

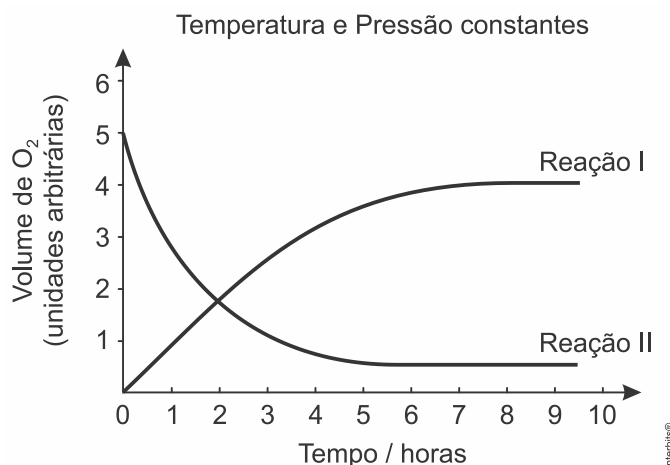
1. A cinética da reação $2\text{HgCl}_2 + \text{C}_2\text{O}_4^{2-} \rightarrow 2\text{Cl}^- + 2\text{CO}_{2(g)} + \text{Hg}_2\text{Cl}_{2(s)}$ foi estudada em solução aquosa, seguindo o número de mols de Hg_2Cl_2 que precipita por litro de solução por minuto. Os dados obtidos estão na tabela.

$[\text{HgCl}_2]$ (mol · L ⁻¹)	$[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}]$ (mol · L ⁻¹)	Velocidade (mol · L ⁻¹ · min ⁻¹)
0,100	0,15	$1,8 \times 10^{-5}$
0,100	0,30	$7,2 \times 10^{-5}$
0,050	0,30	$3,6 \times 10^{-5}$

Pede-se:

- Determinar a equação de velocidade da reação.
- Calcular o valor da constante de velocidade da reação.
- Qual será a velocidade da reação quando $[\text{HgCl}_2] = 0,010 \text{ mol/L}$ e $[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] = 0,010 \text{ mol/L}$?

2. Numa reação que ocorre em solução (reação I), há o desprendimento de oxigênio e a sua velocidade pode ser medida pelo volume do $\text{O}_{2(g)}$ desprendido. Uma outra reação (reação II) ocorre nas mesmas condições, porém consumindo $\text{O}_{2(g)}$ e este consumo mede a velocidade desta reação. O gráfico representa os resultados referentes às duas reações:



Considerando as duas horas iniciais, qual das reações tem velocidade maior? Justifique sua resposta.

A velocidade das reações está sendo medida a partir da formação de gás oxigênio (reação I) e de consumo de gás oxigênio (reação II).

3. Se uma esponja de ferro metálico empregada em limpeza, como por exemplo o Bom Bril, for colocada em uma chama ao ar, inicia-se uma reação química. Esta reação prossegue espontaneamente, mesmo quando a esponja é retirada da chama, com desprendimento de material incandescente sob a forma de fagulhas luminosas. Após o término da reação, a esponja torna-se quebradiça e escura. No entanto, se um arame de ferro aquecido na mesma chama e também ao ar, a única alteração que se nota ao final é o escurecimento de sua superfície.

- Por que há grande diferença nas velocidades de reação nos dois casos?
- Escreva a equação balanceada da reação de formação de um possível produto da reação, com o respectivo nome, para os dois casos.

4. Para remover uma mancha de um prato de porcelana fez-se o seguinte: cobriu-se a mancha com meio copo de água fria, adicionaram-se algumas gotas de vinagre e deixou-se por uma noite. No dia seguinte a mancha havia clareado levemente.

Usando apenas água e vinagre, sugira duas alterações no procedimento, de tal modo que a remoção da mancha possa ocorrer em menor tempo. Justifique cada uma das alterações propostas.

