

PAU (setembro de 2003)

1. Para a reacción ideal en fase gaseosa: $A + B \rightarrow C + D$. Cuxa ecuación cinética ou "lei de velocidade" é $v = k [A]$, indique como varía a velocidade de reacción: **a)** Se o volume do sistema diminúe á metade. **b)** Ao variar as concentracións dos produtos, sen modificar o volume do sistema. **c)** Ao usar un catalizador. **d)** A medida que a temperatura aumenta

PAU (setembro de 2004)

2.- A reacción en fase gaseosa $A + B \rightarrow C + D$ é endotérmica e a súa ecuación cinética é: $v = k [A]^2$. Xustifique se as seguintes afirmacións son verdadeiras ou falsas: **(a)** O reactivo A é consumido máis rápido que B. **(b)** Un aumento da presión total causa un aumento na velocidade de reacción. **(c)** Unha vez iniciada a reacción, a velocidade de reacción é constante se a temperatura non cambia. **(d)** Porque é endotérmica, un aumento da temperatura ralentiza a velocidade de reacción.

PAU (setembro de 2005)

3.- Para a reacción en fase gaseosa $CO + NO_2 \rightarrow CO_2 + NO$, a ecuación de velocidade é $v = k [NO_2]^2$. Xustifique se as seguintes afirmacións son verdadeiras ou falsas: **a)** A taxa de desaparición de CO é igual á taxa de desaparición de NO_2 . **b)** A constante de velocidade non depende da temperatura debido a que a reacción ocorre na fase gaseosa. **c)** A orde total da reacción é dous. **d)** As unidades da constante de velocidade serán $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$.

PAU (xuño de 2006)

4.- A reacción en fase gaseosa $2A + B \rightarrow 3C$ é unha reacción elemental e, polo tanto, de orde 2 respecto de A e de orde 1 respecto de B. **a)** Formule a expresión para a ecuación de velocidade. **b)** Indique as unidades da velocidade de reacción e da constante cinética. **c)** Xustificar cómo afecta á velocidade de reacción un aumento da temperatura a volume constante. **d)** Xustificar cómo afecta á velocidade de reacción un aumento do volume a temperatura constante.

PAU (xuño de 2007)

5.- A reacción $2X + Y \rightarrow X_2Y$ ten orde de reacción 2 e 1 con respecto a X e Y, respectivamente. **a)** Cal é a orde total da reacción? Escribe a ecuación da velocidade do proceso. **b)** Qué relación existe entre a taxa de desaparición de X e a aparición de X_2Y ? **c)** ¿En qué unidades pode expresarse a velocidade desta reacción? E a constante de velocidade? **d)** De que factor depende o valor da constante de velocidade desta reacción? Razoe a resposta.

PAU (xuño de 2007)

6.- A velocidade de reacción $A + 2 B \rightarrow C$ en fase gaseosa só depende da temperatura e da concentración de A, de xeito que ao dobrar a concentración de A a velocidade de reacción tamén se duplica. **a)** Xustificar para cal dos reactivos a concentración cambia máis rápido. **b)** Indica as ordes parciais para A e B e escriba a ecuación cinética. **c)** Indique as unidades da velocidade de reacción e da constante cinética. **d)** Xustificar cómo afecta á velocidade de reacción unha diminución do volume a temperatura constante.

1.

- a) $[A]$ = moles de A/volumen. Al disminuir el volumen a la mitad, $[A]$ se duplica y la velocidad también.
- b) No varía, ya que la velocidad solo depende de $[A]$.
- c) Se aumenta la velocidad de reacción porque se disminuye la energía de activación.
- d) La velocidad de reacción aumenta con el aumento de la temperatura porque aumenta el número de partículas para las que los choques son eficaces.

2.

- a) Falsa. Por definición $v = -\frac{d[A]}{dt} = -\frac{d[B]}{dt}$, las concentraciones de A y B cambian a igual velocidad. (También: por la estequiometría de la ecuación se consumen mol a mol, luego desaparecen al mismo ritmo).
- b) Verdadera. $[A] = \frac{n_A}{V} = \frac{n_A P}{n_T RT}$, luego un aumento de presión produce un aumento de $[A]$ y por tanto de v .
- c) Falsa. La velocidad de reacción depende de la temperatura y de $[A]$. Al producirse la reacción disminuye $[A]$ y por tanto la velocidad irá disminuyendo.
- d) Falsa. A través de la ecuación de Arrhenius, la temperatura produce siempre un aumento de la constante de velocidad y por tanto de la velocidad de reacción. También puede justificarse porque los aspectos termodinámicos no influyen en la cinética.

