

		QUÍMICA APLICADA A LA INGENIERÍA		105
		INGENIERO TÉCNICO INDUSTRIAL EN MECÁNICA		63
			Examen Tipo Desarrollo	Nacional
Material: Ninguno	Febrero-2009	soluciones		1ª Semana Hoja 1 de 1

Únicamente se permite el uso de una calculadora no programable

Problema (3,5 puntos)

Se añaden lentamente 10 mL de ácido acético 0,2 M a 25 mL de NaOH 0,2 M.

Calcular:

- 1- El pH de la solución inicial de NaOH.
- 2- El pH de la solución al añadir los 5 primeros mililitros de ácido acético
- 3- El pH en el punto de equivalencia.

Dato: K_a a 25 °C para el ácido acético es $1,8 \cdot 10^{-5}$

RESOLUCIÓN:

1. La estequiometría de la disociación de la disolución inicial de NaOH, teniendo en cuenta que se trata de un electrolito fuerte y por tanto está completamente disociado es:

	NaOH	\rightleftharpoons	Na ⁺ +	OH ⁻
Inicial	0,2		---	---
En equilibrio	---		0,2	0,2

$$pOH = -\lg[OH^-] = -\lg 0,2 = 0,7$$

$$pH = 14 - pOH = 14 - 0,7 = 13,3$$

2. Cuando se añaden 5 mL del ácido acético, reaccionarán con la cantidad equivalente de NaOH, por lo que el pH de la disolución resultante corresponderá al NaOH que quede sin reaccionar, los cuales se encontrarán ahora disueltos en el volumen total, que será la suma de los 25 mL de la disolución de NaOH más los 5 mL de la disolución de HAc añadidos. Así, teniendo en cuenta el cálculo estequiométrico para la reacción: (Puesto que se trata de reactivos en disolución, en realidad la reacción se produce entre el HAc y los iones OH⁻ originando H₂O y iones Ac⁻)

	H Ac +	NaOH	→	NaAc +	H ₂ O
Cantidades estequiométricas	1 mol	1 mol			
En la reacción	0,001	X			

$$HAc: n = 0,005 \cdot 0,2 = 0,001 \text{ mol}$$

$$NaOH: n = 0,025 \cdot 0,2 = 0,005 \text{ mol}$$

$$X = 0,001 \text{ mol de NaOH reaccionan}$$

Cantidad restante de NaOH = $0,005 - 0,001 = 0,004$ mol
 Volumen final: $0,025 + 0,005 = 0,030$ L

$$[NaOH] = \frac{0,004}{0,030} = 0,13 \text{ Molar}$$

Los cuales se disociarán de la misma forma que en el caso anterior:

	NaOH	\rightleftharpoons	Na ⁺ +	OH ⁻
Inicial	0,13		---	---
En equilibrio	---		0,13	0,13

$$pOH = -\lg[OH^-] = -\lg 0,13 = 0,87$$

$$pH = 14 - pOH = 14 - 0,87 = 13,13$$

3. El punto de equivalencia corresponde al estado en el cual se ha añadido la misma cantidad estequiométrica de ácido y base, ninguno está en exceso. Dado que en el enunciado nos indican que se añaden 10 mL de HAc sobre 25 mL de NaOH, ambos de la misma concentración (0,2 M), con estas cantidades nunca se alcanzará el punto de equivalencia.

Para llegar al mismo tendríamos que añadir 25 mL de HAc 0,2 M a los 25 mL de NaOH 0,2 M. De esta forma los moles de HAc añadidos serán igual a los moles iniciales de NaOH, por lo que no sobrará nada de ninguno de los dos reactivos, pero se habrá formado la cantidad correspondiente de NaAc, la cual se hidroliza en agua, por lo que estaríamos en el caso de la hidrólisis de una sal procedente de una base fuerte (NaOH) y un ácido débil, la cual se encontrará en un volumen total correspondiente a la suma de los volúmenes de las dos disoluciones mezcladas

La reacción estequiométrica entre el ácido y la base es:

	H Ac +	NaOH	→	NaAc +	H ₂ O
Cantidades estequiométricas	1 mol	1 mol		1 mol	1 mol
En la reacción	0,005	0,005		x	

$$\text{H Ac: } n = 0,025 \cdot 0,2 = 0,005 \text{ mol}$$

$$\text{NaOH: } n = 0,025 \cdot 0,2 = 0,005 \text{ mol}$$

$$X = 0,005 \text{ mol de NaAc formados}$$

Volumen final total: $0,025 + 0,025 = 0,050 \text{ L}$ y así: $[\text{NaAc}] = \frac{0,005}{0,05} = \mathbf{0,10 \text{ M}}$

Y la reacción de hidrólisis de esta sal es

	Ac ⁻ +	H ₂ O	→	HAc +	OH ⁻
Inicial	0,1			---	---
En equilibrio	0,1-X			X	X

Siendo X el nº de mol/L de Ac⁻ que se hidrolizan, y que es también el nº de mol/L de HAc y de OH⁻ formados