5. Explique, cientificamente, as seguintes observações experimentais.

- Uma barra de ferro aquecida em uma chama não altera muito seu aspecto visual. Contudo, se sobre esta mesma chama se atira limalha de ferro, verifica-se que as partículas de limalha se tornam incandescentes.
- A adição de níquel metálico, finalmente dividido, aumenta a velocidade da reação entre $C_2H_4(g)$ e $H_2(g)$ para produzir $C_2H_6(g)$.

6. Para estudar a velocidade da reação que ocorre entre magnésio e ácido clorídrico, foram feitos dois experimentos a $15^\circ C$ utilizando a mesma quantidade de magnésio e o mesmo volume de ácido. Os dois experimentos diferiram apenas na concentração do ácido utilizado. O volume de hidrogênio produzido em cada experimento, em diferentes tempos, foi medido a pressão e temperatura ambientes. Os dados obtidos foram:

Experi- mento	Tempo / min.	0	1	2	3	4	5	6	7
I	(vol. H_2) / cm^3	0	18	33	48	60	63	63	63
II	(vol. H_2) / cm^3	0	28	49	60	62	63	63	63



- Em qual dos experimentos a velocidade da reação foi maior? Justifique com base nos dados experimentais.
- A curva obtida para o experimento I ($15^\circ C$) está no gráfico acima. Neste mesmo gráfico, represente a curva que seria obtida se o experimento I fosse realizado a uma temperatura mais alta. Explique.

7. O Grito de Satanás nas Melancias

In Zé Limeira, Poeta do Absurdo

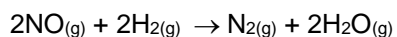
Orlando Tejo

"Possantes candeeiros a carbureto iluminam a sala espaçosa pintada a óleo, refletindo a luz forte nas lentes escuras que protegem os grandes olhos firmes do poeta, sob as grossas pestanas negras."

Em duas lanternas idênticas, carregadas com a mesma massa de carbureto, goteja-se água, na mesma vazão, sobre o carbureto. Na lanterna I, o carbureto encontra-se na forma de pedras e, na lanterna II, finamente granulado.

- Indique qual das lanternas apresentará a chama mais intensa.
- Indique qual delas se apagará primeiro. Justifique sua resposta, com base em seus conhecimentos de cinética química.

8. O óxido nítrico é um poluente atmosférico que pode ser reduzido na presença de hidrogênio, conforme a seguinte equação:



A velocidade inicial de formação de N_2 foi medida para várias concentrações iniciais diferentes de NO e H_2 , e os resultados são os seguintes:

Experimento N°	[NO] (mol/L)	[H ₂] (mol/L)	Velocidade inicial (molL ⁻¹ s ⁻¹)
1	0,20	0,10	4,92 x 10 ⁻³
2	0,10	0,10	1,23 x 10 ⁻³
3	0,10	0,20	2,46 x 10 ⁻³
4	0,05	0,40	1,23 x 10 ⁻³

Fazendo uso desses dados, determine:

- a equação de velocidade para a reação;
- o valor da constante de velocidade da reação;
- a velocidade inicial da reação quando $[\text{NO}] = 0,5 \text{ mol/L}$ e $[\text{H}_2] = 1,0 \text{ mol/L}$.

Gabarito:

Resposta da questão 1:

a) Teremos:

$$v = k \times [\text{HgCl}_2]^a \times [\text{C}_2\text{O}_4^{2-}]^b$$

Tomando a primeira e a segunda linha da tabela, vem:

$$1,8 \times 10^{-5} = k \times (0,100)^a \times (0,15)^b \quad (\text{I})$$

$$7,2 \times 10^{-5} = k \times (0,100)^a \times (0,30)^b \quad (\text{II})$$

Dividindo (I) por (II):

$$\frac{1,8 \times 10^{-5}}{7,2 \times 10^{-5}} = \frac{k \times \cancel{(0,100)^a} \times (0,15)^b}{k \times \cancel{(0,100)^a} \times (0,30)^b}$$

