

## FUNDAMENTOS QUÍMICOS DE LA INGENIERÍA (Mecánicos)- Febrero 2020 - 1ª semana

### Problema (3,5 puntos)

1. Mediante descomposición térmica de bicarbonato sódico o hidrogenocarbonato sódico (sólido) se obtiene carbonato de sodio (sólido), dióxido de carbono (gas) y agua (gas).
- Calcular la entalpía de reacción en condiciones estándar (25 °C y 1 atm) y la temperatura a partir de la cual la reacción será espontánea. [1,25 puntos]
  - Calcular los valores de  $K_p$  y  $K_c$  a 25 °C. [1 punto]
  - En un recipiente cerrado de 2 L de capacidad, se calientan a 130 °C, 90 gramos de hidrogenocarbonato de sodio. Cuando se alcance el equilibrio, ¿qué valor tendrán las presiones parciales de cada uno de los gases y la presión total del sistema? ¿Cuántos gramos de hidrogenocarbonato de sodio se habrán descompuesto y cuantos quedarán sin descomponer?. [1,25 puntos]
- Datos:  $\Delta H_f^\circ$  (kJ/mol): Hidrogenocarbonato de sodio (s) = -947,7; carbonato de sodio (s) = -1131,0; dióxido de carbono (g) = -393,5; Agua (g) = -241,8.  
 $S^\circ$  (J/mol K): Hidrogenocarbonato de sodio (s) = 102,1; carbonato de sodio (s) = 136,0; dióxido de carbono (g) = 213,6; Agua (g) = 188,7.  
Constante de los gases ideales,  $R = 8,314 \text{ J/mol K} = 0,082 \text{ atm L/mol K}$  Masas atómicas:  $H=1$ ;  $O=16$ ;  $C=12$ ;  $Na=23$ .

### Cuestiones (1 punto cada una)

- Determinar el pH de la disolución resultante de mezclar 38 mL de hidróxido sódico 0,1 M con 12 mL de ácido clorhídrico 0,45 M.
- Un método utilizado para la preparación de óxido nítrico en laboratorios consiste en la oxidación de cobre metálico a ion cobre (II) por ion nitrato en disolución ácida. Indique las semireacciones de oxidación y reducción, así como la reacción redox ajustada (método ion-electrón) resultante de dicho proceso.
- Indicar si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas, razonando su respuesta:
  - El elemento de símbolo F es el elemento más electronegativo.
  - Los compuestos de elementos que presentan electronegatividades aproximadamente iguales serán iónicos.
  - De los elementos B, C y Al, el Al tiene la mayor energía de ionización.
  - Dados los elementos Cl, Al y Na, cuyos números atómicos son 17, 13 y 11, respectivamente. De los iones  $Cl^-$ ,  $Al^{3+}$  y  $Na^+$ , el ion cloruro será el que tenga mayor radio y el ion aluminio (III) el de menor radio.
- Determinar los gramos de cromato de plata que se disolverán en 1 Litro de una disolución que es 0,005 M en iones plata. Datos:  $K_{ps}$  (cromato de plata) =  $1,9 \cdot 10^{-12}$ ; masas atómicas:  $Ag = 107,9$ ;  $Cr = 52$ ;  $O = 16$ .
- Representar y nombrar los isómeros de cadena abierta correspondientes a la fórmula molecular  $C_5H_{10}$ . Indicar que tipo de isomería presentan.

