

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:

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

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

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

1 cal = 4,18 J

Masas atómicas: Ba = 137,3 ; C = 12,0 ; Ca = 40 ; Co = 59,0 ; F = 18,9 ; Fe = 56 ; H = 1,0 ; K = 39,0 ; Mn = 55 ; N = 14,0 ; Na = 23 ; O = 16,0 ; I = 127

Constante de Rydberg para el H = $1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$

1 atm = $1,0133 \times 10^5 \text{ N m}^{-2}$

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

F = 96485 C

1º - ¿Cuántos gramos de BaF₂ se disolverán en 0,250 L de una solución 0,20 M en Ba²⁺ ?

DATO: Kps para BaF₂ = $2,4 \cdot 10^{-5}$

2º - Se preparan soluciones 0,1 M de las siguientes sales, NH₄Cl, FeCl₃, Ca(NO₃)₂ y NaNO₂. Indicar cuál de ellas presenta el pH más elevado justificando la respuesta

3º - Se quiere saber cuantos gramos de ácido nítrico hay en 50 mL de una disolución. Para ello se valoran con 20 ml de una disolución de NaOH obtenida al disolver 80 g del mismo el 4 litros de agua. ¿Cuánto ácido nítrico teníamos en la disolución inicial? ¿Cual es su Molaridad?

4º - El yodato potásico y el yoduro potásico reaccionan en medio ácido obteniéndose yodo (I₂).

A) Ajuste la reacción por el método del ion-electrón.

B) Si el proceso tiene lugar en una pila galvánica, ¿Cual sera el potencial de dicha pila cuando la concentración del yodato sea 1,0 M y la del yoduro 1,0 M?

Datos: Potenciales estándar de reducción: IO₃⁻ / I₂ (en medio ácido) = + 1,19 V; I₂/I⁻ = + 0,54 V.

5º - Dada la pila Fe²⁺/Fe³⁺ // MnO₄⁻/Mn²⁺

a) Escribir las reacciones correspondientes a cada electrodo y la reacción total.

b) Calcular el potencial estándar de la pila, indicar cuál sería el electrodo positivo, cuál el negativo, cual el ánodo y cual el cátodo 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

SOLUCIONES

1º - ¿Cuántos gramos de BaF₂ se disolverán en 0,250 L de una solución 0,20 M en Ba²⁺ ?

Masas atómicas del Ba y F: 137,3 y 18,9 ;

Kps para BaF₂ = $2,4 \cdot 10^{-5}$

RESOLUCIÓN

Se trata de una sal poco soluble, por lo que hemos de aplicarle la expresión del Producto de solubilidad a su equilibrio de disolución:

	BaF ₂ (SÓLIDO) <=>	Ba ²⁺ (AC) +	2.F ⁻ (AC)
Inicial		0,2	--
En equilibrio	x mol/L añadidas y disueltas	0,2+x	2.x

Kps = [Ba²⁺].[F⁻]²; $2,4 \cdot 10^{-5} = (0,2+x) \cdot (2 \cdot x)^2$, donde se puede despreciar x frente a 0,2, quedando: $2,4 \cdot 10^{-5} = 0,8 \cdot x^2$ y resolviendo:

$X = 5,48 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$

Puesto que se dispone de 0,250 Litros , la cantidad disuelta y disociada será:

$n = 0,250 \cdot 5,48 \cdot 10^{-3} = 1,37 \cdot 10^{-3} \text{ moles} = 1,37 \cdot 10^{-3} \cdot 175,1 = \mathbf{0,240 \text{ g de BaF}_2 \text{ se disolverán}}$

2º - Se preparan soluciones 0,1 M de las siguientes sales, NH₄Cl, FeCl₃, Ca(NO₃)₂ y NaNO₂. Indicar cuál de ellas presenta el pH más elevado justificando la respuesta

La acidez o basicidad de una disolución de una sal puede predecirse cualitativamente conociendo la "fuerza" del ácido y de la base que han originado dicha sal, de acuerdo con el siguiente criterio

ÁCIDO FUERTE + BASE FUERTE → SAL NEUTRA

ÁCIDO FUERTE + BASE DÉBIL: → SAL ÁCIDA

ÁCIDO DÉBIL + BASE FUERTE → SAL BÁSICA

ÁCIDO DÉBIL + BASE DÉBIL → Tendrá el carácter del más fuerte de los dos.

