

Guía Ejercicios Soluciones Químicas (Profesor: Mauricio Lozano)

1) Se mezclan 1.4 g de hidróxido potásico y 1 g de hidróxido sódico. La mezcla se disuelve en agua y se diluye hasta 100 mL. Calcular el pH de la disolución.

Solución:

PM KOH = 56 g/mol y Pm NaOH = 40 g/mol.

Los moles que tenemos son:

$$\text{moles KOH} = \frac{1.4}{56} = 0.025 \text{ mol KOH.}$$

$$\text{moles NaOH} = \frac{1}{40} = 0.025 \text{ mol NaOH.}$$

Como ambas bases son fuertes estarán completamente disociadas y tendremos:

$$0.025 + 0.025 = 0.05 \text{ moles de OH}^- \text{ en los 100 mL.}$$

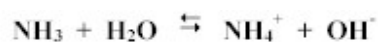
Luego en un litro: $[\text{OH}^-] = 0.5 \text{ M.}$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 0.5 = 0.30$$

$$\text{pH} = 14 - 0.30 = 13.7$$

2) Calcule la concentración de una disolución acuosa de amoníaco si se desea que tenga un pH = 12 y evalúe su grado de ionización a esta concentración. $K_b = 1,8 \times 10^{-5}$.

El equilibrio de transferencia de protones es:



Inicial.	c	--	--
Equilibr.	$c(1 - \alpha)$	$c\alpha$	$c\alpha$

La constante tendrá la expresión:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{c\alpha \cdot c\alpha}{c - c\alpha} = 1,8 \cdot 10^{-5} \quad (1)$$

A través del pH se puede calcular $[\text{OH}^-]$

Si $\text{pH} = 12$, entonces $\text{pOH} = 14 - 12 = 2$ $\text{p} [\text{OH}^-] = 10^{-2}$, sustituyendo en (1)

Guía Ejercicios Soluciones Químicas (Profesor: Mauricio Lozano)

$$1,8 \cdot 10^{-6} = \frac{10^{-2} \cdot 10^{-2}}{c - 10^{-2}}$$

$$10^{-4} = 1,8 \cdot 10^{-6} \cdot (c - 10^{-2}) \Rightarrow 10^{-4} = 1,8 \cdot 10^{-6} c - 1,8 \cdot 10^{-7}$$

$$\frac{10^{-4} + 1,8 \cdot 10^{-7}}{1,8 \cdot 10^{-6}} = c = 5,56 \text{ M}$$

A partir de aquí se calcula $c \times \alpha = 1 \times 10^{-2}$

$$\alpha = \frac{10^{-2}}{5,56} = 1,8 \cdot 10^{-3}$$

es decir, un porcentaje de disociación del 0,18 %

3) Se ha preparado una disolución formada por 100 ml de ácido nítrico 0,5 M y 300 ml. de hidróxido de sodio 0,5 M. Calcular el pH de la disolución.

Se trata de una NEUTRALIZACIÓN ácido-base y puede ocurrir:

- a) más base que ácido
- b) más ácido que base
- c) igual ácido que base

Calculemos en número de equivalentes:

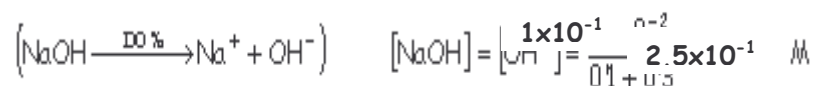
$$\text{n}^\circ \text{ equivalentes de HNO}_3 = V \times N = 0,1 \times 0,5 = 5 \times 10^{-2} \text{ eq. HNO}_3 \text{ (o moles pues valencia = 1)}$$

$$\text{n}^\circ \text{ equivalentes de NaOH} = V' \times N' = 0,3 \times 0,5 = 1,5 \times 10^{-1} \text{ eq. NaOH (o moles pues valencia = 1)}$$