### Tema (1,5 puntos) Prevención y control de la corrosión

---

## SOLUCIONES

### Problema (3,5 puntos)

1. Mediante descomposición térmica de bicarbonato sódico o hidrogenocarbonato sódico (sólido) se obtiene carbonato de sodio (sólido), dióxido de carbono (gas) y agua (gas).
- Calcular la entalpía de reacción en condiciones estándar (25 °C y 1 atm) y la temperatura a partir de la cual la reacción será espontánea. [1,25 puntos]
  - Calcular los valores de  $K_p$  y  $K_c$  a 25 °C. [1 punto]
  - En un recipiente cerrado de 2 L de capacidad, se calientan a 130 °C, 90 gramos de hidrogenocarbonato de sodio. Cuando se alcance el equilibrio, ¿qué valor tendrán las presiones parciales de cada uno de los gases y la presión total del sistema? ¿Cuántos gramos de hidrogenocarbonato de sodio se habrán descompuesto y cuantos quedarán sin descomponer?. [1,25 puntos]
- Datos:  $\Delta H_f^\circ$  (kJ/mol): Hidrogenocarbonato de sodio (s) = -947,7; carbonato de sodio (s) = -1131,0; dióxido de carbono (g) = -393,5; Agua (g) = -241,8.  
 $S^\circ$  (J/mol K): Hidrogenocarbonato de sodio (s) = 102,1; carbonato de sodio (s) = 136,0; dióxido de carbono (g) = 213,6; Agua (g) = 188,7.  
Constante de los gases ideales,  $R = 8,314 \text{ J/mol K} = 0,082 \text{ atm.L/mol.K}$  Masas atómicas:  $H=1$ ;  $O=16$ ;  $C=12$ ;  $Na=23$ .

### RESOLUCIÓN

- a) La reacción que tiene lugar es:  $2.NaHCO_3(s) \rightleftharpoons Na_2CO_3(s) + CO_2(g) + H_2O(g)$ , se trata, por tanto, de un equilibrio heterogéneo.

$$\text{En esta reacción: } \Delta H_{\text{REACCIÓN}} = \Delta H_{\text{PRODUCTOS}} - \Delta H_{\text{REACTIVOS}} = \Delta H_{Na_2CO_3} + \Delta H_{CO_2} + \Delta H_{H_2O} - 2 \cdot \Delta H_{NaHCO_3}$$
$$\Delta H_{\text{REACCIÓN}} = -1131,0 - 393,5 - 241,8 - 2 \cdot (-947,7) = +129,1 \text{ KJ}$$

Para determinar la espontaneidad hemos de calcular el valor de la energía libre  $\Delta G$  de la reacción,

que es:  $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$  :

$$\Delta S_{\text{REACCIÓN}} = \Delta S_{\text{PRODUCTOS}} - \Delta S_{\text{REACTIVOS}} = \Delta S_{\text{Na}_2\text{CO}_3} + \Delta S_{\text{CO}_2} + \Delta S_{\text{H}_2\text{O}} - 2 \cdot \Delta S_{\text{NaHCO}_3}$$
$$\Delta S_{\text{REACCIÓN}} = +136,0 + 213,6 + 188,7 - 2 \cdot (102,1) = +334,1 \text{ J}$$

Y así:  $\Delta G = +129100 - 298 \cdot 334,1 = +29538,2 \text{ J}$  (Como  $\Delta G > 0$ , no es espontánea a esa temperatura),  
**lo será a partir de que  $\Delta G = 0 \implies 0 = 129100 - T \cdot 334,1$  ;  $T = 386,41 \text{ K} = 113,4^\circ\text{C}$**

b) Puesto que la reacción que tiene lugar es:  $2 \cdot \text{NaHCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Na}_2\text{CO}_3(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ , se trata, por tanto, de un equilibrio heterogéneo, por lo que las expresiones de las dos constantes de equilibrio serán:  $K_c = [\text{CO}_2] \cdot [\text{H}_2\text{O}]$  y  $K_p = P_{\text{CO}_2} \cdot P_{\text{H}_2\text{O}}$  y la relación entre ambas:  $K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^2$ . No obstante para calcularlas, utilizaremos la relación entre  $K_p$  y la variación de energía libre:  $\Delta G = -R \cdot T \cdot \ln K_p$ :

$$29538,2 = -8,314 \cdot 298 \cdot \ln K_p ; \ln K_p = -11,92 ; K_p = e^{-11,92} = 6,64 \cdot 10^{-6}$$

