



PAU - MADRID



QUÍMICA

EJERCICIO 1

JUNIO 2025

TERMOQUÍMICA

CINÉTICA QUÍMICA



VÍDEOS ÚTILES PARA REPASAR

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

No dejes de revisar mi canal, pues iré añadiendo nuevos.



Cinética química
Teoría y ejemplos



EvAU Junio 2024
Madrid



EvAU Julio 2023
Madrid



PAU Julio 2023
Comunidad Valenciana



PAU Junio 2023
Comunidad Valenciana



PAU Modelo 2023
Mayores de 25 Madrid



©Ángel Cuesta Arza

PROBLEMA 1

Tabla. Datos termodinámicos a 300K.

1) Responda a las siguientes preguntas:

a) El nitrato de amonio es un compuesto con muchas aplicaciones, cuya síntesis se realiza por reacción directa de ácido nítrico y amoníaco. Escriba la reacción ajustada que se produce y, haciendo uso de la Tabla, calcule ΔG_r° a 300 K. Justifique la espontaneidad de la reacción.

Compuesto	ΔG_f° (kJ·mol ⁻¹)	ΔH_f° (kJ·mol ⁻¹)	S° (J·K ⁻¹ ·mol ⁻¹)
NH ₄ NO ₃	-184	-366	151
HNO ₃	-81		
NH ₃	-17		
N ₂ O		82	220
H ₂ O		-241	189

Se escribe la ecuación ajustada. $\boxed{HNO_3 + NH_3 \rightarrow NH_4NO_3}$

Se calcula la variación de la energía libre de Gibbs de la reacción a 300 K. Se calcula mediante la fórmula:

$$\Delta G_{Reacción}^\circ = \sum \Delta G_f^\circ(Productos) - \sum \Delta G_f^\circ(Reactivos)$$

$$\Delta G_{Reacción}^\circ = \Delta G_f^\circ(NH_4NO_3) - \Delta G_f^\circ(HNO_3) - \Delta G_f^\circ(NH_3) = -184 - (-81) - (-17) = -86 \text{ kJ/mol}$$

El valor de la energía libre de Gibbs es: $\Delta G_{Reacción}^\circ = -86 \text{ kJ/mol}$

Dado que $\Delta G_{Reacción}^\circ < 0$, la reacción es espontánea a dicha temperatura.

PROBLEMA 1

b) Una de las aplicaciones del nitrato de amonio es como explosivo, ya que en ciertas condiciones (temperaturas por encima de 175 °C) se produce de forma explosiva la reacción de descomposición que da lugar a óxido de dinitrógeno y agua. Escriba la reacción ajustada y con los datos de la Tabla calcule ΔH_r° y ΔS_r° . Determine ΔG_r° a 450 K para dicha reacción. Considere que ΔH_r° y ΔS_r° no cambian con la temperatura. Justifique si la reacción es exotérmica y espontánea.

Tabla. Datos termodinámicos a 300K.

Compuesto	ΔG_f° (kJ·mol ⁻¹)	ΔH_f° (kJ·mol ⁻¹)	S° (J·K ⁻¹ ·mol ⁻¹)
NH ₄ NO ₃	-184	-366	151
HNO ₃	-81		
NH ₃	-17		
N ₂ O		82	220
H ₂ O		-241	189

La reacción que tiene lugar es



La variación de energía de Gibbs estándar de la reacción a 400 K se calcula mediante la fórmula: $\Delta G^0 = \Delta H^0 - T \cdot \Delta S^0$

Se calcula la variación de entalpía estándar de la reacción a 300 K/450 K. Se calcula mediante la fórmula:

$$\Delta H_{\text{Reacción}}^0 = \sum \Delta H_f^0(\text{Productos}) - \sum \Delta H_f^0(\text{Reactivos})$$

$$\Delta H_{\text{Reacción}}^0 = \Delta H_f^0(\text{N}_2\text{O}) + 2 \cdot \Delta H_f^0(\text{H}_2\text{O}) - \Delta H_f^0(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 82 + 2 \cdot (-241) - (-366) = -34 \text{ kJ/mol}$$

