag}(\text{s})$
  - $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$
  - $\text{Cu}(\text{s})$
  - $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$
27. Los productos de la electrolisis de  $\text{MgCl}_2$  fundido son:
- $\text{H}_2(\text{g})$  y  $\text{Cl}_2(\text{g})$
  - $\text{Mg}(\text{l})$  y  $\text{OH}^-(\text{aq})$
  - $\text{Mg}(\text{l})$  y  $\text{Cl}_2(\text{g})$
  - $\text{Mg}(\text{l})$  y  $\text{O}_2(\text{g})$
  - $\text{H}_2(\text{g})$  y  $\text{O}_2(\text{g})$
28. Si se hace pasar, una carga eléctrica de 1020 C a través de una disolución de  $\text{AgNO}_3(\text{aq})$  , calcule el número de moles de plata depositados.  $F = 96.500 \text{ C mol}^{-1}$
- 0.0212
  - 2.00
  - 0.010
  - 1.00
  - 0.0424
- 29, En la siguiente reacción, ¿cuál es el agente reductor ?
- $$2 \text{Al}(\text{s}) + 20\text{H}^-(\text{aq}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons 3\text{H}_2(\text{g}) + 2\text{Al}(\text{OH})_4^-(\text{aq})$$
- $\text{H}_2\text{O}$
  - $\text{OH}^-$
  - $\text{H}_2$
  - $\text{Al}$
  - $\text{Al}(\text{OH})_4^-$

30. Para la siguiente semi-reacción redox :  $\text{ClO}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Cl}^-(\text{aq})$  , en medio básico ¿cuántos electrones aparecen en la reacción ajustada
- 1
  - 2
  - 6
  - 3
  - 8
31. ¿Cuál de las siguientes especies químicas actúa sólomente como agente reductor ?
- $\text{H}_2$
  - S
  - $\text{Na}^+$
  - Na
  - $\text{F}_2$
32. Para convertir  $\text{ClO}_4^-$  en  $\text{Cl}^-$  se necesita:
- Temperatura alta.
  - Una base fuerte.
  - Un ácido fuerte.
  - Un agente reductor.
  - Un agente oxidante.
33. La semi-reacción ajustada que representa  $\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$  actuando como un agente oxidante en disolución ácida es:
- $2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) + 2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^-$
  - $\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) + 2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$
  - $\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{O}_2(\text{g}) + 2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^-$
  - $\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{O}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) + 2\text{e}^-$
  - $\text{O}_2(\text{g}) + 2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$
34. Si la entalpía de vaporización del agua a  $100^\circ\text{C}$  es  $40.7 \text{ kJ mol}^{-1}$  , calcule  $\Delta S$  para la vaporización de  $1.00 \text{ mol}$  de  $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$  a esta temperatura.
- $109 \text{ J K}^{-1}$
  - $-109 \text{ J K}^{-1}$
  - $136 \text{ J K}^{-1}$
  - $-40600 \text{ J K}^{-1}$
  - $40600 \text{ J K}^{-1}$
35. La entropía del universo:
- Es siempre cero.
  - Siempre aumenta.
  - Permanece constante.
  - Siempre disminuye.
  - No tiene ninguna relación con el universo.
36. Para una reacción,  $\Delta H^\circ = -92 \text{ kJ}$  y  $\Delta S^\circ = -65 \text{ J K}^{-1}$  . Calcule el valor de  $\Delta G^\circ$  para esta reacción a  $25^\circ \text{C}$ .
- $+ 19300 \text{ kJ}$
  - $- 85 \text{ kJ}$
  - $-111 \text{ kJ}$
  - $-157 \text{ kJ}$
  - $-73 \text{ kJ}$