3.

- a) Verdadera. $v = -d[CO]/dt = -d[NO_2]/dt$ porque la estequiometría es 1:1
- b) Falsa. La constante de velocidad k es función de la temperatura (ley de Arrhenius) y no del estado físico de un determinado reactivo o producto.
- c) Verdadera. A la vista de la ecuación de velocidad, $v = k[NO_2]^2$, el orden total es dos.
- d) Falsa. $k = v/[NO_2]^2 = (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1})/(\text{mol} \cdot \text{L}^{-1})^2 = \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$

4.

- a) $v = k[A]^2[B]$
- b) Unidades de v : $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ y unidades de k : $\text{L}^2 \cdot \text{mol}^{-2} \cdot \text{s}^{-1}$.
- c) Según la teoría de Arrhenius un aumento de temperatura produce un aumento del valor de la constante cinética y por tanto de la velocidad de reacción.
- d) Un aumento de volumen produce una disminución del valor de las concentraciones de A y B, y por tanto la velocidad de reacción disminuye.

5. a) A orde de reacción total é 3. A ecuación de velocidade de reacción e $V = k [X]^2[Y]$ b) Como por mol de produtos X_2Y desaparecen 2 moles de reactivo X, a relación entre os tipos de formación X_2Y e desaparición de X será: taxa de desaparición X = 2 taxa de aparición de X_2Y c) Velocidade pode expresarse en unidades de concentración de tempo⁻¹, por exemplo $\text{mol L}^{-1} \text{s}^{-1}$. Esta é unha reacción de orde 3, polo tanto, as unidades de k son concentración⁻² tempo⁻¹ normalmente $\text{L}^2 \text{mol}^{-2} \text{s}^{-1}$. d) A constante de velocidade depende só da temperatura de acordo coa ecuación de Arrhenius.

6. a) A concentración de B é a que cambia máis rápido porque, pola estequiometría da reacción, por cada mol que desaparece de A desaparecen 2 de B e aparece 1 de C. Tamén pode ser contestada usando a definición matemática de velocidade b) Se v duplícase ao duplicar $[A]$: v é de orde 1 respecto de A. Ecuación cinética: $v = k [A]$. c) Unidades de v : $\text{mol L}^{-1} \text{s}^{-1}$ (ou calquera unidade do tipo de "concentración tempo⁻¹"). Unidades de k para unha reacción de primeira orde: s^{-1} (ou calquera outra unidade de tipo "tempo⁻¹"). d) A diminución do volume produce un aumento de $[A]$ xa que $[A] = n_A/V$, mantendo a temperatura constantemente causando que k non cambie. Polo tanto, a velocidade da reacción aumenta.

CINÉTICA QUÍMICA

1. Escribe a ecuación de velocidade das seguintes reaccións:

a) $\text{NO (g)} + \text{O}_3 \text{ (g)} \rightarrow \text{NO}_2 \text{ (g)} + \text{O}_2 \text{ (g)}$ se sabemos que a reacción é de primeira orde con respecto a cada reactivo;

b) $2 \text{ CO (g)} + \text{O}_2 \text{ (g)} \rightarrow 2 \text{ CO}_2 \text{ (g)}$ se sabemos que é de primeira orde con respecto a O_2 e segundo orde respecto do CO.

2. Mediuse a velocidade para a reacción: $\text{A} + 2\text{B} \rightarrow \text{C}$ a 25°C , para o que se deseñaron catro experimentos, obtendo como resultado a seguinte táboa de valores:

Experimento.	$[\text{A}_0] \text{ (mol}\cdot\text{l}^{-1})$	$[\text{B}_0] \text{ (mol}\cdot\text{l}^{-1})$	$v_0 \text{ (mol}\cdot\text{l}^{-1}\cdot\text{s}^{-1})$
1	0,1	0,1	$5,5 \cdot 10^{-6}$
2	0,2	0,1	$2,2 \cdot 10^{-5}$
3	0,1	0,3	$1,65 \cdot 10^{-5}$
4	0,1	0,6	$3,3 \cdot 10^{-5}$

Determina as ordes de reacción parcial e total, a constante de velocidade e a velocidade cando as concentracións de A e B sexan ambas $5,0 \cdot 10^{-2} \text{ M}$.

