

2º C,D - BACHILLERATO - QUÍMICA - 23 MAYO 2008 - PROBLEMAS

RESPONDA A CADA PROBLEMA EN UNA HOJA DIFERENTE

- 1º - El grado de disociación de una disolución de amoníaco en agua es igual al 0.1 %, y su constante de equilibrio $K_b = 1.80 \times 10^{-5}$. Escriba la expresión de la constante K_c para este equilibrio. Calcule la concentración inicial de esta disolución, así como su pH
- 2º - En un recipiente cerrado de 0,5 litros, en el cual se ha hecho el vacío, se introducen 2,3 g de tetraóxido de dinitrógeno. A la temperatura de 35°C, se alcanza el equilibrio: $N_2O_{4(g)} \rightleftharpoons 2 NO_{2(g)}$; Sabiendo que el valor de la constante de equilibrio K_c a 35°C es 0,01, calcular:
- El valor de K_p para este equilibrio a 35°C
 - El grado de disociación del tetraóxido de dinitrógeno
 - La presión total en el equilibrio
- 3º - El yodo sólido (I_2) en medio alcalino se dismuta en iones yoduro (I^-) y yodato (IO_3^-).
- Ajuste la reacción iónica y molecular por el método del ión-electrón, especificando cuales son las reacciones de oxidación y de reducción, cuando se usa hidróxido potásico.
 - ¿Cuántos gramos de yodo sólido se necesitarían para obtener un litro de disolución 10^{-2} molar en iones yoduro?
- 4º - Para obtener nitrato de zinc (II) en el laboratorio se toman 0.491 g de zinc metálico y se tratan, hasta reacción total, con una disolución de ácido nítrico de concentración 3.15 g.L^{-1} . Teniendo en cuenta que en la reacción redox que se produce el ácido nítrico pasa a ion amonio, Ajuste la reacción que tiene lugar por el método del ion-electrón y escriba las semirreacciones correspondientes al oxidante y al reductor, la reacción iónica global y la reacción molecular total. Calcule el volumen de la disolución de ác. Nítrico que se necesitará así como la cantidad de nitrato de zinc que se obtiene.
(Datos: Masas atómicas: Zn = 65.4; H = 1.0; N = 14.0; O = 16.0)
- 5º - Se desea, mediante electrolisis, cubrir una superficie metálica de 15 cm^2 con 1 mm de espesor de plata, haciendo pasar una corriente eléctrica de 3,0 Amperios. Calcular la cantidad de electricidad que será necesaria así como el tiempo requerido.
DATOS: Densidad de la plata = $10,5 \text{ g/cm}^3$; Faraday = 96487 Culombios/mol
Masa atómica de la plata = 107,87

DATOS: Pesos atómicos: C = 12,0 ; Ca = 40,0 ; Cl = 35,5 ; H = 1,0 ; I = 127,0 ; N = 14,0 ; Na = 23,0 ; O = 16,0
P = 31,0 ; I = 127,0 ; Zn = 65,0

SOLUCIONES

- 1º - El grado de disociación de una disolución de amoníaco en agua es igual al 0.1 %, y su constante de equilibrio $K_b = 1.80 \times 10^{-5}$. Escriba la expresión de la constante K_c para este equilibrio. Calcule la concentración inicial de esta disolución, así como su pH.

RESOLUCIÓN

El equilibrio de disociación del amoníaco en disolución acuosa es:



por lo que constante de disociación para el equilibrio de disociación del NH_4OH es: $K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_4OH]}$

Si el amoníaco se encuentra disociado en un 0,1%, al tener en cuenta la estequiometría de esta reacción, si se parte de una concentración inicial "c", se disociará el 0,1% de c: $\left(\frac{0,1}{100} \cdot c\right)$, y se formará esa misma cantidad de NH_4^+ y de OH^- , mientras que quedará sin disociar el resto de la cantidad inicial de amoníaco, que es:

$\left(c - \frac{0,1}{100} \cdot c\right) = \left(\frac{99,9}{100} \cdot c\right)$. La estequiometría de esta disociación es, por tanto:

	$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons$	$NH_4OH \rightleftharpoons$	$NH_4^+ +$	OH^-
Inicial		c	---	---
En equilibrio		$\left(\frac{99,9}{100} \cdot c\right)$	$\left(\frac{0,1}{100} \cdot c\right)$	$\left(\frac{0,1}{100} \cdot c\right)$

Sustituyendo estos valores en la expresión de la constante de equilibrio:

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{\left(\frac{0,1}{100} \cdot c\right) \cdot \left(\frac{0,1}{100} \cdot c\right)}{\left(\frac{99,9}{100} \cdot c\right)}, \text{ de donde: } 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{0,1 \cdot 0,1 \cdot c}{100 \cdot 99,9}; \mathbf{c = 17,98 \text{ Molar}}$$

Para calcular el pH, determinamos previamente el pOH, sabiendo que:

$$[\text{OH}^-] = \left(\frac{0,1}{100} \cdot c\right) = \left(\frac{0,1}{100} \cdot 17,98\right) = 0,018 \text{ Molar}; \text{ pOH} = -\lg 0,018 = 1,75$$

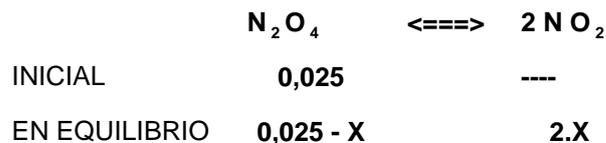
$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 1,75; \mathbf{\text{pH} = 12,25}$$

