

SESIÓN 14

EQUILIBRIO IÓNICO

I. CONTENIDOS:

1. Constante de equilibrio en ácidos y bases débiles.
2. Determinación del PH en ácidos débiles.
3. Mezclas de soluciones diluidas.

II. OBJETIVOS:

Al término de la Sesión, el alumno:

- Comprenderá las características de disoluciones de los ácidos y bases débiles.
- Diferenciará la obtención del PH en ácidos fuertes y débiles.
- Analizará las constantes de equilibrio para cada especie química.
- Investigará la concentración final de una mezcla.

III. PROBLEMATIZACIÓN:

Comenta las preguntas con tu Asesor y selecciona las ideas más significativas.

- ¿Cómo se representa un % bajo de disociación?
- ¿Por qué varía el pH de un ácido fuerte en comparación con un ácido débil cuando se maneja la misma concentración?
- ¿Por qué es importante considerar las mezclas de las soluciones diluidas?

IV. TEXTO INFORMATIVO-FORMATIVO:

1.1. Constante de equilibrio en ácidos y bases débiles.

Ácido	Reacción	ka	pka
Yodhídrico	$\text{HI} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{I}^- + \text{H}_3\text{O}^+$	+ Muy grande	Muy grande
Bromhídrico	$\text{HBr} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Br}^- + \text{H}_3\text{O}^+$	+ Muy grande	Muy grande
Perclórico	$\text{HClO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{ClO}_4^- + \text{H}_3\text{O}^+$	+ Muy grande	Muy grande
Clorhídrico	$\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cl}^- + \text{H}_3\text{O}^+$	+ Muy grande	Muy grande
Sulfúrico	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HSO}_4^- + \text{H}_3\text{O}^+$	+ Muy grande	Muy grande
Nítrico	$\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+$	+ Muy grande	Muy grande
Yódico	$\text{HIO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{IO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+$	+ 0,19	0,721
Sulfuroso	$\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HSO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+$	+ 0,016	1,796
Hidrogenosulfato	$\text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$	+ 0,012	1,921
Cloroso	$\text{HClO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{ClO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+$	+ 0,011	1,96
Fosfórico	$\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}_3\text{O}^+$	+7,5 ·	10-3

2.1. Determinación del PH en ácidos débiles

Para calcular el PH. de una solución ácida se siguen los siguientes pasos:

- Se determina la molaridad del ácido utilizado.
- Se multiplica la molaridad y la constante del ácido utilizado.
- Se obtiene el logaritmo de la cantidad obtenida en el paso anterior.

CONCEPTO Y ESCALA DE pH

El pH es el logaritmo decimal del inverso de la concentración de iones Hidronio (o el menos logaritmo decimal de la concentración de protones)

$$pH = \frac{1}{\log[H_3O^+]} = -\log[H_3O^+]$$

CONSTANTE DE IONIZACIÓN DE ACIDOS EN AGUA A 25 °C

Acido	ka	Pka
Iódico	1.6×10^{-1}	0.80
Clórico	1.1×10^{-2}	1.96
Cloriacético	1.4×10^{-3}	2.85
Nítrico	7.2×10^{-4}	3.14
Fluorídrico	6.6×10^{-4}	3.18
Fórmico	1.8×10^{-4}	3.74
Benzoico	6.3×10^{-5}	4.20
Hidrácido	1.9×10^{-5}	4.72
Acético	1.8×10^{-5}	4.74
Hipocloroso	2.9×10^{-8}	7.54
Fenol	1.0×10^{-10}	10.00
Peróxido	1.8×10^{-12}	11.74

Ejemplo:

Determine el P.H de una solución de ácido acético que tiene una molaridad de .67M

$$P.H = -\log (.67M * 1.8 \times 10^{-5})$$

P.H =

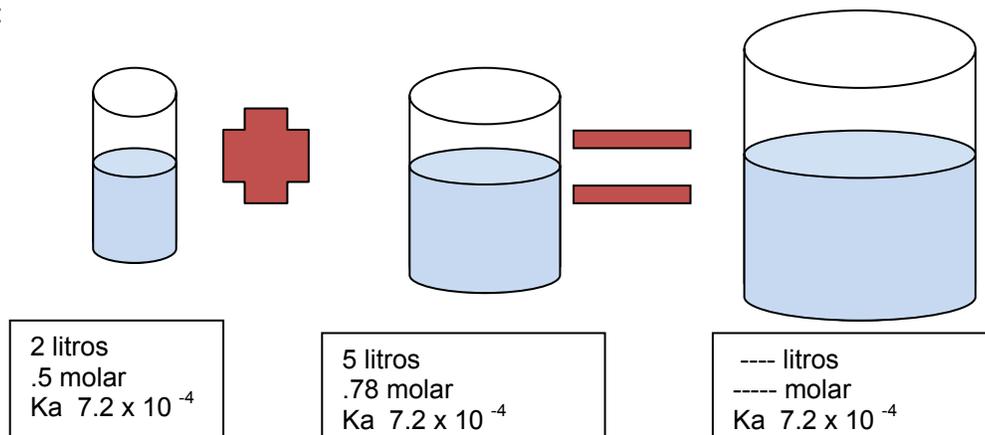
3.1. Mezclas de soluciones diluidas

Para calcular el pH de soluciones diluidas tenemos que considerar la concentración. Ejemplo:

Se tiene 2 litros de solución de ácido nítrico de .5m que se mezcla con otra solución de 5 litros de molaridad de .78m.

- ¿Cuál es el volumen total?
- ¿Cuál es la concentración final?
- ¿Cuál es el ph de cada una de las soluciones?

Solución:



Solución:

Para obtener el volumen total se suman los volúmenes.
2 litros mas 5 litros igual a **8 litros**

Se obtiene el número de moles de cada solución, multiplicando volumen por molaridad.

De la primera solución es **1 mol** y de la segunda es **3.9** así que para el total tenemos **4.9** moles y su molaridad se obtiene dividiendo los 4.9 moles entre los 8 litros que es igual a **.6125 molar**.

Para obtener el ph de cada solución se obtiene el – logaritmo de la multiplicación de la molaridad por K_a de cada solución.

$$\text{Ph.} = -\log (.5)(7.2 \times 10^{-4}) = 3.44$$

$$\text{Ph.} = -\log (.78)(7.2 \times 10^{-4}) = 3.25$$

$$\text{Ph.} = -\log (.6125)(7.2 \times 10^{-4}) = 3.35$$