3. A velocidade para unha reacción entre dous substancias A e B ven dada por:

Experimento	$[\text{A}_0] \text{ (mol}\cdot\text{l}^{-1})$	$[\text{B}_0] \text{ (mol}\cdot\text{l}^{-1})$	$v_0 \text{ (mol}\cdot\text{l}^{-1}\cdot\text{s}^{-1})$
1	$1,0 \cdot 10^{-2}$	$0,2 \cdot 10^{-2}$	$0,25 \cdot 10^{-4}$
2	$1,0 \cdot 10^{-2}$	$0,4 \cdot 10^{-2}$	$0,50 \cdot 10^{-4}$
3	$1,0 \cdot 10^{-2}$	$0,8 \cdot 10^{-2}$	$1,00 \cdot 10^{-4}$
4	$2,0 \cdot 10^{-2}$	$0,8 \cdot 10^{-2}$	$4,02 \cdot 10^{-4}$
5	$3,0 \cdot 10^{-2}$	$0,8 \cdot 10^{-2}$	$9,05 \cdot 10^{-4}$

Determina as ordes de reacción parciais e totais, a constante de velocidade e a velocidade cando $[\text{A}_0] = 0,04 \text{ M}$ e $[\text{B}_0] = 0,05 \text{ M}$.

4. Completa a seguinte táboa para a reacción: $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C}$ a 25°C , que é de primeira orde respecto de B e de orde 2 con respecto a A. Completa a táboa xustificando cómo obtivo os valores:

Experimento	$[\text{A}_0] \text{ (mol}\cdot\text{l}^{-1})$	$[\text{B}_0] \text{ (mol}\cdot\text{l}^{-1})$	$v_0 \text{ (mol}\cdot\text{l}^{-1}\cdot\text{s}^{-1})$
1	0,1	0,1	$5,5 \cdot 10^{-6}$
2		0,1	$2,2 \cdot 10^{-5}$
3	0,1		$1,65 \cdot 10^{-5}$
4	0,1	0,6	

5. Os datos da seguinte táboa pertencen á reacción: $\text{CO (g)} + \text{NO}_2 \text{ (g)} \rightarrow \text{CO}_2 \text{ (g)} + \text{NO (g)}$ onde vemos como varía a velocidade da mesma en función das distintas concentracións iniciais de ambos reactivos.

Experimento	$[\text{CO}]_0 \text{ (mol}\cdot\text{l}^{-1}\text{)}$	$[\text{NO}_2]_0 \text{ (mol}\cdot\text{l}^{-1}\text{)}$	$v_0 \text{ (mol}\cdot\text{l}^{-1}\cdot\text{h}^{-1}\text{)}$
1	$3,0 \cdot 10^{-4}$	$0,4 \cdot 10^{-4}$	$2,28 \cdot 10^{-8}$
2	$3,0 \cdot 10^{-4}$	$0,8 \cdot 10^{-4}$	$4,56 \cdot 10^{-8}$
3	$3,0 \cdot 10^{-4}$	$0,2 \cdot 10^{-4}$	$1,14 \cdot 10^{-8}$
4	$6,0 \cdot 10^{-4}$	$0,4 \cdot 10^{-4}$	$4,56 \cdot 10^{-8}$
5	$1,8 \cdot 10^{-3}$	$0,4 \cdot 10^{-4}$	$13,68 \cdot 10^{-8}$

Determina a orde de reacción, a constante de velocidade e a velocidade cando $[\text{CO}]_0 = 0.01 \text{ M}$ e $[\text{NO}_2]_0 = 0,02 \text{ M}$.

6. A destrución da capa de ozono debeuse entre outras á seguinte reacción: $\text{NO} + \text{O}_3 \rightarrow \text{NO}_2 + \text{O}_2$. Os resultados obtidos en tres experimentos onde as concentracións iniciais dos reactivos variaronse foron as seguintes:

Experimento.	$[\text{NO}]_0 \text{ (mol}\cdot\text{l}^{-1}\text{)}$	$[\text{O}_3]_0 \text{ (mol}\cdot\text{l}^{-1}\text{)}$	$v_0 \text{ (mol}\cdot\text{l}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}\text{)}$
1	$1,0 \cdot 10^{-6}$	$3,0 \cdot 10^{-6}$	$6,6 \cdot 10^{-5}$
2	$1,0 \cdot 10^{-6}$	$9,0 \cdot 10^{-6}$	$1,98 \cdot 10^{-4}$
3	$3,0 \cdot 10^{-6}$	$9,0 \cdot 10^{-6}$	$5,94 \cdot 10^{-4}$

a) Determine a ecuación de velocidades. b) Calcular o valor da constante de velocidade.

