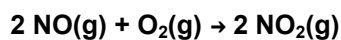


NOME _____

1.- Estúdase a cinética da seguinte reacción química en fase gasosa:



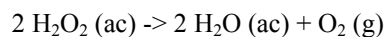
e obtense que, a certa temperatura, mantida constante, a velocidade inicial da reacción depende das concentracións tal e como se indica:

Experimento	v (mol · L ⁻¹ · s ⁻¹)	[NO] (mol · L ⁻¹)	[O ₂] (mol · L ⁻¹)
1	0.028	0.020	0.010
2	0.056	0.020	0.020
3	0.224	0.040	0.020
4	0.014	0.010	0.020

- a) Determina as ordes parciais e a orde total de reacción.
b) Calcula o valor da constante cinética coas súas unidades.

2.-Cuestións curtas:

- a) A descomposición natural do peróxido de hidróxeno:



segue a ecuación cinética: $v = k [\text{H}_2\text{O}_2]$. A reacción estudada, pode ter un mecanismo simple dunha soa etapa? Por que?

- b) Razona a veracidade da seguinte proposición: "O aumento de temperatura acelera as reaccións endotérmicas, pero frea as reaccións exotérmicas".

- c) É correcto afirmar que un inhibidor actúa aumentando a enerxía de activación do proceso? Se non é así, como actúa?

3.- Nun recipiente pechado de 1 L, e á temperatura de 400 °C, o amoníaco atópase dissociado nun 40% en nitróxeno e hidróxeno, sendo a presión total do sistema 710 mmHg. Calcula K_p e K_c .

4.- Calcula a solubilidade do AgBr a 25 °C, expresada en g/l, en: a) auga pura, e b) nunha disolución acuosa 0.1 M de NaBr, sabendo que $K_s(\text{AgBr}, 25\text{ °C}) = 7.7 \cdot 10^{-13}$.

Datos: $A_{r(\text{Ag})} = 107.8$; $A_{r(\text{Br})} = 79.9$; $A_{r(\text{Na})} = 23$.