y por tanto, la otra constante  $K_c$ , será:  $6,64 \cdot 10^{-6} = K_c \cdot (0,082 \cdot 298)^2$  ;  **$K_c = 1,11 \cdot 10^{-8}$**

c) En este caso, dado que la reacción tiene lugar a una temperatura diferente a la anterior, hemos de calcular el nuevo valor de la constante de equilibrio, lo cual haremos utilizando la ecuación de Van't Hoff:

$$\ln \frac{K_{p_2}}{K_{p_1}} = -\frac{\Delta H}{R} \cdot \left( \frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right) ; \text{ en la cual al sustituir: } \ln \frac{K_{p_2}}{6,64 \cdot 10^{-6}} = -\frac{129100}{8,314} \cdot \left( \frac{1}{403} - \frac{1}{298} \right) \implies$$

$\ln \frac{K_{p_2}}{6,64 \cdot 10^{-6}} = 13,58$  ;  $K_{p_2} = 6,64 \cdot 10^{-6} \cdot e^{13,58}$  ;  **$K_{p_2} = 5,25$** , y como  $K_p = P_{\text{CO}_2} \cdot P_{\text{H}_2\text{O}}$  será:  $5,25 = P_{\text{CO}_2} \cdot P_{\text{H}_2\text{O}}$  y, dado que en la reacción el número de moles de  $\text{CO}_2$  formadas es el mismo que el de  $\text{H}_2\text{O}$ , sus presiones parciales serán también iguales:  **$P_{\text{CO}_2} = P_{\text{H}_2\text{O}}$**  y así:  **$P_{\text{parcial}} = \sqrt{5,25} = 2,29 \text{ atm}$** , y la **presión total =  $P_{\text{CO}_2} + P_{\text{H}_2\text{O}} = 2,29 + 2,29 = 4,58 \text{ atm}$** .

No obstante, teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción en la que por cada dos moles de  $\text{NaHCO}_3$  se forma un mol de  $\text{CO}_2$  y otro mol de  $\text{H}_2\text{O}$ , hemos de comprobar si había suficiente reactivo, pues se nos indica que se introducían 90 g de  $\text{NaHCO}_3$  :  $n = \frac{90}{84} = 1,07$  moles iniciales.

El nº de moles de  $\text{CO}_2$  y de  $\text{H}_2\text{O}$  en el equilibrio se determina mediante la ecuación general de los gases ya que se encuentran en un recipiente de 2 L a  $130^\circ\text{C}$ :

$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \implies 2,29 \cdot 2 = n \cdot 0,082 \cdot 403$ ;  $n = 0,14$  moles de  $\text{CO}_2$  y de  $\text{H}_2\text{O}$  en el equilibrio, por lo que **se habrán descompuesto:  $2 \cdot 0,14 = 0,28$  moles de  $\text{NaHCO}_3 = (0,28 \cdot 84) = 23,52 \text{ g}$**  y **quedará sin descomponer el resto:  $90 - 23,52 = 66,48 \text{ g}$  de  $\text{NaHCO}_3$**

### Cuestiones (1 punto cada una)

1. Determinar el pH de la disolución resultante de mezclar 38 mL de hidróxido sódico 0,1 M con 12 mL de ácido clorhídrico 0,45 M.

#### RESOLUCIÓN

Al añadir a una misma disolución  $\text{NaOH}$  y  $\text{HCl}$  se producirá la reacción entre ambos, por lo que el pH final vendrá determinado por la cantidad del reactivo añadido en exceso que quede después de producida dicha reacción, y que hemos de calcular teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción:

Cantidades añadidas:

-  $\text{NaOH}$ : 38 mL 0,1 M:  $n_{\text{NaOH}} = 0,038 \cdot 0,1 = 0,0038$  moles de  $\text{NaOH}$

-  $\text{HCl}$ : 12 mL 0,45 M:  $n_{\text{HCl}} = 0,012 \cdot 0,45 = 0,0054$  moles de  $\text{HCl}$