7. Xustifica razoadamente cal das seguintes afirmacións son correctas. Para iniciar o proceso de combustión do carbón, debe precalentarse porque: a) a reacción de combustión é endotérmica; b) a enerxía de activación debe ser superada; c) a reacción de combustión é exotérmica; d) a reacción de combustión non é espontánea á temperatura ambiente.

8.- a) Definir a velocidade dunha ecuación química; b) Indique, xustificando a resposta, cal das seguintes propostas sobre a velocidade de reacción son correctas. I) Pode expresarse en $\text{mol}\cdot\text{l}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$. II) Pode expresarse en $\text{mol}\cdot\text{l}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$. III) Cando engades un catalizador, a velocidade cambia. IV) O seu valor numérico é constante ao longo da duración da reacción. V) O seu valor numérico depende da temperatura na que se realice a reacción. (Selectividade Salamanca xuño 1997)

9.- Responda as seguintes preguntas: a) Cal é o concepto de velocidade de reacción? b) En que unidades se expresa? c) Que factores inflúen na velocidade dunha reacción? d) Por que un catalizador aumenta a velocidade dunha reacción? (Cuestión Selectividade. Madrid Previo 2000)

10. Na reacción $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C} + \text{D}$, probaremos experimentalmente que $v = k [\text{A}] \cdot [\text{B}]$, onde $k = A \cdot e^{-E_a/RT}$. a) Explicar o significado de cada un dos termos da ecuación de Arrhenius. b) En certos casos, a velocidade de reacción é $v = 0,01 \text{ mol} / \text{l} \cdot \text{s}$. Indica de forma razoda varias formas de facer a reacción máis rápida.

11. Considere o proceso $aA + bB \rightarrow \text{produtos}$. Indica cómo a presenza dun catalizador inflúe en: a) a calor da reacción; b) a enerxía de activación da reacción; c) a cantidade de produto obtido; d) a velocidade da reacción. (Pregunta de selectividade Cantabria 1997)

12.- Dadas as seguintes declaracións indica, xustificando a resposta, cales son verdadeiras e cales son falsas. Cando se engade un catalizador a un sistema: a) o cambio de entalpia da reacción tórnase máis negativo, é dicir, a reacción tórnase máis exotérmica e, polo tanto, máis rápida; b) O cambio de enerxía estándar de Gibbs vólvese máis negativo e, consecuentemente, aumenta a súa velocidade; c) o estado estacionario é modificado; d) O mecanismo da reacción é modificado e, polo tanto, aumenta a velocidade da reacción. (Pregunta de selectividade Salamanca 1997).

SOLUCIÓN (cinética química)

1. a) $V = k \cdot [NO] \cdot [O_3]$ b) $v = k' \cdot [CO]^2 \cdot [O_2]$

2. Comparando as experiencias 1 e 2, vemos que ao duplicar $[A]$ mantendo constante $[B]$, "V" cuádruplicase, o que conduce á conclusión de que a reacción é de segunda orde con respecto a A.

Comparando as experiencias 1 e 3, vemos que o triplicar $[B]$ mantendo constante $[A]$, "v" triplicase o que leva á conclusión de que a reacción é de primeira orde en relación a B.

A ecuación de velocidade é: $v = k \cdot [A]^2 \cdot [B]$, isto é, a orde total da reacción é "3"

$$k = \frac{v}{[A]^2 \cdot [B]} = \frac{5,5 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{(0,1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1})^2 \cdot 0,1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}} = 5,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}^{-2} \cdot \text{l}^2 \cdot \text{s}^{-1}$$

$$v = k \cdot [A]^2 \cdot [B] = 5,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}^{-2} \cdot \text{l}^2 \cdot \text{s}^{-1} \cdot (0,05 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1})^2 \cdot 0,05 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

$$v = 6,875 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

3. Comparando as experiencias 1 e 2, vemos que ao duplicar $[B]$ mantendo constante $[A]$ "v" duplícase o que leva a deducir que a reacción é de primeira orde en relación a B. Comparando as experiencias 3 e 4, vemos que duplicandi a $[A]$ mantendo constante $[B]$, "V" cuádruplicase, o que conduce á conclusión de que a reacción é de segunda orde con respecto a A. A ecuación de velocidade será: $v = k \cdot [A]^2 \cdot [B]$, é dicir, a súa orde de reacción total será "3".