$$\frac{1}{4} = \left(\frac{1}{2}\right)^b \Rightarrow \frac{1}{2^2} = \frac{1}{2^b}$$

$$2^{-2} = 2^{-b}$$

$$-2 = -b$$

$$b = 2$$

Tomando a segunda e a terceira linha da tabela, vem:

$$7,2 \times 10^{-5} = k \times (0,100)^a \times (0,30)^b \quad (\text{III})$$

$$3,6 \times 10^{-5} = k \times (0,050)^a \times (0,30)^b \quad (\text{IV})$$

Dividindo (III) por (IV):

$$\frac{7,2 \times 10^{-5}}{3,6 \times 10^{-5}} = \frac{k \times (0,100)^a \times \cancel{(0,30)^b}}{k \times (0,050)^a \times \cancel{(0,30)^b}}$$

$$2 = 2^a \Rightarrow 2^1 = 2^a$$

$$a = 1$$

$$\text{Equação: } v = k \times [\text{HgCl}_2]^1 \times [\text{C}_2\text{O}_4^{2-}]^2$$

b) Substituindo os valores da primeira linha da tabela na equação da velocidade, vem:

$$v = k \times [\text{HgCl}_2]^1 \times [\text{C}_2\text{O}_4^{2-}]^2$$

$$1,8 \times 10^{-5} = k \times (0,100)^1 \times (0,15)^2$$

$$k = \frac{1,8 \times 10^{-5}}{10^{-1} \times 15 \times 15 \times 10^{-4}}$$

$$k = 0,008 = 8,0 \times 10^{-3}$$

c) $[\text{HgCl}_2] = 0,010 \text{ mol/L}$ e $[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] = 0,010 \text{ mol/L}$.

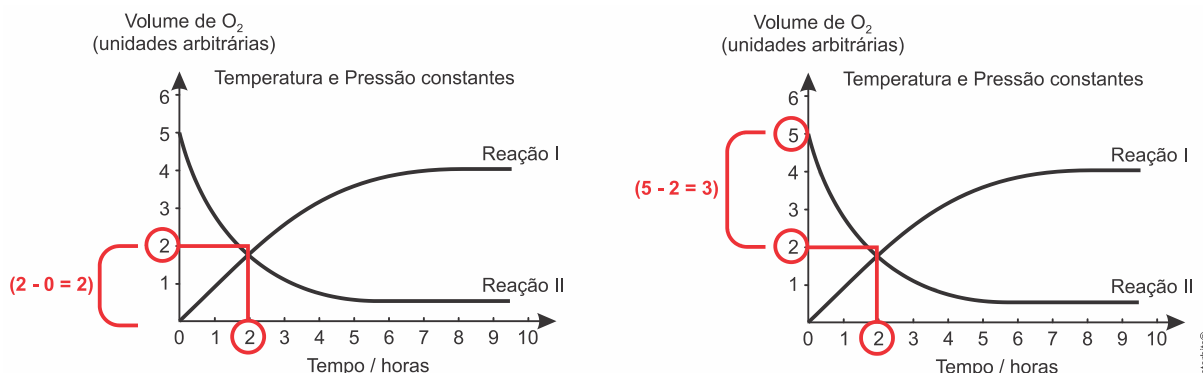
$$v = 8 \times 10^{-3} \times (0,010)^1 \times (0,010)^2$$

$$v = 8 \times 10^{-3} \times 10^{-2} \times 10^{-4}$$

$$v = 8 \times 10^{-9} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

Resposta da questão 2:

A partir da análise do gráfico, considerando as duas horas iniciais, verifica-se:



Na reação I houve formação de 2 unidades arbitrárias de O₂ em 2 horas:

$$|v_{\text{formação de O}_2}| = \frac{2 \text{ u.a.}}{2 \text{ h}} = 1 \text{ u.a./h}$$

Na reação II houve consumo de 3 unidades arbitrárias de O₂ em 2 horas:

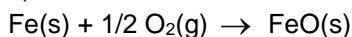
$$|v_{\text{formação de O}_2}| = \frac{3 \text{ u.a.}}{2 \text{ h}} = 1,5 \text{ u.a./h}$$

Conclusão: $v_{II} > v_I$.