Ésto se debe a que al disociarse en agua, el ácido débil reaccionará con los H^+ , para regenerar el correspondiente ácido sin disociar por lo que disminuirá la concentración de H^+ en la disolución, quedando un exceso de iones OH^- que le conferirán a esa disolución un cierto carácter básico. Si se tratase de una base débil, se combinaría con los OH^- quedando libres los H^+ y la disolución sería ácida.

En los casos dados, tenemos:

- 1) Disolución acuosa de NH_4Cl ==> Procede del NH_4OH , que es una base débil
Y del HCl , Que es un ácido fuerte, y así:

LA DISOLUCIÓN ACUOSA SERÁ ÁCIDA

- 2) Disolución acuosa de $FeCl_3$ ==> Procede del $Fe(OH)_3$ (*), que es una base fuerte
Y del HCl , Que es un ácido fuerte, y así:

LA DISOLUCIÓN ACUOSA SERÁ NEUTRA

(*) El $Fe(OH)_3$ es un compuesto muy insoluble, pero la pequeña cantidad del mismo que se encuentre disuelta está completamente disociada, de ahí que haya que tomarlo como una base

- 3) Disolución acuosa de $Ca(NO_3)_2$ ==> Procede del $Ca(OH)_2$, que es una base fuerte
Y del HNO_3 Que es un ácido fuerte, y así:

LA DISOLUCIÓN ACUOSA SERÁ NEUTRA

- 4) Disolución acuosa de $NaNO_2$ ==> Procede del $NaOH$, que es una base fuerte
Y del HNO_2 Que es un ácido débil, y así:

LA DISOLUCIÓN ACUOSA SERÁ BÁSICA

Por tanto, la disolución de pH más alto sera la 4ª, pues es la de mayor carácter básico

3º - Se quiere saber cuantos gramos de ácido nítrico hay en 50 mL de una disolución. Para ello se valoran con 20 ml de una disolución de NaOH obtenida al disolver 80 g del mismo el 4 litros de agua. ¿Cuánto ácido nítrico teníamos en la disolución inicial?. ¿Cual es su Molaridad?

RESOLUCIÓN

La reacción que tiene lugar es: $HNO_3 + NaOH \rightarrow NaNO_3 + H_2O$, y para aplicarle la estequiometría a las cantidades que reaccionan, hemos de determinar la cantidad que conocemos, que es la de NaOH: 20 mL de una disolución obtenida al disolver 80 g en 4 litros:

$g / L = \frac{80}{4} = 20 \text{ g/L}$, por lo que si se utilizan 20 mL, la cantidad del soluto NaOH será: $20 \frac{g}{L} = \frac{g}{0,020L}$; g
= 0,4 g de NaOH, que son los que intervienen en la reacción con el ácido nítrico, por lo que a partir de la estequiometría de la misma calculamos la cantidad de ácido que se tenía en la muestra:

$HNO_3 +$	$NaOH$	\rightarrow	$NaNO_3 +$	H_2O
1 mol = 63 g	1 mol = 40 g			
X	0,4			

de donde: $X = \frac{0,4 \cdot 63}{40} = 0,63$ **gramos de HNO_3 había en la muestra inicial.**

Para determinar su Molaridad, aplicamos la expresión que nos la da: $M = \frac{g}{Pm \cdot L}$, y nos queda:

$$M = \frac{0,63}{63,05}; \mathbf{M = 0,2 \text{ Molar}}$$

4º - El yodato potásico y el yoduro potásico reaccionan en medio ácido obteniéndose yodo (I_2).

A) Ajuste la reacción por el método del ion-electrón, indicando cual es el oxidante y cual el reductor.

