

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:

- | | |
|--|--|
| $N_A = 6,0221 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ | Constante de Rydberg para el H = $1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$ |
| $u = 1,6605 \times 10^{-27} \text{ kg}$ | $1 \text{ atm} = 1,0133 \times 10^5 \text{ N m}^{-2}$ |
| $e = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ | $R = 8,3145 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1} = 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ |
| $1 \text{ cal} = 4,18 \text{ J}$ | |
- Masas atómicas: C = 12,0 ; Ca = 40 ; Co = 59,0 ; Fe = 56 ; H = 1,0 ; K = 39,0 ; N = 14,0 ; O = 16,0

- 1º** - Calcular la constante del producto de solubilidad del Co(OH)_2 , Sabiendo que su solubilidad en agua es de $s = 0,502 \text{ mg/L}$. ¿Cual será el pH de esta disolución?
- 2º** - La solubilidad del Hidróxido de hierro(III) en agua pura es $9,8 \cdot 10^{-11} \text{ mol/L}$. Calcular su solubilidad en una disolución de $\text{pH} = 10$.
- 3º** - Calcular la concentración y el pH de una disolución de metilamina obtenida al disolver en agua 80 cm^3 de dicha amina gaseosa, medidos a 25°C y 690 mm Hg ,. hasta completar un volumen de 500 ml de disolución La Kb de la metilamina a 25°C vale $5,0 \cdot 10^{-4}$
- 4º** - Una muestra de 500 mg de un ácido monoprótico fuerte se neutralizó con $33,16 \text{ ml}$ de disolución $0,15 \text{ M}$ de Ca(OH)_2 . Calcule:
 a) La masa molecular del ácido.
 b) El pH de la mezcla cuando se hubieran añadido 40 ml de la base, suponiendo un volumen final de 50 ml .
- 5º** - Justificar de acuerdo con la teoría de Brönsted las bases conjugadas de los ácidos: a) HCl ; b) NH_4^+ c) HSO_4^- d) CH_3COOH .

SOLUCIONES

- 1º** - Calcular la constante del producto de solubilidad del Co(OH)_2 , sabiendo que su solubilidad en agua es de $s = 0,502 \text{ mg/L}$. ¿Cual es el pH de esta disolución?

RESOLUCIÓN

La solubilidad, expresada en mol/L es: $M = \frac{0,502 \cdot 10^{-3} \text{ g}}{93, \text{ g / mol}} = s = 5,4 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$

La disociación del sulfato de plata es:

	$\text{Co(OH)}_2 \rightleftharpoons$	$\text{Co}^{2+} +$	2OH^-	$P_s = [\text{Co}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2$
Inicial	c	---	---	
En equilibrio	c - s	s	2.s	

Siendo "s" la solubilidad. Nº de moles de sulfato de plata disueltos y disociados, por lo que de acuerdo con la estequiometría del proceso, se formarán "s" mol de Co^{2+} y "2.s" mol del ion OH^- y así, al sustituir:

$P_s = (5,4 \cdot 10^{-6}) \cdot (2 \cdot 5,4 \cdot 10^{-6})^2$; **$P_s = 6,3 \cdot 10^{-16}$**

Para determinar el pOH de esta disolución, hemos de tener en cuenta la expresión que nos da el pOH: $pOH = -\lg[\text{OH}^-]$, la cual aplicada a este caso, en el cual la concentración de iones OH^- es: $[\text{OH}^-] = 2 \cdot s = 2 \cdot 5,4 \cdot 10^{-6} = 1,08 \cdot 10^{-5}$, y así: $pOH = -\lg(1,08 \cdot 10^{-5}) = 4,97$.

Dado que $\text{pH} + \text{pOH} = 14 \implies \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 4,97 = 9,03$; **$\text{pH} = 9,03$**

- 2º** - La solubilidad del Hidróxido de hierro(III) en agua pura es $9,8 \cdot 10^{-11} \text{ mol/L}$. Calcular su solubilidad en una disolución de $\text{pH} = 10$.

RESOLUCIÓN

Partiendo de la solubilidad, hemos de calcular la constante del producto de solubilidad. La disociación del hidróxido de hierro(III) es:

	$\text{Fe(OH)}_3 \rightleftharpoons$	$3.\text{OH}^-$	+	Fe^{3+}	
Inicial	c	---		---	$P_s = [\text{OH}^-]^3 \cdot [\text{Fe}^{3+}]$
En equilibrio	c - s	$10^{-7} + 3.s =$ $10^{-7} + 3.9,8.10^{-11} \approx 10^{-7}$		s = $9,8.10^{-11}$	

