

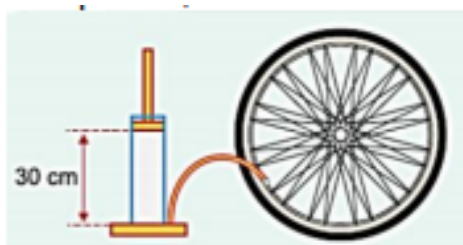
Cinética Química

6 C		8 O	9 F
14 Si	15 P		17 Cl

Cinética Química

1. Em um recipiente há 2,0 litros de gás nitrogênio (N_2) à pressão de 4,0 atm e temperatura T . Em um segundo recipiente há 3,0 litros do gás oxigênio (O_2). À pressão de 5,0 atm e a mesma temperatura T . Esses gases são misturados em um recipiente de 10 litros, mantidos à mesma temperatura T . Qual é a pressão dessa mistura?

2. (Fuvest- Adaptada) A figura mostra uma bomba de encher pneu de bicicleta. Quando o êmbolo está todo puxado, a uma distância de 30 cm da base, a pressão dentro da bomba é igual à pressão atmosférica normal. A área da secção transversal do pistão da bomba é 24 cm. Um ciclista quer encher ainda mais o pneu da bicicleta que tem volume de 2,4 litros e já está com uma pressão interna de 3 atm. Ele empurra o êmbolo da bomba até o final de seu curso. Suponha que o volume do pneu permaneça constante, que o processo possa ser considerado isotérmico e que o volume do tubo que liga a bomba ao pneu seja desprezível. Qual será a pressão final do pneu?



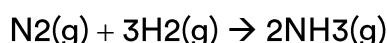
3. (UERJ) Um professor realizou com seus alunos o seguinte experimento para observar fenômenos térmicos:

- colocou, inicialmente, uma quantidade de gás ideal em um recipiente adiabático;
- comprimiu isotermicamente o gás à temperatura de $27^\circ C$, até a pressão de 2,0 atm;
- liberou, em seguida, a metade do gás do recipiente;
- verificou, mantendo o volume constante, a nova temperatura de equilíbrio, igual a $7^\circ C$.

Calcule a pressão do gás no recipiente ao final do experimento.

4. (UFSC) O nitrogênio do ar não é assimilável, mas por uma ação simbiótica entre os legumes e certas bactérias que existem nos nódulos das raízes, ele é fixado no solo em

forma de compostos amoniacaís. A cada ano, em toda a superfície terrestre, um bilhão de toneladas de nitrogênio atmosférico é transformado em N₂ fixado, sendo que, dentre todas as reações químicas realizadas, a síntese da amônia a partir de hidrogênio e nitrogênio atmosférico é a mais importante, conhecida como Processo de Haber:



Em uma experiência para determinar a lei de velocidade desta reação, os dados da tabela a seguir foram obtidos:

[N ₂], molL ⁻¹	[H ₂], molL ⁻¹	velocidade molL ⁻¹ min ⁻¹
0,03	0,01	4,2 × 10 ⁻⁵
0,06	0,01	1,7 × 10 ⁻⁴
0,03	0,02	3,4 × 10 ⁻⁴

01. A lei de velocidade da reação de formação da amônia é $v = k[\text{N}_2]^2 [\text{H}_2]^3$.

02. A partir de 10g de N₂ são obtidos 17g de NH₃.

04. Se a velocidade de formação da amônia é igual a $3,4 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1} \text{ min}^{-1}$, então a velocidade de consumo do nitrogênio é de $1,7 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1} \text{ min}^{-1}$.

08. A reação de formação da amônia é de segunda ordem em relação ao nitrogênio e ao hidrogênio.

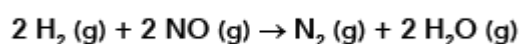
16. Quando a concentração de N₂ duplica, a velocidade da reação se reduz à metade.

32. A expressão da constante de equilíbrio para a reação é: $K = [\text{NH}_3]^2 / [\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^3$.