37. Si el producto de solubilidad del  $\text{AgBr}(s)$  es  $5.0 \times 10^{-13}$  a  $25^\circ\text{C}$ , su solubilidad en agua es:
- $2.5 \times 10^{-6} \text{ mol L}^{-1}$
  - $7.1 \times 10^{-7} \text{ mol L}^{-1}$
  - $1.4 \times 10^{-6} \text{ mol L}^{-1}$
  - El bromuro de plata es completamente insoluble
  - $2.5 \times 10^{-13} \text{ mol L}^{-1}$
38. La relación entre la solubilidad en agua,  $s$ , y el producto de solubilidad,  $K_{ps}$  para el sólido iónico  $\text{Fe}(\text{OH})_3(s)$  es:
- $9s^4 = K_{ps}$
  - $3s^4 = K_{ps}$
  - $3s^2 = K_{ps}$
  - $s = K_{ps}$
  - $27s^4 = K_{ps}$
39. ¿Cuál de los siguientes compuestos no es soluble en  $\text{NaOH}(aq)$   $2.0 \text{ mol L}^{-1}$  ?
- $\text{Fe}(\text{OH})_3(s)$
  - $\text{NaOH}(s)$
  - $\text{Be}(\text{OH})_2(s)$
  - $\text{NaCl}(s)$
  - $\text{CH}_3\text{COOH}(l)$
40. El bromuro de plata es más soluble en:
- $\text{NaCl}(aq)$   $0,10 \text{ mol L}^{-1}$
  - $\text{H}_2\text{O}(l)$  pura
  - $\text{HNO}_3(aq)$  diluído
  - $\text{AgNO}_3(aq)$   $0,10 \text{ mol L}^{-1}$
  - $\text{NH}_3(aq)$  diluido
41. Calcule el pH de una disolución saturada de  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  si su producto de solubilidad de es  $5.5 \times 10^{-6}$ .
- 11.28
  - 8.72
  - 12.04
  - 12.34
  - 13.00
42. Indique lo que ocurre si se añade  $0.01 \text{ mol}$  de sal soluble  $\text{Cu}(\text{ClO}_4)_2(s)$  a  $1 \text{ L}$  de disolución de  $\text{NaIO}_3(aq)$   $0,0010 \text{ M}$ .  $K_{ps}(\text{Cu}(\text{IO}_3)_2) = 7.4 \times 10^{-8}$
- No se producirá ninguna precipitación.
  - El valor de  $K_{ps}$  aumenta en un factor de  $0.14$ .
  - Precipitará espontáneamente  $\text{NaClO}_4(s)$ .
  - El valor de  $K_{ps}$  disminuye en un factor de  $0.14$ .
  - Precipitará espontáneamente  $\text{Cu}(\text{IO}_3)_2(s)$ .
43. Un hidróxido metálico anfótero se caracteriza porque es:
- Soluble en ácidos y bases fuertes pero insoluble en disoluciones acuosas neutras.
  - Soluble en ácidos y bases fuertes y también en disoluciones acuosas neutras.
  - Soluble en ácidos fuertes y en disoluciones acuosas neutras pero insoluble en bases fuertes.
  - Soluble únicamente en exceso de base fuerte.
  - Insoluble en disoluciones acuosas a cualquier valor de pH.
44. ¿Cuál es el estado de oxidación del manganeso en el permanganato potásico,  $\text{KMnO}_4$ ?
- 8
  - +7
  - 7
  - +16
  - +8