Se concluye que sobra NaOH

Como hay más base que ácido sobra NaOH, sobran 1×10^{-1} eq. (o moles) de NaOH

Concentración de NaOH que sobra:



$$\text{pOH} = -\text{Log} [\text{OH}^-] = 2,5 \times 10^{-1} \text{ M} = 0,6$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 0,6 = 13,4 \text{ (BÁSICO)}$$

Guía Ejercicios Soluciones Químicas (Profesor: Mauricio Lozano)

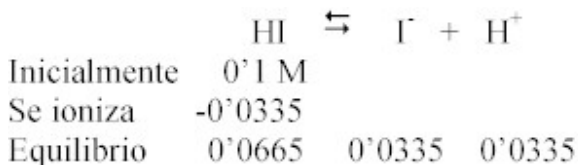
4) Una disolución acuosa de ácido yodhídrico 0,1 M posee una concentración de protones de 0,0335 mol/L calcular:

- La constantes de ionización del ácido (K_a)
- La concentración de ácido yodhídrico necesaria para que el pH de la disolución sea 2

(a)

Datos: $[H^+] = 0,035 \text{ mol/l}$

Concentración $[c] = 0,1 \text{ M}$

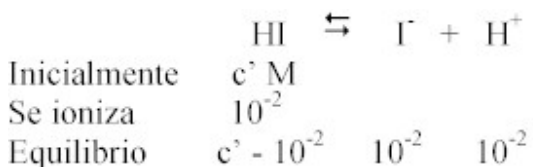


$$K_c = \frac{[I^-] \cdot [H^+]}{[HI]} = \frac{0,0335^2}{0,0665} = 1,688 \cdot 10^{-2}$$

(b)

Si $\text{pH} = 2$ entonces la $[H^+] = 1 \times 10^{-2} \text{ M}$.

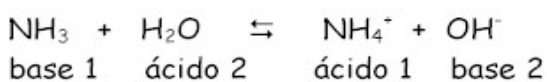
Ahora la concentración es c' mol/L y la constante es la misma (mismo ácido)



$$1,688 \cdot 10^{-2} = \frac{10^{-2} \cdot 10^{-2}}{c' - 10^{-2}} \Leftrightarrow c' - 10^{-2} = \frac{10^{-4}}{1,688 \cdot 10^{-2}} \Leftrightarrow c' - 10^{-2} = 5,924 \cdot 10^{-3} \Leftrightarrow c' = 1,59 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

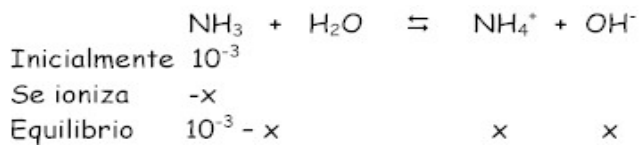
5) Halle el pH que resulta cuando a una disolución de 2 litros de amoníaco que lleva disueltos 0,17 gramos de amoníaco se añaden a 8 litros de agua.

$$K_b = 1,8 \times 10^{-5}$$



Guía Ejercicios Soluciones Químicas (Profesor: Mauricio Lozano)

Cálculo de la molaridad: $\frac{0,17}{2+8} = 10^{-3} M$



$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} = \frac{x \cdot x}{10^{-3} - x}$$

$$1,8 \times 10^{-5} * 1 \times 10^{-3} - 1,8 \times 10^{-5} x = x^2$$

$$x^2 + 1,8 \cdot 10^{-5} x - 1,8 \times 10^{-8} = 0$$

Y resolviendo la ecuación de segundo grado: $x_1 = 1,25 \times 10^{-4}$ (que es válida)

$x_2 = -1,43 \times 10^{-4}$ (no es válida)

$\alpha = 1,25 \times 10^{-4} / 1 \times 10^{-3} = 0,125$ y el porcentaje del grado de disociación es $= 0,125 \times 100 = 12,5 \%$

$$[OH^-] = 1,25 \times 10^{-4} \quad pOH = -\text{Log } 1,25 \times 10^{-4} = 3,9$$

$$pH = 14 - pOH = 14 - 3,9 = 10,1 \text{ (básico)}$$

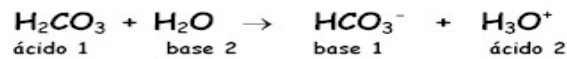
6) Aplicando la teoría de Brønsted-Lowry sobre ácidos y bases, explica el comportamiento de cada ion o molécula y las parejas ácido-base conjugado:

- $HCl + H_2O \rightarrow ?$
- $H_2CO_3 + H_2O \rightarrow ?$
- $NH_3 + H_2O \rightarrow ?$
- $CO_3^{2-} + H_2O \rightarrow ?$

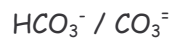
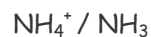
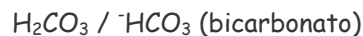
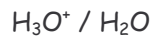
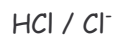
Se define ácido \rightarrow cede iones H^+ a una base.

Se define base \rightarrow capta iones H^+ de un ácido.

Guía Ejercicios Soluciones Químicas (Profesor: Mauricio Lozano)



ACIDO / BASE CONJUGADA



7) Calcular el pH de las siguientes disoluciones:

- La disolución obtenida al mezclar 100 mL de ácido fluorhídrico 1.5 M y 200 mL de agua destilada.
- 250 mL de una disolución de acetato sódico 0.05 M.

DATOS: Considerar que los volúmenes son aditivos. La constante de disociación ácida del ácido fluorhídrico es, $K_a = 6,8 \times 10^{-4}$

a) La concentración de HF final al diluir los 100 ml 1.5 M con los 200 ml de H₂O destilada será:

$$1.5 \text{ M} \cdot \frac{100 \text{ ml}}{300 \text{ ml}} = 0.50 \text{ M}$$

Equilibrio de disociación	HF + H ₂ O	⇌	F ⁻	+	H ₃ O ⁺
Concentración inicial	0.50		-		-
Concentraciones en el equil.	0.50 - x		x		x

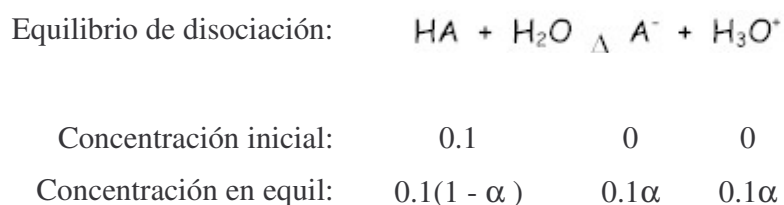
$$K_a = \frac{[\text{F}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HF}]} \rightarrow 6.8 \cdot 10^{-4} = \frac{x \cdot x}{0.50 - x}$$

Guía Ejercicios Soluciones Químicas (Profesor: Mauricio Lozano)

Al resolver la ecuación cuadrática se obtiene como resultado que $x = 0,0181$, entonces $[H_3O^+] = 0,0181$ y $pH = 1,742$

8) Una disolución acuosa 0.1 M de un ácido débil monoprótico, HA; presenta un grado de disociación de 2.7%. Calcule:

- Constante de ionización del ácido débil.
- El pH y el pOH de la disolución.
- La concentración de ácido débil que está en forma molecular (sin ionizar).



1) Sustituyendo en la ecuación:

$$K_a = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[HA]} = \frac{0.1\alpha \cdot 0.1\alpha}{0.1(1 - \alpha)} = \frac{(0.1 \cdot 0.027)^2}{0.1(1 - 0.027)} = 7.5 \cdot 10^{-5}$$

2) $[H_3O^+] = 0.1\alpha = 0.1 \times 0.027 = 2.7 \cdot 10^{-3} \text{ M}$

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log (2.7 \cdot 10^{-3}) = 2.57$$

$$pOH = 14 - 2.57 = 11.43$$

3) La concentración de ácido en forma molecular HA que quedará sin disociar será:

$$[HA] = 0.1(1 - \alpha) = 0.1(1 - 0.027) = 0.0973 \text{ M}$$

9) Se disuelven 6,8 g de amoníaco en la cantidad necesaria para obtener 500 ml de disolución. Calcule:

- El pH de la disolución.
- Qué volumen de ácido sulfúrico 0,10 M se necesitará para neutralizar 20 ml de la disolución anterior.