Teniendo en cuenta que el valor de la constante de hidrólisis para este equilibrio se determina por la expresión: $K_H = \frac{K_W}{K_A} = \frac{10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,5 \cdot 10^{-10}$, y que para este equilibrio la expresión de la

constante es: $K_C = \frac{[\text{HAc}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{Ac}^-]}$; $5,5 \cdot 10^{-10} = \frac{X \cdot X}{0,1 - X}$ de donde $X = \mathbf{7,42 \cdot 10^{-6}}$

(Dado que la constante es muy pequeña, para resolver más fácilmente esta ecuación se puede despreciar X frente a 0,1, sin que ello afecte apreciablemente al resultado)

Y así: $\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-] = -\lg 7,42 \cdot 10^{-6} = 5,13$; $\mathbf{\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 5,13 = 8,87}$

Preguntas (4 puntos). Debe contestar únicamente 4 preguntas de las cinco que se proponen

1ª) Los números cuánticos del electrón diferenciador de un elemento X son: $n = 6$, $l = 1$, $m = 1$, $s = \frac{1}{2}$.
Escriba la configuración electrónica de dicho elemento e indique grupo y periodo al que pertenece.

RESOLUCIÓN:

De acuerdo con los valores de los números cuánticos, podemos deducir lo siguiente:

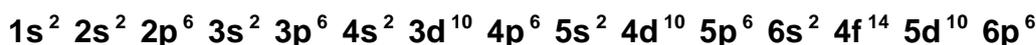
Si $n = 6$, el electrón está en la sexta capa.

Si $l = 1$, el electrón está en un orbital p.

Si $m = 1$, puede ser el tercer o el sexto electrón que entra en el orbital p, según corresponda al primero que entra o al segundo, de acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund

Si $s = 1$, es el segundo electrón que entra en el suborbital p, por tanto se trata del sexto electrón.

Por tanto el electrón diferenciador es el $6p^6$. Teniendo en cuenta al principio de Aufbau sobre el orden de llenado de los sucesivos orbitales, la configuración electrónica será la correspondiente al elemento cuyo último electrón sea el $6p^6$, que será la siguiente:



Se trata de un gas noble, perteneciente al Grupo: 18 o VIII A y al Periodo: 6

2ª) ¿Cual es la variación de entropía cuando 1 mol de ácido acético ($C_2 O_2 H_4$) se congela?

Datos: Punto de congelación del ácido acético = 16,6 °C y ΔH_{FUSION} del ácido acético = 69,0 J/g
Masas atómicas de C; O y H : 12,0 ; 16,0 y 1,0 g/mol respectivamente.

RESOLUCIÓN:

La variación de entropía en un proceso viene dada por la expresión: $\Delta S = \frac{\Delta H}{T}$

La entalpía molar de fusión del ácido acético se determina partiendo del dato que nos dan (en J/g) y la masa molecular, y es: $\Delta H_{MOLAR} = 69,0 \frac{Julios}{g} \cdot 60 \frac{g}{mol} = 4140 \frac{Julios}{mol}$, pero como nos indican que se trata del proceso de congelación, el sistema pierde calor, por lo que hemos de cambiarle el signo quedándonos:

$$\Delta H_{CONGELACION} = -\Delta H_{FUSION} = -4140 \frac{Julios}{mol}$$

Y la entropía es: $\Delta S = \frac{-4140 \frac{J}{MOL}}{(273 + 16,6)^\circ K}$; $\Delta S = -14,29 \frac{J}{Mol \cdot ^\circ K}$

3ª) Enuncie cuales son los cuatro métodos industriales de obtención de hidrógeno. Diga cuál es el de mayor y el de menor aplicación industrial. Explique resumidamente uno cualquiera de ellos.

Los cuatro métodos industriales utilizados son:

- Reformado del gas natural y fracciones ligeras del petróleo con vapor de agua.
- Gasificación del carbón con vapor de agua.
- Reacción del vapor de agua con hierro al rojo.
- Electrolisis industrial del agua.

El de mayor aplicación es el primero, obteniéndose prácticamente la mitad del hidrógeno por este procedimiento. El de menor aplicación por su mayor consumo de energía es la electrolisis.

Ver pág 302 a 307 del libro de texto para la descripción de estos métodos

4ª) Defina el concepto de dureza de un agua y sus tipos.

Ver el epígrafe 8.10.2 en la página 316 del libro de texto.

5ª) En Química Orgánica las reacciones se clasifican en varios tipos en función del proceso global. Escriba un ejemplo característico de una reacción de adición.

Ver apartado 14.8.2 en la página 518 del libro de texto

Temas (2,5 puntos). Debe contestar únicamente a un tema de los dos que se proponen

1. Efecto de la concentración sobre la f.e.m.: Ecuación de Nernst

Ver apartados 7.6 y 7.6.1 en las páginas 275 y 276 del libro de texto

2. Plásticos: Poliolefinas

Ver apartado 16.13.6 en las páginas 588 y siguientes del libro de texto