

PAU Comunidad Valenciana



Química



MODELO 2025

Ejercicio 1

Equilibrio ácido-base



VÍDEOS ÚTILES PARA REPASAR

En estos vídeos podrás repasar temas interesantes para preparar este examen.

No dejes de revisar mi canal, pues iré añadiendo nuevo contenido.



Reacciones ácido-base
Los fundamentos



PAU Junio 2022
Comunidad Valenciana



PAU Junio 2021
Comunidad Valenciana

Estos vídeos son una pequeña muestra, hay muchos más en mi canal.

DATOS NECESARIOS PARA RESOLVER EL EXAMEN

Al inicio del examen se proporciona una tabla periódica que contiene las masas atómicas y un conjunto de fórmulas. La tabla periódica la he recortado por cuestiones de espacio en la diapositiva. **Te recomiendo que te descargues el enunciado y lo imprimas.**

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1 H Hidrógeno 1,008																	2 He Helio 4,0026
3 Li Litio 6,94	4 Be Berilio 9,0122											5 B Boro 10,81	6 C Carbono 12,011	7 N Nitrógeno 14,007	8 O Oxígeno 15,999	9 F Flúor 18,998	10 Ne Neón 20,180
11 Na Sodio 22,990	12 Mg Magnesio 24,305											13 Al Aluminio 26,982	14 Si Silicio 28,085	15 P Fósforo 30,974	16 S Azufre 32,06	17 Cl Cloro 35,45	18 Ar Argón 39,95

Constantes y factores de conversión: $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$; $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; $R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$;
 $c = 3,0 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$; $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$; $F = 96485 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$; $K_w (298 \text{ K}) = 10^{-14}$.
 $1 \text{ atm} = 1,013 \text{ bar} = 760 \text{ mmHg} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$; $1 \text{ J} = 0,24 \text{ cal}$.

FÓRMULAS

Ecuación de estado de los gases ideales: $PV = nRT$	Ecuación de Arrhenius: $k = Ae^{-E_a/RT}$	Energía de un fotón: $E = \frac{hc}{\lambda}$
Ecuación de Dalton: $p_i = x_i P$	2ª ley de Faraday: $m(g) = \frac{M(g \cdot \text{mol}^{-1}) \cdot Q(C)}{n_e \cdot F(C \cdot \text{mol}^{-1})}$	$K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$

EJERCICIO 1

Ejercicio 1. (2 puntos) 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 $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

En el laboratorio se prepara un litro de disolución amoniaca disolviendo 0,15 mol de $\text{NH}_3(\text{g})$ en agua.

1.1 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)**

1.2 Calcule el porcentaje de moléculas de NH_3 que han reaccionado. **(0,5 puntos)**

1.3 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)**

Podemos prescindir perfectamente de todo el contexto del ejercicio porque no nos aporta nada para la resolución de las cuestiones. Por lo tanto, pasamos a resolver directamente el ejercicio 1.1, teniendo en cuenta el valor de la constante de basicidad.

EJERCICIO 1

En el laboratorio se prepara un litro de disolución amoniacal disolviendo 0,15 mol de $\text{NH}_3(\text{g})$ en agua.

1.1 Escriba la ecuación que describe el equilibrio de disociación básico del amoníaco y calcule tanto la concentración de iones $\text{OH}^-(\text{ac})$ en equilibrio como el pH de la disolución.

Solución: Se escribe el equilibrio. Tenemos en cuenta que el volumen de disolución de 1 litro.

	$\text{NH}_3(\text{ac})$	+	$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	$\rightleftharpoons$	$\text{NH}_4^+(\text{ac})$	+	$\text{OH}^-(\text{ac})$
Concentración Inicial	0,15		---		---		---
Concentración que reacciona	-x		---		x		x
Concentración equilibrio	0,15-x		---		x		x

Aplicando la fórmula de K_b : $K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{x^2}{0,15 - x} = 1,8 \cdot 10^{-5} \longrightarrow 1,8 \cdot 10^{-5} \cdot (0,15 - x) = x^2$

Se resuelve la ecuación de segundo grado que nos queda. $x^2 + 1,8 \cdot 10^{-5} \cdot x - 2,7 \cdot 10^{-6} = 0$

Al resolverla, obtenemos dos soluciones. Solo es válida la positiva. $x = 1,64 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$

Ahora ya puedo calcular el valor del pOH: $pOH = -\log[\text{OH}^-] = -\log(1,64 \cdot 10^{-3}) = 2,79$

Y el valor del pH: $pH = 14 - pOH = 14 - 2,79 = 11,21$ **Solución: pH = 11,21**

EJERCICIO 1

1.2 Calcule el porcentaje de moléculas de NH_3 que han reaccionado.

Solución:

El porcentaje de moléculas que ha reaccionado coincide con el porcentaje de disminución de la concentración de NH_3 .

	$\text{NH}_3(\text{ac})$	$+$	$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	$\rightleftharpoons$	$\text{NH}_4^+(\text{ac})$	$+$	$\text{OH}^-(\text{ac})$
Concentración Inicial	0,15		---		---		---
Concentración que reacciona	-x		---		x		x
Concentración equilibrio	0,15-x		---		x		x

Se recuerda que anteriormente hemos obtenido que: $x = 1,64 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$

$$\%(\text{NH}_3 \text{ dissociado}) = \frac{x}{[\text{NH}_3]_0} \cdot 100 = \frac{1,64 \cdot 10^{-3}}{0,15} \cdot 100 = 1,09 \%$$

Han reaccionado el **1,09%** de las moléculas de NH_3 .

EJERCICIO 1

1.3 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".

Solución: La afirmación es **FALSA**.

La relación entre la fuerza de una base y su ácido conjugado no es directa o inversamente proporcional en el sentido de convertir una base débil en un ácido fuerte. La fortaleza o debilidad de un ácido o de una base depende de la constante de disociación.

Calculo el valor de la constante de acidez del ion amonio a partir de la constante de basicidad del amoniaco.

$$K_w = K_a(NH_4^+) \cdot K_b(NH_3) = 10^{-14} \longrightarrow K_a(NH_4^+) = \frac{K_w}{K_b(NH_3)} = \frac{10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} \approx 5,56 \cdot 10^{-10}$$

Como se puede comprobar, el valor de la constante de acidez del ion amonio es muy pequeña (más que la constante de basicidad del amonio). Eso quiere decir que el ion amonio apenas se disocia y por lo tanto es un ácido débil. Lo cual, contradice la afirmación del enunciado.