$$k = \frac{v}{[A]^2 \cdot [B]} = \frac{0,25 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{(0,01 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1})^2 \cdot 0,002 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}} = 125 \text{ mol}^{-2} \cdot \text{l}^2 \cdot \text{s}^{-1}$$

$$k \cdot [A]^2 \cdot [B] = 125 \text{ mol}^{-2} \cdot \text{l}^2 \cdot \text{s}^{-1} \cdot (0,04 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1})^2 \cdot 0,05 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

4.

$$v = k \cdot [A]^2 \cdot [B]$$

$$k = \frac{v_1}{[A_1]^2 \cdot [B_1]} = \frac{5,5 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{(0,1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1})^2 \cdot 0,1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}} = 5,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}^{-2} \cdot \text{l}^2 \cdot \text{s}^{-1}$$

$$[A_2]^2 = \frac{v_2}{k \cdot [B_2]} = \frac{2,2 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{5,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}^{-2} \cdot \text{l}^2 \cdot \text{s}^{-1} \cdot 0,1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}} = 0,04 \text{ mol}^2 \cdot \text{l}^{-2}$$

$$[A_2] = 0,2 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

$$[B_3] = \frac{v_3}{k \cdot [A_3]^2} = \frac{1,65 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{5,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}^{-2} \cdot \text{l}^2 \cdot \text{s}^{-1} \cdot (0,1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1})^2} = 0,3 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

$$v_4 = k \cdot [A_4]^2 \cdot [B_4] = 5,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}^{-2} \cdot \text{l}^2 \cdot \text{s}^{-1} \cdot (0,1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1})^2 \cdot 0,6 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} = 3,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

5. Comparando os experimentos 1 e 2 vemos que ao dobrar $[\text{NO}_2]$ mantendo constante $[\text{CO}]$ dobramos "v", o que nos leva a deducir que a reacción é de primeira orde respecto de NO_2 . Comparando os experimentos 1 e 4 vemos que ao dobrar $[\text{CO}]$ manténdose constante $[\text{NO}_2]$, dobramos "v" o que nos leva a deducir que a reacción é de primeira orde respecto de CO .

A ecuación de velocidade será: $v = k \cdot [\text{CO}] \cdot [\text{NO}_2]$, é dicir, a súa orde total de reacción será "2".

$$k = \frac{v}{[\text{CO}] \cdot [\text{NO}_2]} = \frac{2,28 \cdot 10^{-8} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{3 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \cdot 0,4 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}} = 1,9 \text{ mol}^{-1} \cdot \text{l} \cdot \text{s}^{-1}$$

$$v = k \cdot [\text{CO}] \cdot [\text{NO}_2] = 1,9 \text{ mol}^{-1} \cdot \text{l} \cdot \text{s}^{-1} \cdot 0,01 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \cdot 0,02 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

$$v = 3,8 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

6. a) Comparando o experimento 1 e 2 vemos que ao triplicar $[\text{O}_3]$ mantendo constante $[\text{NO}]$, triplícase "v" o que nos leva a deducir que a reacción é de primeira orde con respecto a O_3 . Comparando o Experimento 2 e 3, vemos que ao triplicar $[\text{NO}]$ mantendo constante $[\text{O}_3]$, "v" triplícase, e isto lévanos a deducir que a reacción é de primeira orde con respecto a NO .

A ecuación de velocidade será: $v = k \cdot [\text{NO}] \cdot [\text{O}_3]$.

$$b) \quad k = \frac{v}{[\text{NO}] \cdot [\text{O}_3]} = \frac{6,6 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{1,0 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \cdot 3,0 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}} = 2,2 \cdot 10^7 \text{ mol}^{-1} \cdot \text{l} \cdot \text{s}^{-1}$$

7. a) FALSO, xa que a reacción xeneralmente da calor e é, polo tanto, exotérmica. b) VERDADEIRO, xa que se non se supera isto non producirá o complexo activado e a reacción non terá lugar aínda que sexa exotérmica. c) A declaración é FALSA, porque aínda que todas as reaccións de combustión sexan exotérmicas, esta non é a causa pola cal deben de ser quentadas previamente. d) FALSO. O termo que máis inflúe en ΔG é ΔH , especialmente se a temperatura non é moi elevada, xa que $\Delta G < 0$ e a reacción é espontánea, o que non significa que non debe exceder a enerxía de activación.

