

# Mezclas. Cálculo de pH

1. Realizar DUZP. Recuerda que sólo colocar en “cero” el par  $H^+/H_2O$  si en la mezcla hay ácidos fuertes y lo mismo colocar en “catorce” el par  $H_2O/OH^-$  si tenemos bases fuertes hidroxílicas.
2. Establece si hay reacciones.
  - a) En caso de que SÍ hayan reacciones. Establecer todas las reacciones que son termodinámicamente favorables y con las concentraciones iniciales.
  - b) En caso de que NO hayan reacciones. El pH queda impuesto por la especie más fuerte.
3. Para calcular el pH, ya que tengo una disolución ESTABLE.
  - i) Buffer “mata” todo. Siempre y cuando ya no existas especies que puedan reaccionar con el ácido o base conjugada del otro par.
  - ii) Mezclas de ácidos. El pH lo importe la especie más fuerte y lo mismo con bases.
  - iii) Si tengo un ácido y una base de distinto par con otras especies que ya no reaccione. EL pH quedará impuesto por el ácido y base de distinto par.

8. Calcule el valor del pH al mezclar 15 mL de hidróxido de sodio 0.1 M a 50 mL de hidróxido de calcio 0.15 M. Asuma que el hidróxido de calcio se encuentra soluble.

**Resolución.**



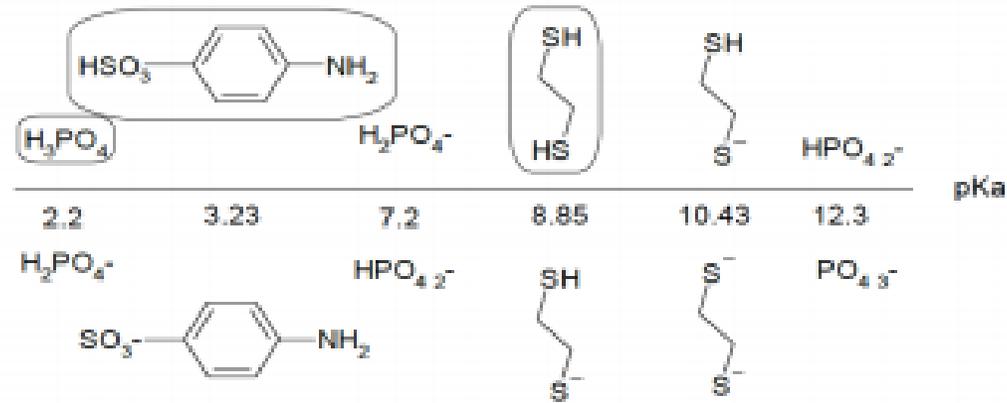
$$15 \text{ mL} \times \frac{0.1 \text{ mol OH}}{1000 \text{ mL}} = 0.0015 \text{ mol OH}$$



$$50 \text{ mL} \times \frac{0.3 \text{ mol OH}}{1000 \text{ mL}} = 0.015 \text{ mol OH}$$

Mol totales = 0.0165 mol OH; pOH =  $-\log(0.0165/0.065) = 0.5954294$  ; pH= 13.40

## 9. Considere la siguiente escala de pH



Donde en disolución se tiene las especies marcadas en un cuadro todas de concentración 0.2 M. ¿Cuál es el pH de la disolución?

### Resolución

Son puros ácidos, no hay reacción, el pH lo impone el ácido fosfórico. Si hacemos rápidamente  $K_a/C_0$ . Ácido débil. El pH de la mezcla es