La reacción es:  $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$  Donde vemos que reaccionan mol a mol, por lo que sobrá  $\text{HCl}$ , ya que es el reactivo añadido en mayor cantidad:  $0,0054 - 0,0038 = 0,0016$  moles de  $\text{HCl}$

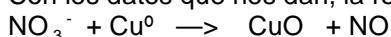
Para calcular el pH, de esta disolución que contiene 0,0016 moles de  $\text{HCl}$  en el volumen resultante de la mezcla de ambas disoluciones:  $V_{\text{TOTAL}} = 38 + 12 = 50 \text{ mL}$  y teniendo en cuenta que el  $\text{HCl}$  es un ácido fuerte, y por tanto está completamente disociado:

	<b>HCl</b>	<b>&lt;====&gt;</b>	<b>H<sup>+</sup> +</b>	<b>Cl<sup>-</sup></b>	pH = -lg[H <sup>+</sup> ]
Inicial	$\frac{0,0016}{0,050} = 3,20 \cdot 10^{-2} \text{ M}$		---	---	pH = -lg(3,20 <sup>-2</sup> )
En equilibrio	---		3,20 <sup>-2</sup> M	3,20 <sup>-2</sup> M	<b>pH = 1,49</b>

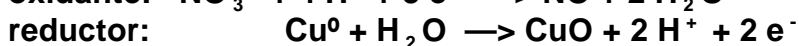
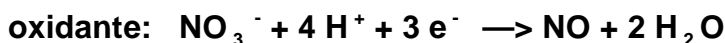
2. Un método utilizado para la preparación de óxido nítrico en laboratorios consiste en la oxidación de cobre metálico a ion cobre (II) por ion nitrato en disolución ácida. Indique las semireacciones de oxidación y reducción, así como la reacción redox ajustada (método ion-electrón) resultante de dicho proceso.

RESOLUCIÓN

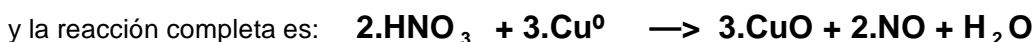
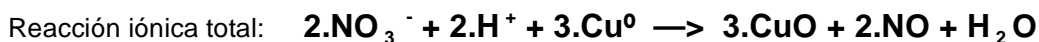
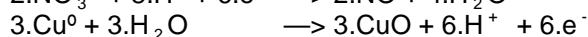
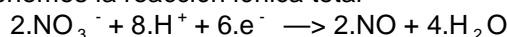
Con los datos que nos dan, la reacción que tiene lugar es:



Y las semirreacciones correspondientes son:



Para ajustarlas, multiplicamos la segunda por 3 y la primera por 2 para que el número de electrones perdidos se iguale al de ganados en la semirreacción de reducción del oxidante, sumándolas a continuación:, con lo que obtenemos la reacción iónica total



3. Indicar si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas, razonando su respuesta:

- El elemento de símbolo F es el elemento más electronegativo.
- Los compuestos de elementos que presentan electronegatividades aproximadamente iguales serán iónicos.
- De los elementos B, C y Al, el Al tiene la mayor energía de ionización.
- Dados los elementos Cl, Al y Na, cuyos números atómicos son 17, 13 y 11, respectivamente. De los iones Cl<sup>-</sup>, Al<sup>3+</sup> y Na<sup>+</sup>, el ion cloruro será el que tenga mayor radio y el ion aluminio (III) el de menor radio.