Siendo "s" la solubilidad. Nº de moles de hidróxido de hierro(III) disueltos y disociados. Dado que en esta disociación se producen iones OH^- y en la disociación del agua también existen estos iones, la concentración total de los mismos será la suma de los procedentes de la disociación del agua pura: 10^{-7} y los procedentes de la disociación del hidróxido de hierro: $3.s$, por lo que de acuerdo con la estequiometría del proceso, se formarán "3.s" mol del ion OH^- , a los que hay que añadir los procedentes de la disociación del agua pura: 10^{-7} , por lo que serán despreciables los procedentes del hidróxido de hierro, y "s" mol del ion Fe^{3+} y así, al sustituir: $P_s = (10^{-7})^3 \cdot (9,8.10^{-11})$: **$P_s = 9,8 \cdot 10^{-32}$**

Si ahora ponemos este compuesto en una disolución cuyo pH = 10, en ella es: **pOH = 14 - 10 = 4**, lo cual nos indica que **$[\text{OH}^-] = 10^{-4}$** .

Por tanto la concentración total del ion OH^- existente en la disolución será la proporcionada por el pH de la misma más la procedente de la disociación del Fe(OH)_3 , teniendo que cumplirse también la expresión de la constante del producto de solubilidad, cuyo valor acabamos de calcular.

	$\text{Fe(OH)}_3 \rightleftharpoons$	$3.\text{OH}^-$	+	Fe^{3+}	
Inicial	c	---		---	$P_s = [\text{OH}^-]^3 \cdot [\text{Fe}^{3+}]$
En equilibrio	c - s	$10^{-4} + 3.s$		s	

En el equilibrio, la cantidad de ion OH^- procedente de la disociación del hidróxido es despreciable frente a la procedente del pH de la misma, por lo que podemos despreciarla. (Realmente si nos indican que el pH es 10, la concentración de iones OH^- será 10^{-4} , provengan de donde provengan).

Así, tendremos: $9,8.10^{-32} = (10^{-4})^3 \cdot s$, de donde: **$s = 9,8.10^{-20}$ mol/L**, que es la solubilidad en esa disolución de pH 10, como puede verse, mucho menor que en agua pura.

3º - Calcular la concentración y el pH de una disolución de metilamina obtenida al disolver en agua 80 cm³ de dicha amina gaseosa, medidos a 25°C y 690 mm Hg., hasta completar un volumen de 500 ml de disolución La Kb de la metilamina a 25°C vale 5,0.10⁻⁴

RESOLUCIÓN

La cantidad de metilamina ($\text{CH}_3\text{-NH}_2$) disuelta se calcula a partir de la ecuación general de los gases:

$$P.V = n.R.T \implies \frac{690}{760} \cdot 0,080 = n \cdot 0,082.298; \mathbf{n = 2,97.10^{-3} \text{ moles de metilamina disueltas.}}$$

La molaridad de la disolución obtenida se determina aplicando la expresión de la Molaridad de una disolución:

$$M = \frac{n}{L}; M = \frac{2,97.10^{-3}}{0,5} \quad \mathbf{M = 5,94.10^{-3} \text{ Molar}}$$

Puesto que se trata de una base débil, su equilibrio de disociación es:

	$\text{CH}_3\text{-NH}_2 + \text{H}_2\text{O}$	$\rightleftharpoons \text{CH}_3\text{-NH}_3\text{OH} \rightleftharpoons$	$\text{CH}_3\text{-NH}_3^+ +$	OH^-
Inicial	$5,94.10^{-3}$		----	----
En equilibrio	$5,94.10^{-3} - x$		x	x

Siendo "x" el número de mol/L de metilamina disociada.

La constante de disociación de la metilamina es: $Kb = \frac{[CH_3NH_3^+].[OH^-]}{[CH_3NH_2]}$, donde sustituimos:

$$5,0 \cdot 10^{-4} = \frac{x \cdot x}{5,94 \cdot 10^{-3} - x}$$

Al ser muy pequeño el valor de la constante, podemos despreciar "x" frente a

$$5,94 \cdot 10^{-3} (*) \text{ y nos quedará: } 5,0 \cdot 10^{-4} = \frac{x^2}{5,94 \cdot 10^{-3}}, \text{ de donde: } x = \sqrt{5,0 \cdot 10^{-4} \cdot 5,94 \cdot 10^{-3}}; x = \sqrt{2,97 \cdot 10^{-6}} \text{ y}$$

así: $x = 1,72 \cdot 10^{-3}$, por lo que: $[OH^-] = 1,72 \cdot 10^{-3}$ y así: $pOH = -\lg 1,72 \cdot 10^{-3} = 2,76$

