

NOTA: PARA ESTA EVALUACIÓN EL SIGNO COMA (,) SE TOMARÁ PARA REPRESENTAR MILES, EJEMPLO: $10^{+3} = 1,000$. EL PUNTO (.) SE TOMARÁ PARA REPRESENTAR DECIMALES, EJEMPLO: $10^{-1} = 0.1$

TEMA #7 (10 PUNTOS) Determinación del pH para una solución de ácido débil

A) ¿Cuál es el pH de una solución 0.5 M de HF (a 25°C)? Datos: $K_a = 7.1 \times 10^{-4}$;

La disociación del ácido débil tiene lugar de acuerdo a la siguiente reacción:



ESPACIOS PARA ORGANIZACIÓN, PLANTEAMIENTOS Y CÁLCULOS			
ECUACIÓN QUÍMICA BALANCEADA →	HF (ac)	H ⁺ (ac)	F ⁻ (ac)
[INICIALES] →	0.5	0.00	0.00
[CAMBIO] →	-x	+x	+x
[EQUILIBRIO] →	0.5 - x	+x	+x
ESPACIOS PARA CÁLCULOS:			
$K_a = 7.1 \times 10^{-4} = [\text{H}^+] \times [\text{F}^-] / [\text{HF}] = x^2 / (0.5 - x)$ Considerando que K_a es mucho menor que uno, podemos considerar que: $0.50 - x \approx 0.50 /$ $K_a = 7.1 \times 10^{-4} = x^2 / 0.5$ $x^2 = 3.55 \times 10^{-4} / x1 = 0.019 \text{ M} / x2 = -0.019 \text{ M}$ Las concentraciones en equilibrio son: $[\text{H}^+] = [\text{F}^-] = 0.019 \text{ M}$ $[\text{HF}] = 0.50 \text{ M} - 0.019 \text{ M} = 0.48 \text{ M}$			
Determinación del pH	$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$ Para el pH se toma la concentración en equilibrio: $[\text{H}^+] = 0.019 \text{ M};$ $\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = 1.72$		

B) Determine el porcentaje de disociación de la muestra del ácido tratado:

ESPACIOS PARA ORGANIZACIÓN, PLANTEAMIENTOS Y CÁLCULOS	
Expresión matemática para el % de disociación del ácido débil	% ionización del ácido = $[\text{H}^+] / [\text{concentración inicial del ácido}]$
CÁLCULOS	$[\text{H}^+] = 0.019 \text{ M}; [\text{HF}] = 0.50 \text{ M}$ $\% \text{ ionización del ácido} = [\text{H}^+] / [\text{concentración inicial del ácido}] =$ $\% \text{ ionización del ácido} = 0.019 \text{ M} / 0.50 \text{ M} = 3.8\%$
Respuesta: 3.8%	