$$\text{pH} = \frac{1}{2}(2.2) - \frac{1}{2} \log (0.2) = 1.449$$

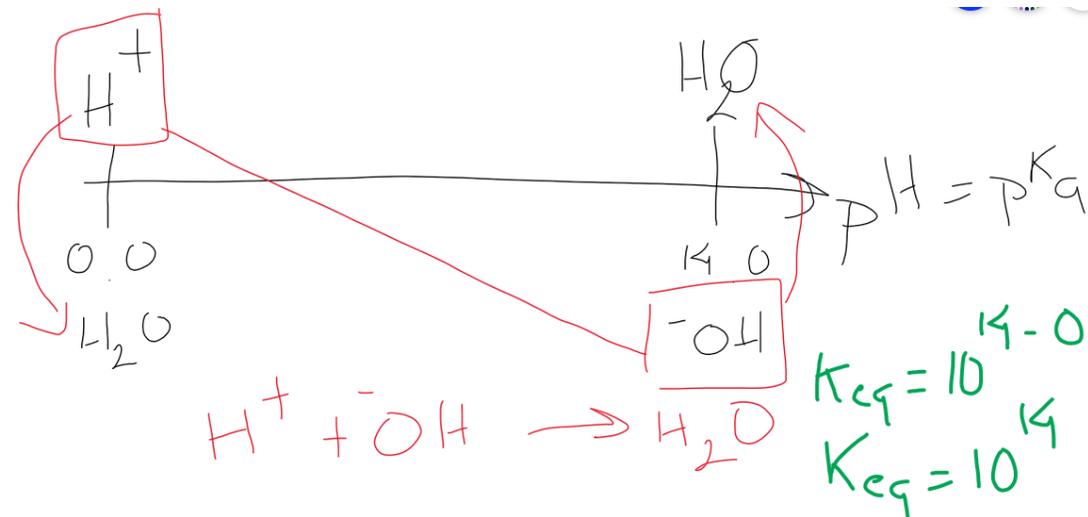
10. Se dispone de 1000 mL de una disolución 6 M de KOH a la que se le agrega ácido nítrico 3 M ¿Cuál es el volumen de ácido que deberán adicionar si de desea tener pH= 12, pH= 7 y pH= 1?

### Resolución

b) pH = 7

Es una reacción de neutralización.

$$\frac{6 \text{ mol KOH}}{1 \text{ l}} \times 1 \text{ l} \times \frac{1 \text{ mol H}}{1 \text{ mol OH}} \times \frac{1 \text{ L}}{3 \text{ mol H}} = 2 \text{ L}$$



a) pH = 12 ( pH básico, predomina la potasa). La tabla se hace en mol

	H <sup>+</sup>	+	OH <sup>-</sup>	→	H <sub>2</sub> O
Inicio			6		
adiciona	X				
Final	0		6 - x		

$$\frac{6 - x}{v_1 + v_2} = 10^{-2} \text{ (ecuación 1)}$$

$$v_1 + v_2 = v_t \text{ (ecuación 2)}$$

$$\begin{aligned} 6 - x &= 10^{-2} (v_1 + v_2) \\ 6 - x &= 10^{-2} (1 + v_2) \\ 6 - x &= 10^{-2} + 10^{-2}v_2 \\ 6 - M_2V_2 &= 10^{-2} + 10^{-2}v_2 \\ 6 - 3V_2 &= 10^{-2} + 10^{-2}v_2 \\ -3V_2 - 10^{-2}v_2 &= 10^{-2} - 6 \\ V_2 &= 1.99 \text{ L} \end{aligned}$$

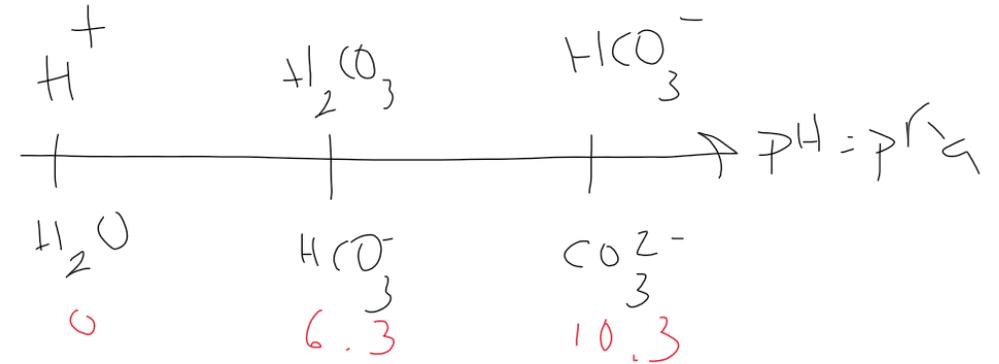
11. Considere que tiene 100 mL de una disolución de carbonato de sodio 0.1 mol/L (pKa = 6.3 y 10.3). Calcule

- El volumen que debe adicionar de HCl 1 mol/L para llevarlo a pH 6.3
- El volumen que debe adicionar de HCl 1 mol/L para llevarlo a pH 3.0
- ¿Qué proporción de ácido-base par conjugado tiene en cada caso?