DATO: $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$

Solución

Guía Ejercicios Soluciones Químicas (Profesor: Mauricio Lozano)

a) nº moles disueltos = $\frac{6,8}{17} = 0,4$

Molaridad = $\frac{0,4}{0,5} = 0,8M$

	NH ₃	H ₂ O	↔	NH ₄ ⁺ _(aq)	OH ⁻ _(aq)
Inic.	c = 0,8			0	0
Reacc.	- x			--	--
Equil	c - x			x	x

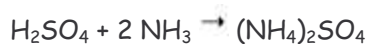
$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} = 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x \cdot x}{0,8-x} \approx \frac{x^2}{0,8}$$

$x = [OH^-] = 3,8 \times 10^{-3} M$

$pOH = -\log 3,8 \times 10^{-3} = 2,4$

$pH = 14 - pOH = 11,6$

b) La reacción de neutralización es:



Por cada mol de NH₃ que reacciona hacen falta 0,5 de H₂SO₄, por tanto el número de moles a neutralizar de NH₃ es:

$$n = \frac{1000ml \text{ disolución}}{0,8 \text{ mol NH}_3} = \frac{20}{x} \rightarrow x = 0,016 \text{ mol NH}_3$$

Luego se necesitarán $\frac{0,016}{2} = 0,008$ moles de H₂SO₄ que se encontrarán en:

$$\frac{1000ml H_2SO_4}{0,10 \text{ mol}} = \frac{x}{0,008} \rightarrow x = 80ml$$

10) Se dispone de 1 L de una disolución de ácido monoprótico débil 0,20 M. El grado de disociación es del 22%. Calcular:

- a. K_a.
- b. El pH de la disolución.

Guía Ejercicios Soluciones Químicas (Profesor: Mauricio Lozano)

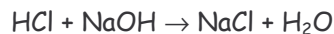
$$\alpha' = 0,19$$

11) Se mezclan 45 ml de HCl 0,03 M con 30 ml de NaOH 0,05 M. Calcular:

- ¿Cuál será el pH de la mezcla?
- ¿Qué volumen adicional de una de las dos disoluciones iniciales tendríamos que añadir a la mezcla para que el pH fuera 7?

Solución:

a) Se trata de una neutralización:



Para determinar el pH debemos conocer cuál es la composición de la mezcla, si ambas se han neutralizado completamente (pH = 7) o si queda exceso de HCl o NaOH.

$$n^\circ \text{ moles de HCl} = \frac{0,03 \text{ mol}}{1000 \text{ ml}} \cdot 45 \text{ ml} = 1,35 \cdot 10^{-3} \text{ moles HCl}$$

$$n^\circ \text{ moles de NaOH} = \frac{0,05 \text{ mol}}{1000 \text{ ml}} \cdot 30 \text{ ml} = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ moles NaOH.}$$

Como reaccionan mol a mol, queda: $1,5 \cdot 10^{-3} - 1,35 \cdot 10^{-3} = 1,5 \cdot 10^{-4}$ moles de NaOH sin reaccionar (exceso).

Como está totalmente dissociado, el volumen será $45 + 30 = 75 \text{ ml}$.

$$[\text{OH}^-] = \frac{1,5 \cdot 10^{-4}}{7,5 \cdot 10^{-3}} = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol/l}$$

$$\text{pOH} = -\log 2 \cdot 10^{-2} = 2,7$$

$$\text{pH} = 14 - 2,7 = 11,3$$

b) Deberemos añadir HCl para disminuir el pH hasta 7, exactamente $1,5 \cdot 10^{-4}$.

Guía Ejercicios Soluciones Químicas (Profesor: Mauricio Lozano)

$$\frac{1000\text{ml HCl}}{0,03 \text{ mol ácido}} = \frac{x}{1,5 \cdot 10^{-4}}$$