- 2º - En un recipiente cerrado de 0,5 litros, en el cual se ha hecho el vacío, se introducen 2,3 g de tetraóxido de dinitrógeno. A la temperatura de 35°C, se alcanza el equilibrio: $\text{N}_2\text{O}_{4(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NO}_{2(g)}$; Sabiendo que el valor de la constante de equilibrio Kc a 35°C es 0,01, calcular:**
- El valor de Kp para este equilibrio a 35°C
 - El grado de disociación del tetraóxido de dinitrógeno
 - La presión total en el equilibrio

RESOLUCIÓN

El número inicial de moles que introducimos en el recipiente es: $n = \frac{g}{P_m} = \frac{2,3}{92}; \mathbf{n = 0,025 \text{ moles}}$

Y el equilibrio nos queda, por tanto:



Siendo "X" el número de moles de N_2O_4 que se disocian; por lo que se formarán 2.X moles de NO_2 y para calcular su valor, hemos de tener en cuenta la expresión de la constante de equilibrio Kc, cuyo valor nos dan, y que es:

$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]}; 0,01 = \frac{\left(\frac{2 \cdot x}{0,5}\right)^2}{\frac{0,025 - x}{0,5}}; 4 \cdot x^2 + 0,005 \cdot x - 0,000125 = 0; x = 4,993 \cdot 10^{-3}$$

- a) El valor de la constante Kp la sacamos de la relación entre ambas constantes para este equilibrio, que es:

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n}; K_p = 0,01 \cdot (0,082 \cdot 308)^{2-1}; \mathbf{K_p = 0,253 \text{ atm}}$$

- b) El grado de disociación lo obtenemos teniendo en cuenta que de las 0,025 moles iniciales se han disociado

$$4,993 \cdot 10^{-3}, \text{ y así: } \alpha = \frac{4,99 \cdot 10^{-3}}{0,025}; \mathbf{\alpha = 0,1996}$$

- c) Para el cálculo de la presión total en el equilibrio, hemos de conocer el número total de moles en el equilibrio, que es:

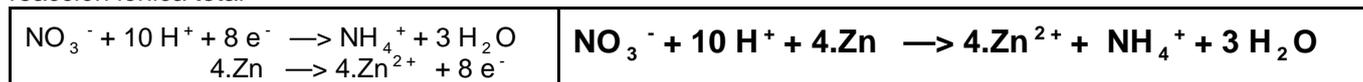
$$\text{N}^\circ \text{ moles de } \text{N}_2\text{O}_4 = 0,025 - x = 0,025 - 4,993 \cdot 10^{-3} = 0,020007 \text{ moles de } \text{N}_2\text{O}_4$$

$$\text{N}^\circ \text{ moles de } \text{NO}_2 = 2 \cdot x = 2 \cdot 4,993 \cdot 10^{-3} = 9,986 \cdot 10^{-3} \text{ moles de } \text{NO}_2$$

$$\text{Y por tanto, el n}^\circ \text{ total de moles en el equilibrio es} = 0,020007 + 9,986 \cdot 10^{-3} = 0,029993 \text{ moles totales.}$$

Así, aplicando la ecuación general de los gases ideales:

Para ajustarlas, multiplicamos la segunda por 4 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



Para escribir la reacción molecular tenemos que tener en cuenta que los cationes que aparecen en los productos de la reacción estarán combinados con el correspondiente anión, y que el único que hay es el ion nitrato (NO_3^-), por lo que se formarán los correspondientes nitratos de amonio y de zinc, así, tendremos:



Para determinar las cantidades de ác. Nítrico y nitrato de zinc, acudimos a la estequiometría de la reacción:

10 HNO₃ +	4.Zn →	4.Zn(NO₃)₂ +	NH₄NO₃ +	3 H₂O
10 mol= 10.63 = 630 g	4 mol= 4.65,4 = 261,6 g	4 mol= 4.189,4 = 757,6 g	1 mol= 80 g	1 mol= 18g
X	0,491 g	Y		

y de ahí: $X = \frac{0,491 \cdot 630}{261,6}$; **X = 1,18 g de HNO₃**, y si la disolución del mismo tiene una concentración de

3,15 g/L: $3,15 = \frac{1,18}{L}$; $L = \frac{1,18}{3,15}$; **L = 0,375 litros = 375 mL se necesitan**

$Y = \frac{0,491 \cdot 757,6}{261,6}$; **Y = 1,422 g de Zn(NO₃)₂ se forman**

5º - Se desea, mediante electrolisis, cubrir una superficie metálica de 15 cm² con 1 mm de espesor de plata, haciendo pasar una corriente eléctrica de 3,0 Amperios. Calcular la cantidad de electricidad que será necesaria así como el tiempo requerido.

DATOS: Densidad de la plata = 10,5 g/cm³
 Faraday = 96487 Culombios/mol
 Masa atómica de la plata = 107,87

RESOLUCIÓN

Volumen de la plata a depositar: $V = 15 \cdot 0,1 = 1,5 \text{ cm}^3$ de plata

Masa de la plata depositada: $d = \frac{m}{V}$; $10,5 = \frac{m}{1,5}$; $m = 15,75 \text{ g}$ de Plata a depositar.

La reacción de la plata cuando se deposita electrolíticamente es: $\text{Ag}^+ + 1 \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}^0$, es decir, se intercambia 1 electrón (Valencia = 1)

Aplicando la ley de Faraday: $\frac{I \cdot t}{96487} = \frac{m}{\frac{Pm}{v}}$ donde al sustituir: $\frac{3,0 \cdot t}{96487} = \frac{15,75}{\frac{107,87}{1}}$

de donde **t = 4696 segundos = 1 hora 18 min 16 seg**

y la cantidad de electricidad es $I \cdot t = 3,0 \cdot 4696 = \mathbf{14088 \text{ Culombios}}$