RESOLUCIÓN

- VERDADERA.** La electronegatividad es la tendencia que tiene un átomo gaseoso, neutro y en estado fundamental a captar un electrón, y aumenta en la tabla periódica de abajo a arriba y de izquierda a derecha, por tanto el **Fluor será el elemento de mayor electronegatividad**
- FALSA.** Cuando se forma un enlace entre dos átomos, el de mayor electronegatividad atraerá más a los electrones de enlace que el otro. Si hay mucha diferencia de electronegatividad, estos electrones estarán mucho más atraídos por el átomo más electronegativo, dando lugar a enlaces iónicos, pero si su electronegatividad es similar, "perteneecerán" casi por igual a ambos átomos enlazados, por lo que entre ellos se formará un enlace covalente.
- FALSA.** La energía de ionización es la energía que hay que darle a un átomo gaseoso, neutro y en estado fundamental para arrancarle el electrón más débilmente retenido un electrón, y aumenta en la tabla periódica de abajo a arriba y de izquierda a derecha. Así, los elementos más electronegativos son los que necesitan mayor energía de ionización. De los tres elementos dados, el Al es el que de encuentra más a la izquierda y más abajo, por lo que será en de menor energía de ionización.
- VERDADERAS LAS DOS.** Cuando un átomo gana o pierde sus electrones de valencia, adquiere, en su última capa, la configuración electrónica del gas noble anterior (valencia positiva, pues pierde electrones) o posterior (valencia negativa, pues gana electrones). De los tres dados, el ion Cl<sup>-</sup> tiene la configuración electrónica del Ar, mientras que Al<sup>3+</sup> y Na<sup>+</sup> adquieren la configuración del Ne. Por tanto, **el de mayor radio será el ion Cl<sup>-</sup>.**

Entre los iones Al<sup>3+</sup> y Na<sup>+</sup>, ambos con la misma configuración en su última capa (la del Ne) será de menor tamaño el Al<sup>3+</sup>, ya que en su núcleo tiene 13 protones, mientras que el Na<sup>+</sup> solamente tiene 11,

por lo que en el caso del  $\text{Al}^{3+}$ , los electrones de su última capa estarán más atraídos por los protones del núcleo y por ello, su tamaño será menor que el del  $\text{Na}^+$

4. Determinar los gramos de cromato de plata que se disolverán en 1 Litro de una disolución que es 0,005 M en iones plata. Datos:  $K_{ps}$  (cromato de plata) =  $1,9 \cdot 10^{-12}$ ; masas atómicas: Ag = 107,9; Cr = 52; O = 16.

RESOLUCIÓN

Teniendo en cuenta el equilibrio de disolución y disociación del  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$  tendremos que:

$\text{Ag}_2\text{CrO}_4$	$\rightleftharpoons$	$\text{CrO}_4^{2-} +$	$2.\text{Ag}^+$
c		---	0,005
c - x		x	0,005 + 2.x

$K_{ps} = [\text{CrO}_4^{2-}] \cdot [\text{Ag}^+]^2$  ;  
 Siendo x = n° mol/L de  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$  que se disuelven. Así:  
 $1,9 \cdot 10^{-12} = (x) \cdot (0,005 + 2x)^2 \Rightarrow 1,9 \cdot 10^{-12} = 0,005^2 \cdot x$   
 $x = 7,6 \cdot 10^{-8}$  (al ser el Ps muy pequeño, podemos despreciar 2x frente a 0,005 y así:  $(0,005 + 2x) \approx 0,005$ )  
 Se disolverán:  $7,6 \cdot 10^{-8} \cdot 331,8 =$   
 **$2,52 \cdot 10^{-5}$  g de  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$  se disuelven**

5. Representar y nombrar los isómeros de cadena abierta correspondientes a la fórmula molecular  $\text{C}_5\text{H}_{10}$ . Indicar que tipo de isomería presentan.

RESOLUCIÓN

$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	$\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	$\begin{array}{c} \text{CH}_2=\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \\   \\ \text{CH}_3 \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}-\text{CH}_3 \\   \\ \text{CH}_3 \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{C}=\text{CH}-\text{CH}_3 \\   \\ \text{CH}_3 \end{array}$
1-penteno	2-penteno (Isomero de posición)	2-metil-1-buteno (l. de cadena)	3-metil-1-buteno (l. de cadena)	1-metil-2-buteno (l. de cadena)

Tema (1,5 puntos)

Prevención y control de la corrosión

Ver pág 493 y siguientes del texto recomendado (QUÍMICA APLICADA A LA INGENIERÍA. Caselles, M.J., Gómez, M.R., Molero, M. y Sardá, J. Ed. UNED, 1ª ed. (2004)