Por tanto $pH = 14 - 2,76$; **pH = 11,24**

(*) En este caso a pesar de ser muy pequeño el valor de Kb, también lo es la concentración de la base por lo que no se debería despreciar "x" frente a $5,95 \cdot 10^{-3}$, y en este caso nos quedaría:

$$5,0 \cdot 10^{-4} = \frac{x^2}{5,94 \cdot 10^{-3} - x}; 5,0 \cdot 10^{-4} \cdot (5,94 \cdot 10^{-3} - x) = x^2; 2,97 \cdot 10^{-6} - 5,0 \cdot 10^{-4} \cdot x = x^2; x^2 + 5,0 \cdot 10^{-4} \cdot x - 2,97 \cdot 10^{-6} = 0$$

y al resolver esta ecuación: $x = \frac{-5,0 \cdot 10^{-4} \pm \sqrt{(5,0 \cdot 10^{-4})^2 + 4 \cdot 2,97 \cdot 10^{-6}}}{2}$, de donde $x = 1,49 \cdot 10^{-3}$ y así:

$pOH = -\lg 1,49 \cdot 10^{-3} = 2,83$, de donde **pH = 14 - 2,83 = 11,17**

4º - Una muestra de 500 mg de un ácido monoprótico fuerte se neutralizó con 33,16 ml de disolución 0,15 M de $Ca(OH)_2$. Calcule:

a) La masa molecular del ácido.

b) El pH de la mezcla cuando se hubieran añadido 40 ml de la base, suponiendo un volumen final de 50 ml.

RESOLUCIÓN

La reacción que tiene lugar entre el ácido monoprótico (HA) y el hidróxido de potasio, y la estequiometría de esta reacción son de donde la cantidad de $Ca(OH)_2$, cuya masa molecular es: $40 + 2 \cdot 16 + 2 \cdot 1 = 74$ utilizada la calculamos a partir de la expresión de la Molaridad de una disolución:

$$M = \frac{g_{SOLUTO}}{Pm_{SOLUTO} \cdot L_{DISCON}} \Rightarrow 0,15 = \frac{g_{SOLUTO}}{74,0,03316}; \quad g = 0,368 \text{ g de } Ca(OH)_2 \text{ se gastan en la reacción}$$

2. HA	+	Ca(OH)₂	----->	CaA₂	+	2.H₂O
2 mol = 2.X g		1 mol = 74 g		1 mol		2 mol
0,500 g		0,368				

$$\text{de donde } X = \frac{0,500 \cdot 74}{2 \cdot 0,368} = \mathbf{50,27 \text{ g/mol}}$$

Si añadimos 40 mL de base, la cantidad de ésta añadida es: $0,15 = \frac{g_{SOLUTO}}{74,0,040}$; $g = 0,444$ g de $Ca(OH)_2$

, por lo que la cantidad de ésta que sobraré la calculamos a partir de la estequiometría de la reacción, en la cual, como ya habíamos calculado, se gastan 0,368 g para neutralizar el ácido que había, así:

$Ca(OH)_2$ añadido en exceso = $0,444 - 0,368 = \mathbf{0,076 \text{ g de } Ca(OH)_2 \text{ sobrantes.}}$

Dado que el volumen total es de 50 mL, la molaridad de esta disolución de $Ca(OH)_2$ es:

$$M = \frac{0,076}{74,0,05} = \mathbf{0,0205 \text{ Molar de } Ca(OH)_2}$$

y esta base se disocia completamente en disolución acuosa ya

que se trata de una base fuerte, con lo que calculamos el pOH y con él, el pH

	Ca(OH)₂	<==>	Ca²⁺ +	OH⁻
Inicial	0,0205		---	---
En equil.	---		0,0205	2.0,0205 = 0,041

$$pOH = -\lg[OH^-] = -\lg 0,041; pOH = 1,39$$

$$pH = 14 - pOH = 14 - 1,39$$

$$pH = 12,61$$

5º - Justificar de acuerdo con la teoría de Brönsted las bases conjugadas de los ácidos: a) HCl ; b) NH₄⁺ c) HSO₄⁻ d) CH₃COOH.

RESOLUCIÓN.

De acuerdo con la teoría de Brönsted., el ácido es aquella sustancia que es capaz de ceder protones al disolvente, mientras que una base es aquella sustancia que es capaz de aceptar protones del disolvente.

Así, un ácido cuando cede protones al disolvente, se convierte en su base conjugada y viceversa. Por tanto, un ácido se diferencia de su base conjugada en que tiene un protón más que ésta

Acido	Dvte		Base	Dvte
H Cl	+	H ₂ O	<==>	Cl ⁻ + H ₃ O ⁺
NH ₄ ⁺	+	H ₂ O	<==>	NH ₃ + H ₃ O ⁺
HSO ₄ ⁻	+	H ₂ O	<==>	SO ₄ ²⁻ + H ₃ O ⁺
CH ₃ -COOH	+	H ₂ O	<==>	CH ₃ -COO ⁻ + H ₃ O ⁺

Acido conjugado	Base conjugada
H Cl	Cl⁻
NH₄⁺	NH₃
HSO₄⁻	SO₄²⁻
CH₃-COOH	CH₃-COO⁻