

Ejercicio resuelto PAU Química 2025

Ejercicio PAU

Problema 1 JUNIO 2025 (C. Valenciana). Ácido-base

El amoníaco es una de las bases débiles más ampliamente utilizadas. Una de sus principales aplicaciones es la producción de fertilizantes, especialmente el nitrato de amonio y la urea, que son cruciales para la agricultura moderna. Además, se utiliza como refrigerante en sistemas de refrigeración industriales, en la manufactura de explosivos, productos de limpieza, textiles, plásticos y productos farmacéuticos. Su constante de disociación básica es $K_b = 1,8 \times 10^{-5}$.

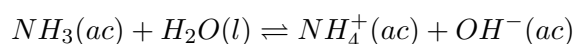
En el laboratorio se prepara un litro de disolución amoniacal disolviendo 0,15 mol de $NH_3(g)$ en agua.

1. Escriba la ecuación que describe el equilibrio de disociación básico del amoníaco y calcule tanto la concentración de iones $OH^-(ac)$ en equilibrio como el pH de la disolución. **(1 punto)**
2. Calcule el porcentaje de moléculas de NH_3 que han reaccionado. **(0,5 puntos)**
3. Razone si la siguiente afirmación es verdadera o falsa: "El amoníaco es una base débil, por lo tanto, su ácido conjugado es un ácido fuerte". **(0,5 puntos)**

1) Al introducir 0,15 mol de amoníaco en estado gaseoso en agua, obtenemos una disolución de $NH_3(ac)$ cuya concentración molar viene dada por:

$$C_0 = \frac{n_{\text{solute}}}{V_{\text{disolución}}} = \frac{0,15 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 0,15 \text{ mol/L}$$

Por otra parte, el equilibrio de disociación básica pedido es:



	$NH_3(ac)$	$+$	$NH_4^+(ac)$	$OH^-(ac)$
Inicial	C_0		0	0
Reacción	$-x$		$+x$	$+x$
Equilibrio	$C_0 - x$		x	x

Conocida la constante de disociación básica del amoníaco (K_b), calculamos la concentración pedida:

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]}$$

$$1,8 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{0,15 - x}$$

Despejando la ecuación de segundo grado:

$$x^2 + 1,8 \times 10^{-5}x - 2,7 \times 10^{-6} = 0$$

$$x_1 = (\text{negativo}), \quad x_2 = 1,63 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Por lo tanto:

$$[OH^-] = x = 1,63 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

A partir de ello calculamos el pOH y posteriormente el pH:

$$pH + pOH = 14$$

$$pOH = -\log[OH^-] = -\log(1,63 \times 10^{-3}) = 2,79$$

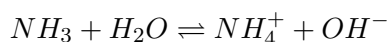
$$pH = 14 - pOH = 14 - 2,79 = 11,21$$

2) El porcentaje de moléculas que han reaccionado se calcula dividiendo el amoníaco que reacciona entre el amoníaco inicial:

$$\% \text{reacción} = \frac{NH_3 \text{ reacciona}}{NH_3 \text{ inicial}} \cdot 100 = \frac{x}{C_0} \cdot 100 = \frac{1,63 \times 10^{-3}}{0,15} \cdot 100 = 1,09 \%$$

3) La afirmación es falsa.

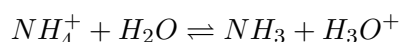
El amoníaco (NH_3) es una base débil, ya que en disolución acuosa se ioniza solo parcialmente según el equilibrio:



Su ácido conjugado es el ion NH_4^+ (ion amonio). Según la teoría de Brønsted-Lowry, en un par ácido-base conjugado se cumple que cuanto más fuerte es un ácido, más débil es su base conjugada, y viceversa. Esto implica que:

- Si una base es débil, su ácido conjugado será más fuerte que ella,
- pero no necesariamente será un ácido fuerte, sino que normalmente también será débil.

De hecho, el ion amonio se comporta como un ácido débil, ya que también se ioniza parcialmente en agua:



Si fuera un ácido fuerte, estaría totalmente disociado en disolución acuosa, lo cual no ocurre.

Por tanto, el hecho de que el amoníaco sea una base débil no implica que su ácido conjugado sea un ácido fuerte.

Conclusión: La afirmación es falsa, ya que el ácido conjugado del amoníaco (NH_4^+) es también un ácido débil.