

2º D BACH - QUÍMICA - 3ª Evaluación - 19 mayo 2009

CRITERIOS GENERALES DE EVALUACIÓN.

La calificación máxima la alcanzarán aquellos ejercicios que, además de bien resueltos, estén bien explicados y argumentados, cuidando la sintaxis y la ortografía y utilizando correctamente el lenguaje científico, las relaciones entre las cantidades físicas, símbolos, unidades, etc.

DATOS GENERALES.

Los valores de las constantes de equilibrio que aparecen en los problemas deben entenderse que hacen referencia a presiones expresadas en atmósferas y concentraciones expresadas en mol.L⁻¹.

Constantes universales:

$$N_A = 6,0221 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

$$u = 1,6605 \times 10^{-27} \text{ kg}$$

$$R = 8,3145 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1} = 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

Masas atómicas C = 12,0 ; Ca = 40,0 ; Cl = 35,5 ; Fe = 56,0 ; H = 1,0 ; K = 39,0 ; Li = 6,9 ; Mn = 55,0 ;

N = 14,0 ; Na = 23,0 ; O = 16,0 ; S = 32,0 ; Zn = 65,4

$$1 \text{ caloría} = 4,18 \text{ J}$$

$$1 \text{ atm} = 101.400 \text{ N m}^{-2}$$

$$e = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$$

- 1º** - Se dispone de un litro de una disolución de un ácido monoprótico débil con una concentración 0,2 M. El grado de disociación es del 22 %. Calcule: a) La constante de equilibrio de disociación del ácido. b) El pH de la disolución. c) Dibuje el siguiente material de laboratorio: bureta, probeta y matraz erlenmeyer.
- 2º** - Una muestra de ácido tricloroacético, Cl₃C-COOH, que pesa 1,85 g se disuelve en 100 ml de agua y la disolución se neutraliza con 20 ml de una disolución de hidróxido sódico.
Calcule: a) La concentración de la base. b) El pH de ambas disoluciones antes de iniciar la neutralización.
Dato: Constante de disociación del ácido, Ka = 10^{-0,9}
- 3º** - Dada la pila Fe²⁺/Fe³⁺ // MnO₄⁻/Mn²⁺ a) Escribir las reacciones correspondientes a cada electrodo y la reacción total. b) Si todas las concentraciones fueran 1 M: calcular el potencial de la pila, indicar cuál sería el electrodo positivo, cuál el negativo y en qué sentido fluirían los electrones en el circuito externo, c) Dibujar un esquema de esa pila y explicar brevemente el papel del puente salino.
Datos: E° (MnO₄⁻/Mn²⁺) = 1,510 V ; E° (Fe³⁺/Fe²⁺) = 0,771 V
- 4º** - El zinc en polvo reacciona con ácido nítrico dando nitratos de zinc(II) y de amonio
a) Ajuste la reacción por el método del ion electrón
b) Calcule el volumen de ácido nítrico de riqueza del 40% en peso y densidad 1,25 g.cm⁻³ necesarios para la disolución de 10 g de zinc
- 5º** - 1) Formule los siguientes compuestos:
a) 2,3-dimetilpentano ; b) Propanotriol ; c) Butanal ; d) Ác. 2-clorobutanoico
2) Nombre los siguientes compuestos: a) C₆H₅ - CH₃ ; b) CH₃ - CH₂ - CH₂ - CO - CH₃ ;
c) CH₃ - CH = CH - CH = CH₂ ; d) CH₃ - CH(CH₃) - COOH ;

SOLUCIONES

- 1º** - Se dispone de un litro de una disolución de un ácido monoprótico débil con una concentración 0,2 M. El grado de disociación es del 22 %. Calcule: a) La constante de equilibrio de disociación del ácido. b) El pH de la disolución. c) Dibuje el siguiente material de laboratorio: bureta, probeta y matraz erlenmeyer.