45. Calcule el pH de una disolución de acetato sódico 1.0 M .  $K_a = 1.7 \times 10^{-5}$  para el ácido acético.
- A. 9.38
  - B. 2.38
  - C. 5.38
  - D. 4.77
  - E. 7.00
- 46-. El pH de una disolución  $1.0 \times 10^{-8}$  M del ácido fuerte HCl es:
- A. 6.98
  - B. 8.00
  - C. 7.00
  - D. 1.00
  - E. 10.00
47. Ordene los siguientes ácidos desde el más fuerte al más débil.  $pK_a$  (ácido acético) = 4.76;  $pK_a$  (HSO<sub>4</sub>) = 1.99;  $pK_a$  (HF) = 3.17.
- A. HF, HSO<sub>4</sub><sup>-</sup>, ácido acético
  - B. Acido acético, HSO<sub>4</sub><sup>-</sup>, HF
  - C. HSO<sub>4</sub><sup>-</sup>, HF, ácido acético
  - D. Acido acético, HF, HSO<sub>4</sub><sup>-</sup>
  - E. HF, ácido acético, HSO<sub>4</sub><sup>-</sup>
48. ¿Cuál de las siguientes sales forma una disolución ácida cuando se disuelve en agua ?
- A. (NH<sub>4</sub>)<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>
  - B. NH<sub>4</sub>F
  - C. NH<sub>4</sub>CN
  - D. (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>
  - E. (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>S
49. En la valoración de un ácido débil con una base fuerte, el pH en el punto de equivalencia es:
- A. 14
  - B. 7.0
  - C. Menor que 7
  - D. Mayor que 7
  - E. Igual que el  $pK_a$  del ácido débil
50. ¿Cuál de las siguientes mezclas acuosas no es una verdadera disolución reguladora?. El volumen total es un litro.
- A. 1.0 mol de NH<sub>3</sub> + 0.5 mol de KOH
  - B. Ninguna de estas disoluciones.
  - C. 1.0 mol de NH<sub>3</sub> + 0.5 mol de HCl
  - D. 1.0 mol de NH<sub>3</sub> + 0.5 mol de NH<sub>4</sub>Cl
  - E. 1.0 mol de NH<sub>4</sub>Cl + 0.5 mol de KOH





# IX OLIMPIADA NACIONAL DE QUIMICA

Madrid 24-26 abril 1996

## Problema 1

Se prepara una disolución disolviendo 9,1 gramos de cocaína ( $C_{17}H_{21}O_4N$ ) en 50 ml de agua y se obtiene un pH de 11,09. Teniendo en cuenta que el equilibrio de disociación de la cocaína puede representarse esquemáticamente según la ecuación:



- Calcular el  $pK_b$  de la cocaína.
- ¿Cuántos mililitros de ácido clorhídrico 0,4 N hay que añadir a la disolución anterior para que el pH sea de 8,10 ?
- Calcular el pH si a la disolución del apartado b) se le añaden 0,16 gramos de hidróxido sódico. .

Para determinar el porcentaje de cocaína contenido en un alijo de droga se disolvieron en agua 10 gramos de la sustancia encontrada hasta completar 100 ml, y la disolución así obtenida se valoró con ácido clorhídrico 0,5 M, en presencia de un indicador, observándose que el viraje del indicador se producía al añadir 8 ml de la disolución de ácido clorhídrico.

- Determinar el porcentaje en peso de cocaína presente en la sustancia analizada.
- Calcular el pH en el punto de equivalencia de la valoración anterior.

**Datos:** Peso atómico de C = 12, H = 1, N = 14, O = 16, Na = 23.

## Problema 2

Si el producto de solubilidad del ioduro de plomo a 25°C es  $1,10^{-9}$ . Calcule:

- Su solubilidad expresada en gramos por 100 ml
- Los gramos de iones  $I^-$  y  $Pb^{2+}$  en 500 ml de disolución saturada
- La concentración de los iones ioduro y plomo en el equilibrio así como los gramos de sal que precipitan cuando se mezclan 50 ml de una disolución  $10^{-4}$  M de ioduro sódico con otros 50 ml de disolución  $10^{-3}$  M de nitrato de plomo
- La concentración de los iones ioduro y plomo y los gramos de sal que precipitan cuando a la disolución formada en el apartado anterior le añadimos 3,32 g de ioduro potásico (Se supone que no existe variación apreciable en el volumen).

