

Gabarito 1ª lista

1 - $t_{1/2} = 4,00 \cdot 10^4 \text{ s}$ $[N_2O_5] = 0,0022 \text{ mol dm}^{-3}$

2 - $v = k[B][A]^2$

$k = 36,23 \text{ mol}^{-2} \text{ dm}^6 \text{ s}^{-1}$ ou $K = 0,036 \text{ mol}^{-2} \text{ dm}^6 \text{ s}^{-1}$

OBS: DEVE HAVER ALGUMA INCONSISTÊNCIA NOS DADOS

3 - a reação é 1ª ordem e $k = 3,67 \cdot 10^{-4} \text{ s}^{-1}$.

4 - $k = 5,94 \times 10^2 \text{ mol}^{-1} \text{ dm}^3 \text{ min}^{-1}$

$[A] = 1,86 \cdot 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$

5 - a reação é de 2ª ordem em relação a A.

$K = 10^{-1,84} = 0,014 \text{ mol}^{-1} \text{ dm}^3 \text{ s}^{-1}$

6 - $t = 4013 \text{ dias} \approx 134 \text{ meses}$

Se a reação fosse de 2ª ordem

$t = 7349 \text{ dias} \approx 245 \text{ meses}$

7 - $k = 4,13 \cdot 10^{-3} \text{ mol}^{-1} \text{ L s}^{-1}$

8 - a reação é de 1ª ordem e temos $k = 0,0135 \text{ min}^{-1}$

9 - $\frac{[A]}{[A]_0} = 1 = 100\%$

$t = 1,45 \cdot 10^7 \text{ s}$

10 - $k = 0,122 \text{ h}^{-1}$

$t = 18,93 \text{ h}$

11 - a reação é de primeira ordem

$k = 0,0444 \text{ min}^{-1}$

12 - a reação é de 1ª ordem em relação a cada reagente, de 2ª ordem global

$$K = 0,0020 \text{ M min}^{-1}$$

em que μ é uma unidade arbitrária.

13 - Exemplo do slide 26 de CINÉTICA QUÍMICA EMPÍRICA.

14 - Exemplo da slide 8 de LEIS DE VELOCIDADE INTEGRADAS.

15 - equação de 2ª ordem

$$K = 7,00 \cdot 10^{-4} \text{ mol}^{-1} \text{ L s}^{-1}$$

$$^{16} \quad x = 7,61 \Delta$$

17 - 236 KJ

$$18 - k_1 = 2,58 \cdot 10^9 \text{ L mol}^{-1} \text{ s}^{-1}$$

20A.1(b)

Como a proporção estequiométrica entre a quantidade de Fe e H_2O em reagentes e produtos é de 4:2, a pressão total diminui com a tempo.

20A.2(b)

$$\frac{d[A]}{dt} = -2,7 \text{ mol dm}^{-3} \text{ s}^{-1} \quad \frac{d[B]}{dt} = -8,1 \text{ mol dm}^{-3} \text{ s}^{-1} \quad \frac{d[C]}{dt} = 2,7 \text{ mol dm}^{-3} \text{ s}^{-1} \quad \frac{d[D]}{dt} = 5,4 \text{ mol dm}^{-3} \text{ s}^{-1}$$

20A.3(b)

$$v = \frac{27}{3} = 0,9 \text{ mol dm}^{-3} \text{ s}^{-1} \quad \frac{d[A]}{dt} = 0,9 \text{ mol dm}^{-3} \text{ s}^{-1} \quad \frac{d[C]}{dt} = 0,9 \text{ mol dm}^{-3} \text{ s}^{-1} \quad \frac{d[D]}{dt} = 1,8 \text{ mol dm}^{-3} \text{ s}^{-1}$$

20A4.(b) $k_1 \rightarrow \text{mol}^{-2} \text{dm}^6 \text{s}^{-1}$

$$v = k_1 [A] [B]^2 = - \frac{d[A]}{dt} = \frac{d[C]}{dt}$$

20A5.(b) $K_1 \rightarrow \text{s}^{-1}$

20B1.(b) a reação é de ordem zero

20B2.(b) $t_{1/2} = 1,95 \cdot 10^5 \text{ s}$

i) $p = 33,0 \text{ kPa}$

ii) $p = 33,0 \text{ kPa}$

20B3.(b) i) $[C] = 0,014 \text{ mol dm}^{-3}$ ii) $[C] = 0,027 \text{ mol dm}^{-3}$

20B4.(b) $t = 3,25 \cdot 10^6 \text{ s}$

20C1.(b) $k_1 = 8,33 \cdot 10^8 \text{ mol}^{-1} \text{dm}^3 \text{s}^{-1}$

$k_1 = 1,67 \cdot 10^{-7} \text{ s}^{-1}$

20D1.(b) $E_a = 56 \text{ kJ}$

$A = 1,21 \cdot 10^8 \text{ dm}^3 \text{mol}^{-1} \text{s}^{-1}$

20D2.(b) $E_a = 52,9 \cdot 10^3 \text{ J} = 52,9 \text{ kJ}$