B) Si el proceso tiene lugar en una pila galvánica, ¿Cual sera el potencial estándar de dicha pila?

Datos: Potenciales estándar de reducción: IO_3^- / I_2 (en medio ácido) = + 1,19 V; I_2 / I^- = + 0,54 V.

RESOLUCIÓN

La reacción que tiene lugar es: $KIO_3 + KI + H^+ \rightarrow I_2$ en la cual se disocian las dos sales:

$\text{KIO}_3 \rightleftharpoons \text{K}^+ + \text{IO}_3^-$ y $\text{KI} \rightleftharpoons \text{K}^+ + \text{I}^-$ en las cuales están los iones que intervienen en la reacción: Yodato (IO_3^-) y yoduro (I^-)

Las dos semirreacciones que tienen lugar son:

Oxidante: $2\text{IO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\text{e}^- \rightarrow \text{I}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	Para ajustar el nº de electrones, multiplicamos la 2ª por 5 y las sumamos	$2\text{IO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\text{e}^- \rightarrow \text{I}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$
Reductor: $2\text{I}^- \rightarrow \text{I}_2 + 2\text{e}^-$		$10\text{I}^- \rightarrow 5\text{I}_2 + 10\text{e}^-$

La reacción iónica obtenida es: $2\text{IO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\text{I}^- \rightarrow 6\text{I}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$

El potencial normal (*) de esta pila será:

$E^\circ = E^\circ(\text{IO}_3^-/\text{I}_2) + E^\circ(\text{I}^-/\text{I}_2)$; $E^\circ = E^\circ(\text{IO}_3^-/\text{I}_2) - E^\circ(\text{I}_2/\text{I}^-)$ Así: $E = 1,19 - 0,54 = 0,65\text{ v}$;

$$E^\circ = 0,65\text{ v}$$

5º - Dada la pila $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^{3+} // \text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$

- Escribir las reacciones correspondientes a cada electrodo y la reacción total.
 - Calcular el potencial estándar de la pila, indicar cuál sería el electrodo positivo, cuál el negativo, cual el ánodo y cual el cátodo y en qué sentido fluirían los electrones en el circuito externo,
 - Dibujar un esquema de esa pila y explicar brevemente el papel del puente salino.
- Datos: $E'(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}) = 1,510\text{ V}$; $E'(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0,771\text{ V}$

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 -)

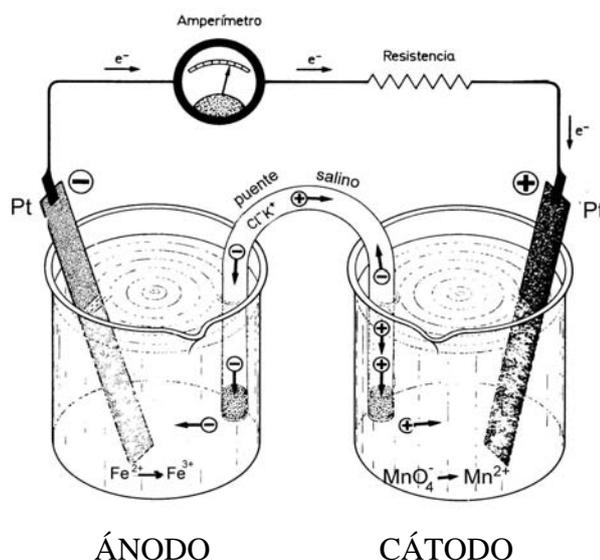
REACCIÓN TOTAL: $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{Fe}^{2+} \rightarrow 5\text{Fe}^{3+} + \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$

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 estándar de la pila viene por la suma de los potenciales estándar de ambos electrodos:

$$E^\circ = E^\circ_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^{3+}} + E^\circ_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}} ; E^\circ = -0,771 + 1,510 ; E^\circ = 0,739\text{ V},$$

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 el paso de electrones entre ambas semipilas. Puede sustituirse también por un tabique poroso.