8.- a) É o valor absoluto do cambio na concentración dun dos produtos ou reactivos con respecto ao tempo dividido polo seu coeficiente estequiométrico. b) I) É FALSO porque se expresa en $\text{mol}\cdot\text{l}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$; II) VERDADEIRO, aínda que non sexa correcto que poida expresarse, pero sempre se expresa en tales unidades; III) VERDADEIRO, xa que cambia o mecanismo da reacción e, polo tanto, a constante de velocidade, cando a enerxía de activación varía; IV) FALSO, a velocidade diminúe ata alcanzar "0" cando se alcanza o equilibrio, desde entón non se modifica a concentración de reactivo ou produto ao longo do tempo; V) VERDADEIRO, pois co aumento da temperatura hai máis moléculas que teñen a enerxía necesaria para que nas súas colisións se forme o complexo activado.

9.- a) É o valor absoluto do cambio na concentración dun dos produtos ou reactivos con respecto ao tempo dividido polo seu coeficiente estequiométrico. b) Expresase en $\text{mol}\cdot\text{l}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$. (c) Natureza das sustancias. Estado físico. Contacto superficie ou grao de pulverización (no caso dos sólidos). Concentración dos reactivos. Temperatura. Presenza de catalizadores. d) Porque varía o mecanismo da reacción e, polo tanto, a constante de velocidade varía.

10.- a) A é unha constante que ten as mesmas unidades que a constante de velocidade, E_a é a enerxía de activación, R é a constante dos gases e T é a temperatura absoluta. b) Aumentando T aumentará " k " e, polo tanto, aumentará " v ". Usando catalizadores, tamén podemos aumentar " k " porque podemos diminuír E_a . Tamén podemos aumentar a " v " aumentando $[A]$ ou $[B]$.

11.- a) Non inflúe na calor da reacción, porque esta é unha función de estado e non depende do mecanismo por onde se produza a reacción. b) Varía o mecanismo da reacción e, polo tanto, a enerxía de activación. Na maioría dos casos, E_a diminuír e, polo tanto, " v " aumentará; Con todo, nalgúns casos os catalizadores poden ser usados para retardar (porque aumenta E_a). c) Os catalizadores non inflúen no equilibrio e, polo tanto, non inflúen na cantidade de produto obtido, pois as constantes dos mesmo só dependen das concentracións ou presións parciais dos reactivos e produtos e dos coeficientes estequiométricos da ecuación axustada global. d) Varía a velocidade pois varía o mecanismo da reacción e, polo tanto, a enerxía de activación e, como resultado disto, a constante de velocidade.

12.- a) FALSO, porque a entalpía de reacción é unha función de estado e depende só do estado inicial e final do sistema, no que o catalizador non aparece. b) FALSO, a enerxía libre de Gibbs tamén é función de estado e non varia pola presenza de catalizadores. Varía a velocidade porque a enerxía de activación varía. c) FALSO. Os catalizadores non inflúen no equilibrio, xa que as súas constantes dependen só das concentracións ou presións parciais de reactivos e produtos e dos coeficientes estequiométricos da ecuación global axustada. d) VERDADEIRO, xa que o catalizador cambia o mecanismo polo cal prodúcese a reacción e, polo tanto, E_a , cambiando así a constante de velocidade e, polo tanto, a velocidade da reacción.

PROBLEMAS E CUESTIÓNS.

Unidades de K (constante cinética).

- 1.** A velocidade dunha reacción química vén dada pola expresión: $v = K[A]^2[B]$
- a)** Cal é a orde total desa reacción? **b)** Cales serán as unidades de K? **c)** A partir desta expresión podemos deducir que v é independente de T? **d)** A partir desta expresión poderíase deducir que v é independente da P, no caso de que os reactivos fosen gases?
- 2.** A reacción de fase gasosa $2A + B \rightarrow 3C$ é unha reacción fundamental e, polo tanto, de orde 2 en relación a A e de orde 1 en relación a B: **a)** Formula a ecuación de velocidade para este proceso. **b)** Indica as unidades da velocidade de reacción e da constante cinética. **c)** Xustifica cómo un aumento de temperatura a volume constante afecta á velocidade de reacción. **d)** Xustifica cómo un aumento de volume a temperatura constante afecta á velocidade de reacción.
- 3.** A ecuación de velocidade dunha determinada reacción é: $v = k \cdot [A]^2 \cdot [B]$. Razone se as seguintes afirmacións son verdadeiras ou falsas: **a)** A unidade da constante de velocidade é $\text{mol}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1}$. **b)** Se as concentracións de A e B duplícanse, sendo iguais, a velocidade de reacción é oito veces máis elevada. **c)** Se o volume se reduce á metade, a velocidade de reacción será oito veces maior.