**DATOS:** Masas atómicas I = 126,9; Pb = 207,2 ; K = 39,1

### Problema 3

La descomposición térmica del hidrógeno carbonato de sodio (sólido) produce carbonato de sodio (sólido), dióxido de carbono (gas) y agua (gas). Por eso se utiliza en la fabricación del pan, ya que, el dióxido de carbono que se desprende produce pequeñas burbujas en la masa, haciendo que ésta "suba" al hornear el pan.

- a) Ajustar la reacción, escribiendo las fórmulas de todos los compuestos que intervienen en la misma.
- b) Calcular el calor de reacción en condiciones estándar y el intervalo de temperaturas en el que la reacción será espontánea, a partir de los siguientes datos termodinámicos:

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$	$S^\circ$
Hidrógeno carbonato de sodio <sub>(sólido)</sub>	-947,7 kJ·mol <sup>-1</sup>	102,1 J·mol <sup>-1</sup> ·K <sup>-1</sup>
Carbonato de sodio <sub>(sólido)</sub>	-1131,0 kJ·mol <sup>-1</sup>	136,0 J·mol <sup>-1</sup> ·K <sup>-1</sup>
Dióxido de carbono <sub>(gas)</sub>	-393,5 kJ·mol <sup>-1</sup>	213,6 J·mol <sup>-1</sup> ·K <sup>-1</sup>
Agua <sub>(gas)</sub>	-241,8 kJ·mol <sup>-1</sup>	188,7 J·mol <sup>-1</sup> ·K <sup>-1</sup>

- c) Determinar los valores de las constantes de equilibrio  $K_p$  y  $K_c$ , a 25°C.
- d) Si se calientan a 125°C 100g de hidrógeno carbonato de sodio en un recipiente cerrado de 2L de capacidad, d-1) ¿qué valor tendrá la presión parcial de cada uno de los gases y la presión total en dicho recipiente cuando se alcance el equilibrio?; d-2) ¿qué masa de hidrógeno carbonato sódico se habrá descompuesto a esa temperatura y qué masa total de sólido quedará en el recipiente?
- e) Si a una temperatura T se obtiene una presión total de 5,0 atm al alcanzar el equilibrio, ¿cuál será el valor de dicha temperatura?

Suponer en todos los casos un comportamiento ideal de los gases.

DATOS Constante de los gases  $R=8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1} = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$   
Masas atómicas: Na = 23, H=1, C=12, O=16

## Problema 4

Un estudiante de Química observó en el laboratorio que al añadir 500 ml de ácido clorhídrico 0,05 M a 0,2790 g de limaduras de Fe metálico, este último se disolvía:

- Escribir la reacción de disolución del Fe metálico con el ácido clorhídrico
- ¿Cuál es el pH de la disolución obtenida al disolver el Fe metálico en ácido clorhídrico?
- Si a la disolución anterior se añaden 0,2409 g de  $\text{FeNH}_4(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$  ¿Cual será el potencial de equilibrio de la disolución resultante?

El estudiante pensó en la posibilidad de construir una pila, en la que uno de los electrodos estuviese constituido por una barra de Pt sumergida en la disolución resultante del apartado c), y el otro electrodo fuese una barra de Zn sumergida en una disolución que contiene 5,748 g/l de  $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ .

Al unir los electrodos mediante un puente salino y conectarse un voltímetro entre ambos electrodos Qué diferencia de potencial debería observarse?

- Escribir la semireacción que se produce en el cátodo y la que se produce en el ánodo

### DATOS:

Masas atómicas: Fe = 55,8; C = 12; N = 14; H = 1; O = 16;  
Zn = 65,4

Potenciales normales de reducción:  $E^\circ \text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+} = 0,77 \text{ V}$ ;  
 $E^\circ \text{Fe}^{2+}/\text{Fe} = - 0,44 \text{ V}$ ;  $E^\circ \text{H}^+/\text{H}_2 = 0 \text{ V}$ ;  $E^\circ \text{Zn}^{2+}/\text{Zn} = - 0,76 \text{ V}$