Resposta da questão 3:

a) A velocidade da reação química envolvendo um reagente sólido é maior quando a superfície de contato do sólido com o oxigênio é mais ampla.

b) O escurecimento do "bombril" e do arame é devido à formação do óxido de ferro II:



Resposta da questão 4:

- Adicionar mais vinagre
- Aumentar a temperatura
- Agitar o sistema.

Resposta da questão 5:

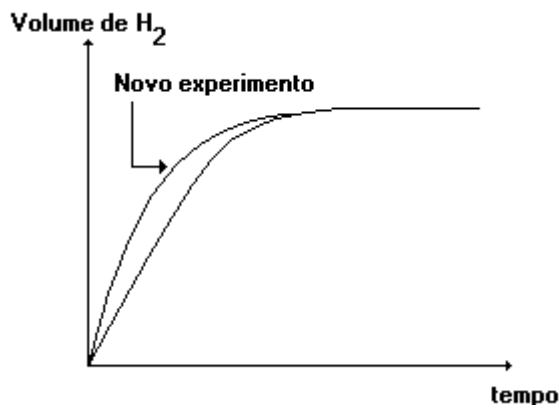
- a) A superfície de contato na limalha de ferro é bem maior que aquelas de barra de ferro.
- b) O níquel atua como catalisador. O hidrogênio absorvido na superfície do metal reage com eteno com maior velocidade.

Resposta da questão 6:

a) Da tabela, verifica-se que nos instantes iniciais da reação, a variação do volume de H₂ é maior no experimento II que no I, pois:

$v = \Delta \text{ volume de H}_2 / \Delta \text{ tempo}$, logo, pode-se afirmar que a velocidade da reação foi maior no experimento II.

b) Observe o gráfico a seguir:



A velocidade da reação aumenta, pois um aumento da temperatura causa elevação da energia cinética média das moléculas. O resultado é que ocorrerão colisões mais eficazes com os mesmos reagentes ao medirmos o volume do gás nas mesmas condições de pressão e temperatura.

Resposta da questão 7:

a) A lanterna II apresentará chama mais intensa pois o estado de divisão do carbureto (finamente granulado) possui maior superfície de contato do que o da lanterna I, resultando em uma maior velocidade da reação de formação de acetileno. Assim, a queima de uma maior quantidade de acetileno por unidade de tempo faz com que a chama da lanterna II seja mais intensa.

b) A lanterna II se apagará primeiro pois o carbureto finamente granulado reagirá mais rapidamente, sendo totalmente consumido em menos tempo.

Resposta da questão 8:

a) Analisando a tabela percebemos que da experiência 2 para a experiência 1 a concentração de NO ($[NO]$) dobra e a velocidade da reação quadruplica, isto significa que: $[NO]^2$.

Analisando a tabela percebemos que da experiência 2 para a experiência 3 a concentração de H_2 ($[H_2]$) dobra e a velocidade da reação também, isto significa que: $[H_2]^1$.

Concluimos que a equação de velocidade para a reação será dada por: $v = k[NO]^2 [H_2]$.

b) Utilizando a experiência 2, vem:

$$v = k[NO]^2[H_2] \Rightarrow 1,23 \times 10^{-3} = k(0,10)^2(0,10)^1 \Rightarrow k = 1,23.$$

c) Para $[NO] = 0,5 \text{ M}$ e $[H_2] = 1,0 \text{ M}$, teremos:

$$v_i = k[NO]^2[H_2] \Rightarrow v_i = 1,23[0,5]^2[1,0] \Rightarrow v_i = 0,3 \text{ mol.L}^{-1}.\text{s}^{-1}.$$