RESOLUCIÓN

La reacción de disociación de este ácido, al que llamaremos HA, y su estequiometría son:

	HA <====>	H ⁺ +	A ⁻	
INICIAL	0,2	---	---	Si está disociado un 22%, el n° de moles/L disociadas es: x = 22% de 0,2 = 0,044 Se formarán 0,044 moles/L de H ⁺ y de A ⁻ y quedarán 0,2 - 0,044 = 0,156 mol/l
EN EQUILIBRIO	0,156	0,04	0,04	

Por lo que la constante de equilibrio de disociación es: $K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$;

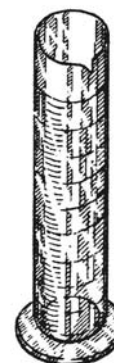
$$K_a = \frac{0,044 \cdot 0,044}{0,156} \quad \mathbf{K_a = 0,012}$$

b) El pH es: $\text{pH} = -\lg[H^+] = -\lg 0,044$; **pH = 1,36**

c) Material de laboratorio:



ERLENMEYER



PROBETA



BURETA

2º - Una muestra de ácido tricloroacético, $\text{Cl}_3\text{C-COOH}$, que pesa 1,85 g se disuelve en 100 ml de agua y la disolución se neutraliza con 20 ml de una disolución de hidróxido sódico.

Calcule: a) La concentración de la base. b) El pH de ambas disoluciones antes de iniciar la neutralización.

Dato: Constante de disociación del ácido, $K_a = 10^{-0,9}$

RESOLUCIÓN

Los pesos moleculares son: $\text{Cl}_3\text{C-COOH} = 3.35,45 + 12,01 + 12,01 + 2.16,00 + 1,00 = 163,378$
 $\text{NaOH} = 22,99 + 16,00 + 1,00 = 39,99$

La reacción que tiene lugar entre el ácido tricloroacético ($\text{Cl}_3\text{C-COOH}$) y el hidróxido de sodio, y la estequiometría de esta reacción son

	$\text{Cl}_3\text{C-COOH} +$	NaOH	----->	$\text{Cl}_3\text{C-COONa} +$	H_2O
	1 mol = 163,38 g	1 mol = 39,99 g		1 mol	1 mol
	1,85 g	X			

de donde:
$$\left. \begin{array}{l} 163,38 \text{ g ácido} \\ 1,85 \text{ g} \end{array} \right\} \frac{39,99 \cdot 1,85}{163,38} = 0,45 \text{ g de NaOH}$$

Teniendo en cuenta que se emplearon 20 ml de la disolución de NaOH, su concentración es:

$$M = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{pM \cdot L} = \frac{0,45}{39,99 \cdot 0,020} = 0,56 \text{ Molar}$$

b) Para determinar el pH de cada disolución hemos de conocer las molaridades respectivas, que son:

$$\text{NaOH} \Rightarrow 0,56 \text{ Molar} \quad \text{Cl}_3\text{C-COOH} : M = \frac{1,85}{163,38 \cdot 0,100} = 0,11 \text{ Molar}$$

Y con ellas, se plantean los respectivos equilibrios de disociación, teniendo en cuenta que el NaOH es un electrolito fuerte y por tanto estará completamente disociado, mientras que el ácido tricloroacético es un electrolito débil y por ello su disociación es solamente parcial.

La disociación del NaOH es total, ya que se trata de un electrolito fuerte, por lo que tendremos:

	NaOH	\rightleftharpoons	Na^+	+	OH^-
Inicial	0,56		-----		-----
En el equilibrio	-----		0,56		0,56

De aquí, deducimos que cuando se alcanza el equilibrio $[\text{OH}^-] = 0,56 \text{ M}$, por lo que:

$$p\text{OH} = -\lg[\text{OH}^-] = -\lg 0,56 = 0,25 \quad \text{Y de ahí: } p\text{H} = 14 - p\text{OH} = 14 - 0,25 ; \mathbf{pH = 13,75}$$

Puesto que el ácido tricloroacético es un ácido débil (nos dan como dato su constante de disociación) se disociará parcialmente, por lo que este equilibrio nos quedará como:

	$\text{CCl}_3\text{-COOH}$	\rightleftharpoons	$\text{CCl}_3\text{-COO}^-$	+	H^+
Inicial	0,11		-----		-----
En el equilibrio	0,11 - x		x		x