Se calcula la variación de entropía estándar de la reacción a 300 K/450 K mediante la fórmula:

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

$$\Delta S_{\text{Reacción}}^{\circ} = S^{\circ}(\text{N}_2\text{O}) + 2 \cdot S^{\circ}(\text{H}_2\text{O}) - S^{\circ}(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 220 + 2 \cdot 189 - 151 = 447 \text{ J}/(\text{mol} \cdot \text{K})$$

$$\Delta S_{\text{Reacción}}^{\circ} = 0,447 \text{ kJ}/(\text{mol} \cdot \text{K})$$

La variación de energía de Gibbs estándar de la reacción a 450 K se calcula mediante la fórmula: $\Delta G^{\circ} = \Delta H^{\circ} - T \cdot \Delta S^{\circ}$

$$\Delta G_{\text{Reacción}}^{\circ} = -34 - 450 \cdot 0,447 = -235 \text{ kJ/mol}$$

La variación de la entalpía de la reacción a 450 K es **-34 kJ/mol** y la de la entropía **447 J/(mol · K)**

La variación de energía de Gibbs estándar de la reacción a 450 K es **-235 kJ/mol.**

Dado que $\Delta G_{\text{Reacción}}^{\circ} < 0$, **la reacción es espontánea** a dicha temperatura.

Dado que $\Delta H_{\text{Reacción}}^{\circ} < 0$, **la reacción es exotérmica** a dicha temperatura.

PROBLEMA 1

c) Escriba la ley de velocidad de la reacción de descomposición del nitrato de amonio considerando que las unidades de su constante de velocidad son s^{-1} , e indique el orden de la reacción.



Se calcula el orden de la reacción haciendo un análisis dimensional de la ecuación de velocidad. $v = k \cdot [NH_4NO_3]^\alpha$

$$[NH_4NO_3]^\alpha = \frac{v}{k} \longrightarrow [NH_4NO_3]^\alpha = \frac{[v]}{[k]} = \frac{\frac{mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}}{s^{-1}}}{\frac{mol}{L}} = \left(\frac{mol}{L}\right)^\alpha = \frac{mol}{L} \longrightarrow \alpha = 1$$

Ya podemos escribir la ecuación de velocidad:

$$v = k \cdot [NH_4NO_3]$$

El orden de la reacción es 1.

PROBLEMA 1

d) Explique cómo afecta a la velocidad de la reacción de descomposición del nitrato de amonio una disminución de la temperatura

La ecuación de Arrhenius expresa la dependencia de la constante de velocidad con la energía de activación, con la temperatura y con el factor de frecuencia.

$$k = A \cdot e^{\frac{-E_a}{R \cdot T}}$$

Siendo: k = constante de velocidad
 A = factor de frecuencia
 E_a = energía de activación
 R = constante de los gases (8,314 J/mol·K)
 T = temperatura absoluta (K)

A medida que disminuye la temperatura (T), el valor de $\frac{E_a}{R \cdot T}$ aumenta, lo que hace que el término exponencial $\frac{-E_a}{R \cdot T}$ disminuya. Esto implica que la constante de velocidad k disminuye al bajar la temperatura. Puesto que la velocidad de reacción es directamente proporcional a la constante de velocidad, **al bajar la temperatura podemos concluir que disminuye la velocidad de la reacción.**

PROBLEMA 1

También se puede justificar la disminución de la velocidad que se produce al bajar la temperatura utilizando la teoría de colisiones.

A menor temperatura, la fracción de moléculas con la suficiente energía para superar la energía de activación será menor, provocando este hecho una rebaja en la velocidad de reacción.

De forma que, se analice de la forma que se analice, una reducción en la temperatura provocará una disminución en la velocidad de descomposición del nitrato de amonio.