64. A velocidade de consumo do hidrogênio é um terço da velocidade de consumo do nitrogênio.

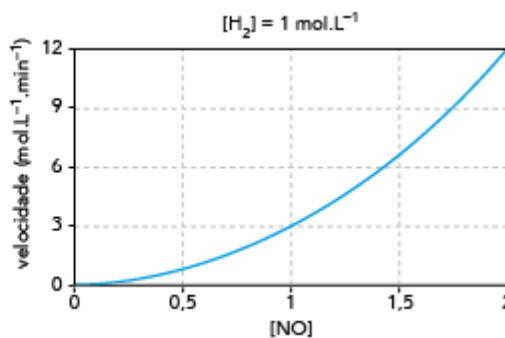
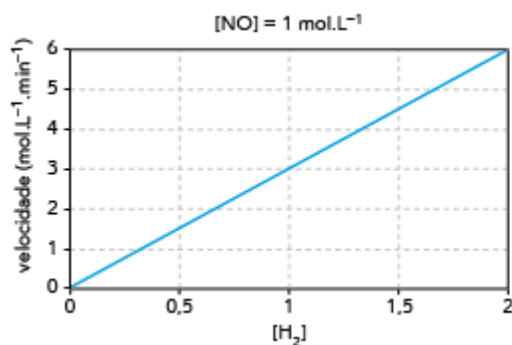
SOMATÓRIO:

5. (UERJ) A reação química entre o gás hidrogênio e o monóxido de nitrogênio, representada a seguir, foi analisada em duas séries de experimentos.



Na primeira série, a velocidade de reação foi medida em função da concentração de hidrogênio, mantendo-se a concentração de monóxido de nitrogênio constante em 1 mol.L⁻¹. Na segunda série, determinou-se a velocidade em função da concentração de monóxido de

nitrogênio, mantendo-se a concentração de hidrogênio constante em 1 mol.L^{-1} . Os resultados dos experimentos estão apresentados nos gráficos.



Determine a ordem de reação de cada um dos reagentes e calcule o valor da constante cinética.

Gabarito

1. 2,3 atm
2. 3,3 atm
3. Em relação às temperaturas inicial e final, sabe-se que $T_o = 27^\circ\text{C} = 300\text{ K}$ e $T = 7^\circ\text{C} = 280\text{ K}$.
De acordo com a equação de Clapeyron, as variáveis que caracterizam os estados inicial e final do gás estão relacionadas, respectivamente, por:

$$\begin{cases} P_o V_o = n_o R T_o & \Rightarrow & 2V_o = 300n_o R \\ PV = nRT & \Rightarrow & PV_o = 280\frac{n_o}{2} R \end{cases}$$

Sendo n o número de mols.

Dividindo-se uma equação pela outra, pode-se calcular a pressão:

$$\frac{1}{P} = \frac{300}{280} \Rightarrow P = \frac{280}{300} = \frac{14}{15} = 0,93 \text{ atm}$$

4. SOMATÓRIO = 37
5. A velocidade de uma reação química é calculada a partir das concentrações dos reagentes. Para a reação em questão, a velocidade é calculada por:
 $v = k [\text{H}_2]^x [\text{NO}]^y$
sendo
 v = velocidade da reação
 k = constante cinética da reação
 x = ordem de reação para o H_2
 y = ordem de reação para o NO
A ordem de reação para o hidrogênio é determinada a partir dos resultados do experimento com concentração fixa de monóxido de nitrogênio. Assim, podem-se escolher dois pontos do primeiro gráfico:
 - $[\text{H}_2] = 1 \text{ mol.L}^{-1}$ e $3 \text{ mol.L}^{-1}.\text{min}^{-1}$
 - $[\text{H}_2] = 2 \text{ mol.L}^{-1}$ e $6 \text{ mol.L}^{-1}.\text{min}^{-1}$

Note-se que, quando a concentração duplica, a velocidade também duplica. Deduz-se, portanto, que $x = 1$. Logo, a ordem de reação para o hidrogênio é igual a 1.

A ordem de reação para o monóxido de nitrogênio é determinada a partir dos resultados do experimento com concentração fixa de hidrogênio. Assim, podem-se escolher dois pontos do segundo gráfico:

- $[\text{NO}] = 1 \text{ mol.L}^{-1}$ e $3 \text{ mol.L}^{-1}.\text{min}^{-1}$
- $[\text{NO}] = 2 \text{ mol.L}^{-1}$ e $12 \text{ mol.L}^{-1}.\text{min}^{-1}$

Note-se que, quando a concentração duplica, a velocidade quadruplica. Deduz-se, portanto, que $y = 2$. Logo, a ordem de reação para o monóxido de nitrogênio é igual a 2.

Com base nesses resultados, a expressão de velocidade desta reação corresponde a:

$$v = k.[\text{H}_2]^1.[\text{NO}]^2$$

A constante cinética k da reação é determinada pela substituição dos valores obtidos em um dos experimentos. Optando-se pelo experimento no qual $[\text{H}_2] = [\text{NO}] = 1 \text{ mol.L}^{-1}$, a velocidade é igual a $3 \text{ mol.L}^{-1}.\text{min}^{-1}$. Substituindo-se os valores na equação:

$$3 = k \times 1 \times 1^2$$

$$k = 3 \text{ L}^2.\text{mol}^{-2}.\text{min}^{-1}$$