

QUÍMICA

**PAU · COMUNIDAD
VALENCIANA**



**JUNIO 2025
EJERCICIO 1**

**EQUILIBRIO QUÍMICO
TERMOQUÍMICA**



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

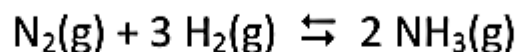
FÓRMULAS

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)

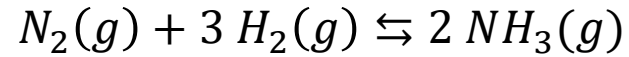
El hidrógeno verde, obtenido a partir de fuentes de energía sostenibles, se está convirtiendo en la apuesta más avanzada de la industria energética como combustible del futuro. Una de las propuestas para facilitar su almacenamiento, transporte y posterior utilización es su transformación en amoníaco. El amoníaco se obtiene según el equilibrio:



- a) En un reactor de 10 litros de volumen, se depositan inicialmente 0,25 moles de N_2 y 0,75 moles de H_2 . Al alcanzarse el equilibrio, a 450 °C, el 21,1 % de los moles de N_2 inicialmente presentes en el reactor se han transformado en NH_3 . Calcule los valores de K_p y K_c a esta temperatura. **(1 punto)**
- b) Si el experimento se repite en las mismas condiciones del apartado a), pero a la temperatura de 550 °C, el 17,5 % de los moles de N_2 inicialmente presentes en el reactor se transforman en NH_3 . Deduzca si la reacción es exotérmica o endotérmica. **(0,5 puntos)**
- c) Calcule la cantidad de energía, en forma de calor, que se absorbe o se libera cuando se obtienen 20,0 g de NH_3 . **(0,5 puntos)**

Datos: variación de entalpía de formación estándar, ΔH_f° ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$): $\text{NH}_3(\text{g})$: -46,1.

a) En un reactor de 10 litros de volumen, se depositan inicialmente 0,25 moles de N_2 y 0,75 moles de H_2 . Al alcanzarse el equilibrio, a 450 °C, el 21,1 % de los moles de N_2 inicialmente presentes en el reactor se han transformado en NH_3 . Calcule los valores de K_p y K_c a esta temperatura.



Para calcular los moles de todas las especies en el equilibrio, en lugar de construir el cuadro de equilibrio, haré los cálculos como solemos hacer en estequiometría.

Se calcula la cantidad, en moles, de N_2 que se han transformado en amoníaco.

$$x = 0,211 \cdot n_{N_2} = 0,211 \cdot 0,25 = 0,05275 \text{ mol de } N_2 \text{ han reaccionado}$$

$$n_{N_2}(\text{equilibrio}) = n_{N_2}(\text{iniciales}) - n_{N_2}(\text{que han reaccionado}) = 0,25 - 0,05275 = 0,19725 \text{ mol de } N_2 \text{ en equilibrio}$$

Se calcula la cantidad, en moles, de NH_3 que se han formado.

$$0,05275 \text{ mol } N_2 \cdot \frac{2 \text{ mol } NH_3}{1 \text{ mol } N_2} = 0,1055 \text{ mol de } NH_3 \text{ se han formado}$$

Se calcula la cantidad, en moles, de H_2 que han reaccionado.

$$0,05275 \text{ mol } N_2 \cdot \frac{3 \text{ mol } H_2}{1 \text{ mol } N_2} = 0,15825 \text{ mol de } H_2 \text{ han reaccionado}$$

Se calcula la cantidad, en moles, de H_2 que hay en el equilibrio.

$$n_{H_2}(\text{equilibrio}) = n_{H_2}(\text{iniciales}) - n_{H_2}(\text{que han reaccionado})$$

$$n_{H_2}(\text{equilibrio}) = 0,75 - 0,15825 = 0,59175 \text{ mol de } H_2 \text{ en el equilibrio}$$

EJERCICIO 1

a) En un reactor de 10 litros de volumen, se depositan inicialmente 0,25 moles de N_2 y 0,75 moles de H_2 . Al alcanzarse el equilibrio, a 450 °C, el 21,1 % de los moles de N_2 inicialmente presentes en el reactor se han transformado en NH_3 . Calcule los valores de K_p y K_c a esta temperatura.