### Resolución

a) Resolución por pasos

	$\text{CO}_3^{2-}$	+	$\text{H}^+$	$\rightleftharpoons$	$\text{HCO}_3^-$
Inicio	0.01				
adiciona			x		
Reacciona	x				
Forma					x
Final	0.01 - x				x



El pH de una disolución de bicarbonato es: 8.30

$$pH = pKa + \log \frac{[Base]}{[Acido]}; pH = pKa + \log \frac{[0.01 - x]}{[x]}; \text{haciendo álgebra } 10^{8.3 - 10.3} [x] = [0.01 - x]; x = 9.90009 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Volumen = 9.9009 mL

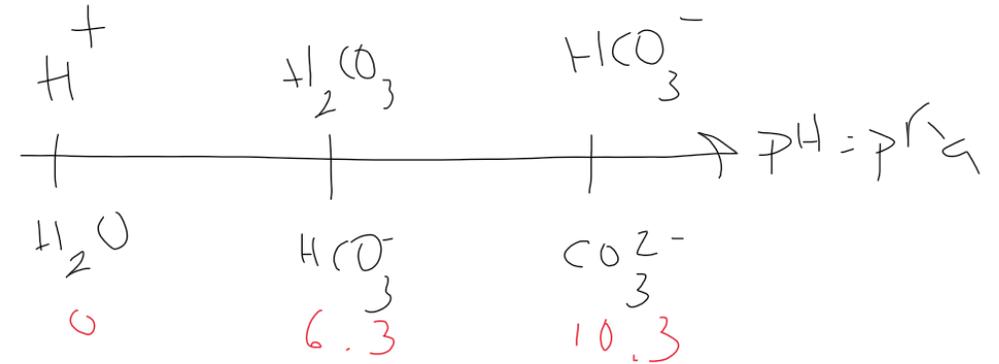
11. Considere que tiene 100 mL de una disolución de carbonato de sodio 0.1 mol/L (pKa = 6.3 y 10.3). Calcule

- El volumen que debe adicionar de HCl 1 mol/L para llevarlo a pH 6.3
- El volumen que debe adicionar de HCl 1 mol/L para llevarlo a pH 3.0
- ¿Qué proporción de ácido-base par conjugado tiene en cada caso?

### Resolución

a) Resolución por pasos

	$\text{HCO}_3^-$	+	$\text{H}^+$	$\rightleftharpoons$	$\text{H}_2\text{CO}_3$
Inicio	0.01				
adiciona			x		
Reacciona	x				
Forma					x
Final	0.01 - x				x



Parto de bicarbonato 0.1 mol/L (pH 8.3) y lo llevaré a pH 6.3.

$$pH = pKa + \log \frac{[Base]}{[Acido]}; pH = pKa + \log \frac{[0.01 - x]}{[x]}; \text{haciendo álgebra } 10^{6.3-6.3} [x] = [0.01 - x]; x = 5 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

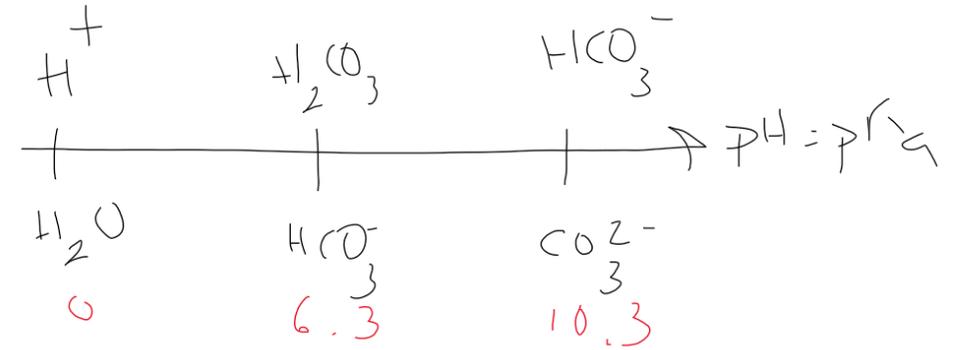
Volumen = 5.0 mL , por tanto el volumen total: 5.0 mL + 9.9009 mL = 14.9009 mL

11. Considere que tiene 100 mL de una disolución de carbonato de sodio 0.1 mol/L (pKa = 6.3 y 10.3). Calcule

- El volumen que debe adicionar de HCl 1 mol/L para llevarlo a pH 6.3
- El volumen que debe adicionar de HCl 1 mol/L para llevarlo a pH 3.0
- ¿Qué proporción de ácido-base par conjugado tiene en cada caso?

### Resolución

c)



#### Proporción en el inciso a

Como  $pH = pKa$   $[H_2CO_3] = [CO_3^{2-}]$  la proporción de ácido y base conjugada es 50 % y 50 %.