Y a estas concentraciones en equilibrio les aplicamos la expresión de la constante de disociación K_a , que es:

$$K_a = \frac{[\text{CCl}_3\text{-COO}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{CCl}_3\text{-COOH}]} ; 10^{-0,9} = \frac{x \cdot x}{0,11 - x} ; 0,126 = \frac{x^2}{0,11 - x} ; x^2 - 0,126(0,11 - x) = 0$$

de donde, al resolver esta ecuación, nos queda:
$$x = \frac{-0,126 \pm \sqrt{0,126^2 + 4 \cdot 1 \cdot 0,126}}{2} ; x = 0,07 \quad \text{y así:}$$

$$[\text{H}^+] = 0,07 \text{ por lo que } p\text{H} = -\lg [\text{H}^+] = -\lg 0,07 ; \mathbf{pH = 1,15}$$

3º - Dada la pila $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^{3+} // \text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$ a) Escribir las reacciones correspondientes a cada electrodo y la reacción total. b) Si todas las concentraciones fueran 1 M: calcular el potencial de la pila, indicar cuál sería el electrodo positivo, cuál el negativo y en qué sentido fluirían los electrones en el circuito externo, c) Dibujar un esquema de esa pila y explicar brevemente el papel del puente salino. Datos: $E^\circ(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}) = 1,510 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0,771 \text{ V}$

RESOLUCIÓN

La notación de la pila debe ser: $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^{3+} // \text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$
 Las semirreacciones que tienen lugar en cada electrodo son:

CÁTODO: $\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5 \text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$ (Polo +)
 ÁNODO: $\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + 1 \text{e}^-$ (Polo -)

REACCIÓN TOTAL: $\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5 \text{Fe}^{2+} \rightarrow 5 \text{Fe}^{3+} + \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$

Los electrones en el circuito exterior van siempre del ánodo al cátodo, aunque el sentido de la corriente eléctrica se toma, por convenio, siempre del polo + (cátodo) al polo - (Ánodo)

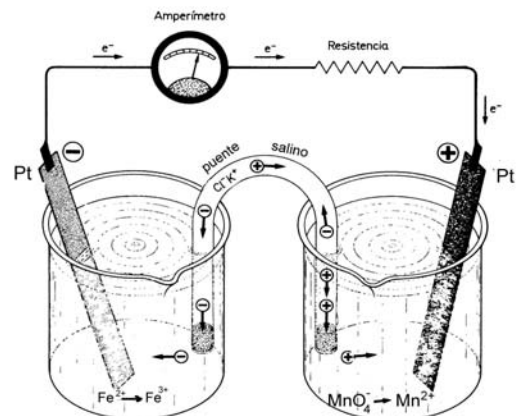
El potencial normal de la pila viene dado por:

$$E = \sum E^\circ \quad E^\circ = E^\circ_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^{3+}} + E^\circ_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}}$$

$E^\circ = -0,771 + 1,510$; $E^\circ = 0,739$, que es el potencial normal de esta pila (para concentraciones 1 M)

El esquema de la pila es el siguiente:

El PUENTE SALINO: es un tubo que une ambas semipilas lleno de una sustancia porosa embebida de una disolución de un electrolito y su misión es permitir el paso de iones desde una semipila a la otra y evitar que se polarice ésta ya que al desplazarse los electrones del ánodo al cátodo, en este se irán acumulando cada vez más cargas negativas polarizándose la pila hasta el punto que se detendría en paso de electrones entre ambas semipilas. Puede sustituirse también por un tabique poroso.



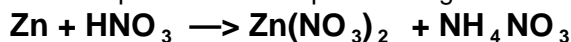
4º - El zinc en polvo reacciona con ácido nítrico dando nitratos de zinc(II) y de amonio

a) Ajuste la reacción por el método del ion electrón

b) Calcule el volumen de ácido nítrico de riqueza del 40% en peso y densidad $1,25 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$ necesarios para la disolución de 10 g de zinc

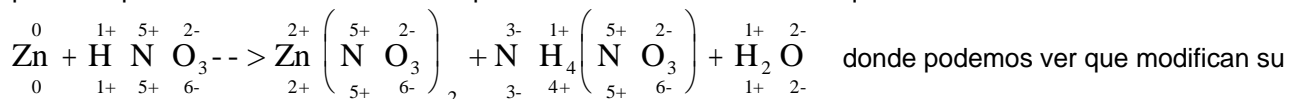
RESOLUCIÓN

La reacción que nos indican que tiene lugar es:



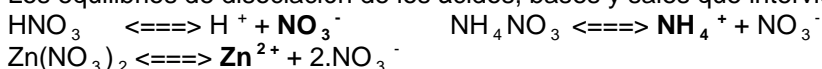
En la cual deberá formarse también agua, lo cual ya lo sabremos al ajustarla

Escribimos la reacción determinando los números de oxidación de todos los elementos que forman parte de los compuestos que intervienen en la reacción para determinar cuáles son los que cambian:

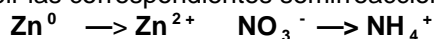


número de oxidación el Zinc (pasa de 0 a 2+) y el Nitrógeno (pasa de 5+ a 3-)

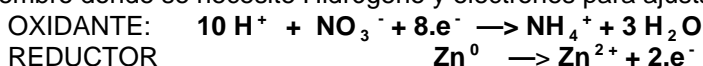
Los equilibrios de disociación de los ácidos, bases y sales que intervienen en el proceso son:



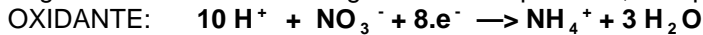
de donde tomamos los iones en los cuales se encuentran los elementos que modifican su nº de oxidación para escribir las correspondientes semirreacciones, que son:



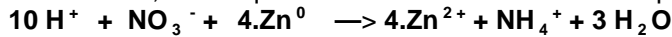
Ajuntamos estas semirreacciones añadiendo H_2O donde se necesite oxígeno, después, se añaden H^+ en el miembro donde se necesite Hidrógeno y electrones para ajustar las cargas, con lo que nos quedan:



Para igualar el n° de electrones ganados al de perdidos, multiplicamos la segunda por 4:



Y las sumamos, con lo que obtenemos la reacción iónica que tiene lugar



Para ajustar ahora la reacción total, llevamos estos coeficientes a aquella, teniendo en cuenta que existen átomos de N que han modificado su número de oxidación (los que has pasado a formar el ion amonio y que son los que hemos ajustado) pero también hay otros que mantienen el mismo número de oxidación, y que son los que forman parte del ion Nitrato. Además y debido a esto, para el HNO₃ le corresponderán dos coeficientes: el del H⁺ y el del NO₃⁻ de la reacción iónica, por lo que se le asigna el mayor de los dos, y nos quedará:



Para calcular la cantidad de ácido nítrico necesaria para reaccionar con 10 g de Zn, hemos de tener en cuenta la estequiometría de la reacción, a saber:

4. Zn +	10.HNO₃ →	4.Zn(NO₃)₂ +	NH₄NO₃ +	3 H₂O
4 moles = 261,6 g	10 moles = 630 g			
10	X			

de donde: $X = \frac{10.630}{261,6} = 24,04 \text{ g de ácido nítrico se necesitarán}$ los cuales hemos de cogerlos de una disolución del 40% en peso y d = 1,25 g/mL

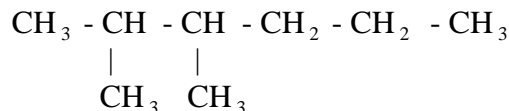
	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN
MASA (g)	24,04 +	36,17	= 60,21
VOLUMEN (ml)			

G de disolución = 24,04. $\frac{100}{40} = 60,21 \text{ g de disolución}$ y de acuerdo con su densidad

$d = \frac{\text{Masa}}{\text{Volumen}}$; $1,25 = \frac{60,21}{V}$; de donde **V = 48,17 cm³ de disolución se necesitan**

5º - 1) Formúle los siguientes compuestos:

a) 2,3-dimetilpentano ;



b) Propanotriol ; $\text{CH}_2\text{OH} - \text{CHOH} - \text{CH}_2\text{OH}$

c) Butanal ; $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CHO}$

d) Ác. 2-clorobutanoico $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CHCl} - \text{COOH}$

2) Nombre los siguientes compuestos:

a) C₆H₅ - CH₃; ==> **Metilbenceno**

b) CH₃ - CH₂ - CH₂ - CO - CH₃ ==> **2-pentanona**

c) CH₃ - CH = CH - CH = CH₂ ==> **1,3-pentadieno**

d) CH₃ - CH(CH₃) - COOH ==> **Acido 2-metilpropanoico**