Se calculan las concentraciones molares de reactivos y productos para poder aplicar la ley de acción de masas.

$$[N_2] = \frac{n_{N_2}}{V} = \frac{0,19725}{10} = 0,019725 \text{ mol/L} \quad [H_2] = \frac{n_{H_2}}{V} = \frac{0,59175}{10} = 0,059175 \text{ mol/L}$$

$$[NH_3] = \frac{n_{NH_3}}{V} = \frac{0,1055}{10} = 0,01055 \text{ mol/L}$$

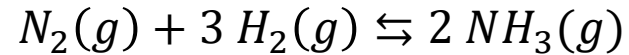
$$K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2] \cdot [H_2]^3} = \frac{0,01055^2}{0,019725 \cdot 0,059175^3} \approx 27,23 \quad \text{Y se calcula el valor de } K_p \text{ con la fórmula correspondiente.}$$

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} = 27,23 \cdot (0,082 \cdot (450 + 273))^{2-(1+3)} \approx 7,75 \cdot 10^{-3}$$

Los valores de las constantes de equilibrio pedidas son: **$K_c = 27,23$ y $K_p = 7,75 \cdot 10^{-3}$.**

EJERCICIO 1

b) Si el experimento se repite en las mismas condiciones del apartado a), pero a la temperatura de 550 °C, el 17,5 % de los moles de N₂ inicialmente presentes en el reactor se transforman en NH₃. Deduzca si la reacción es exotérmica o endotérmica.



Esta cuestión se puede responder de varias formas diferentes, pero la opción que probablemente busca el examinador es la basada en el principio de Le Châtelier. Dicho principio establece que *“si un sistema en equilibrio es sometido a una perturbación (como un cambio en la concentración, temperatura o presión), el sistema se desplazará en una dirección que contrarreste dicha perturbación, buscando un nuevo equilibrio”*.

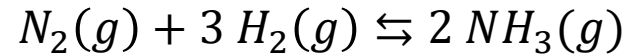
Según dicho principio, si se aumenta la temperatura de un sistema, el sistema se desplazará de forma que absorba calor para compensar la perturbación producida (el aumento de T). Por ello ante un **aumento de temperatura** se desplazará en el **sentido endotérmico**.

En nuestro caso concreto. al aumentar la temperatura observamos que la formación de NH₃ se reduce, y puesto que el equilibrio se desplaza hacia el **lado que absorbe calor**. podemos decir que , la reacción inversa es endotérmica. Y, por ende, la reacción directa es **exotérmica**.

Se concluye, por tanto, que la reacción directa es **exotérmica**.

EJERCICIO 1

c) Calcule la cantidad de energía, en forma de calor, que se absorbe o se libera cuando se obtienen 20,0 g de NH_3 .



Datos: variación de entalpía de formación estándar, $\Delta H_f^\circ (\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1})$: NH_3 : $-46,1$

Calcule la entalpía de la reacción directa a partir de las entalpías de formación.

$$\Delta H_{\text{Reacción}}^\circ = \sum \Delta H_f^\circ (\text{Productos}) - \sum \Delta H_f^\circ (\text{Reactivos})$$

$$\Delta H_{\text{Reacción}}^\circ = 2 \cdot \Delta H_f^\circ (\text{NH}_3) - \Delta H_f^\circ (\text{N}_2) - 3 \cdot \Delta H_f^\circ (\text{H}_2) = 2 \cdot (-46,1) - 0 - 3 \cdot 0 = -92,2 \text{ kJ}$$

Se calcula la masa molar relativa del amoníaco. $MM(\text{NH}_3) = MM(\text{N}) + 3 \cdot MM(\text{H}) = 14,01 + 3 \cdot 1,01 = 17,04 \text{ g/mol}$

Se calculan los moles de amoníaco. $n_{\text{NH}_3} = \frac{m_{\text{NH}_3}}{MM(\text{NH}_3)} = \frac{20}{17,04} = 1,17 \text{ mol de NH}_3$

Se calcula la cantidad de energía liberada mediante un factor de conversión.

$$1,17 \text{ mol de NH}_3 \cdot \frac{-92,2 \text{ kJ}}{2 \text{ mol NH}_3} = -53,94 \text{ kJ}$$

Se liberan **53,94 kJ**.