#### Proporción en el inciso b

A  $pH = 3$ , la especie que predomina es bicarbonato, despejaremos de Hendersson la proporción.

$$pH = pKa + \log \frac{[Base]}{[Ácido]}; \quad 10^{-3.3} [Ácido] = [Base] \quad ; \quad [Ácido] + [Base] = 0.1$$

$$10^{-3.3} [(0.1 - [Base])] = [Base] \quad ; \quad 10^{-4.3} - 10^{-3.3}[Base] = [Base] \quad ; \quad [Base] = \frac{-10^{-4.3}}{[-10^{-3.3} - 1]} = 5.009 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$[Ácido] = 0.09994 \text{ mol/L}$$

$$[Base] = 0.05 \% \quad [ácido] = 99.95 \%$$

# Mezclas binarias. Caso particular Disoluciones amortiguadoras

12. Considere que tiene una disolución con 0.5 mol de ácido acético y 0.4 mol de acetato de sodio.

a) ¿Cuál es el pH de la disolución?

b) Si se le adiciona 50 mL de NaOH 1 mol/L ¿Cuál es el cambio de pH?

### Resolución

a) Se trata de una disolución amortiguadora

$$pH = pKa + \log \frac{[Base]}{[Ácido]} ; pH = 4.7 + \log \frac{[0.4]}{[0.5]} = 4.603$$

b) Es evidente que si adiciono una base fuerte reaccionará con el ácido presente en la disolución amortiguadora

	CH <sub>3</sub> COOH	+	OH <sup>-</sup>	↔	CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>
Inicio	0.5				0.4
adiciona			0.05		
Reacciona	0.05				
Forma					0.05
Final	0.45				0.45

Con esta adición se llega que  
[Ácido acético] = [Acetato]  
Por tanto  
pH = pKa = 4.7

El cambio de pH es +0.097

# Preparación de un buffer

- 1. ¿Cómo selecciono las especies del buffer?
- 2. ¿Qué es la capacidad de amortiguamiento del buffer?
- 3. ¿Cómo se prepara si tengo el ácido y base conjugado del mismo par?
- 4. ¿Qué pasa si no tengo una especie?

- Se quiere preparar un buffer para una reacción enzimática que es dependiente del pH. Por lo que, para tener resultados confiable el pH no debe variar mucho. El buffer debe ser de pH 7 de concentración 1 mol/L, y se quiere preparar un litro.



- Supongamos que vamos a usar las sales de fosfato. pKa ácido fosfórico son (2.1, 7.2 y 12.7).
- Tendríamos que usar  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$  y  $\text{K}_2\text{HPO}_4$

$$7.0 = 7.2 + \log \frac{[B]}{[A]} ; [B] + [A] = 1$$

Sistema de ecuaciones de 2 x 2, Resolviendo:  $[B] = 0.3868 \text{ mol/L}$   $[A] = 0.6131 \text{ mol/L}$

$$\frac{0.3868 \text{ mol B}}{1 \text{ L}} \times 1 \text{ L} \times \frac{174.2 \text{ g}}{1 \text{ mol B}} = 67.38 \text{ g de } \text{K}_2\text{HPO}_4$$

$$\frac{0.6131 \text{ mol B}}{1 \text{ L}} \times 1 \text{ L} \times \frac{119.98 \text{ g}}{1 \text{ mol B}} = 73.559 \text{ g de } \text{NaH}_2\text{PO}_4$$

¿Y si no tenemos  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ ?

- Se pesa o se mide el volumen de la especie que Sí tienes, y se prepara una disolución de la concentración pedida

$$\frac{1 \text{ mol B}}{1 \text{ L}} \times 1 \text{ L} \times \frac{174.2 \text{ g}}{1 \text{ mol B}} = 174.2 \text{ g de } \text{K}_2\text{HPO}_4$$

- Hacer una tabla de variación de especies, partiendo de la especie que si tienes, y adicionado ácido o base fuerte respectivamente. Recuerden se recomienda hacer tablas con mol

	$\text{HPO}_4^{2-}$	+	$\text{H}^+$	$\rightleftharpoons$	$\text{H}_2\text{PO}_4^-$
Inicio	1				
adiciona			x		
Reacciona	x				
Forma					x
Final	1-x				x

$$10^{-0.2} [X] = [1-x]$$

$$10^{-0.2} [X] + x = 1$$

$$X = 0.6131$$

Si tomamos HCl concentrado 11.8 mol/L  
El volumen a adicionar es 51.957 mL.

**OJO. Notar como la estequiometría es 1:1, el mol adicionado de la especie fuerte, siempre será el mismo mol que debes tener al equilibrio (calculado del sistema de 2x2)**

$$pH = pKa + \log \frac{[Base]}{[Ácido]} ; pH = 7.2 + \log \frac{[1-x]}{[x]}$$