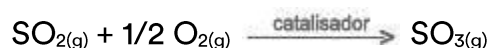


## *Cinética Química*

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

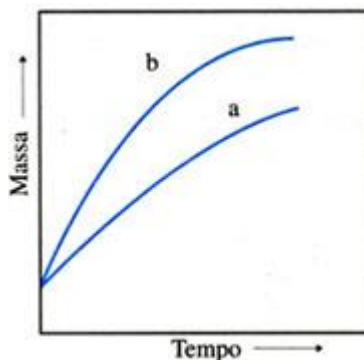
## Cinética Química

1. Uma mistura gasosa ideal de propano e ar é queimada a pressão constante, gerando 720 L de  $\text{CO}_2$  por hora, medidos a  $20^\circ\text{C}$ . Sabe-se que o propano e o ar encontram-se em proporção estequiométrica. Determine a velocidade média de reação da mistura em relação ao ar, considerando a composição do ar 21% de  $\text{O}_2$  e 79% de  $\text{N}_2$ , em volume.
2. Existem reações que, apesar de termodinamicamente possíveis, ocorrem com velocidade tão pequena que podem levar dias para que sua ocorrência seja percebida, ao passo que outras ocorrem com velocidade tão grande que chegam a ser explosivas. Como, num laboratório de química, você procederia para:  
a) acelerar uma reação muito lenta? (Cite alguns procedimentos, justificando-os.)  
b) retardar uma reação muito rápida? (Cite alguns procedimentos, justificando-os.)
3. A obtenção de  $\text{SO}_{3(g)}$  pode ser representada por:



A formação de  $\text{SO}_{3(g)}$ , por ser exotérmica, é favorecida a baixas temperaturas (temperatura ambiente). Entretanto, na prática, a obtenção de  $\text{SO}_{3(g)}$ , a partir de  $\text{SO}_{2(g)}$  e  $\text{O}_{2(g)}$ , é realizada a altas temperaturas ( $420^\circ\text{C}$ ). Justifique essa aparente contradição. .

4. O gráfico abaixo representa as variações das massas de um pequeno pedaço de ferro e de uma esponja de ferro (palha de aço usada em limpeza doméstica) expostos ao ar (mistura de gás nitrogênio,  $\text{N}_{2(g)}$ , gás oxigênio,  $\text{O}_{2(g)}$ , e outros gases além de vapor de água).



- a) Por que as massas da esponja e do pedaço de ferro aumentam com o tempo?  
b) Qual das curvas diz respeito à esponja de ferro? Justifique.
- 5.** Quando aplicada em ferimentos, a água oxigenada parece "ferver".  
a) Por quê?  
b) Escreva a equação que representa a reação química envolvida.

## Gabarito

1.  $1 \text{ C}_3\text{H}_8 + 5 \text{ O}_2 \rightarrow 3 \text{ CO}_{2(\text{g})} + 4 \text{ H}_2\text{O}_{(\text{g})}$   
5 litros de  $\text{O}_{2(\text{g})}$  --- litros de  $\text{CO}_{2(\text{g})}$   
x --- 720 litros de  $\text{CO}_{2(\text{g})}$   
 $x = 1200$  litros de  $\text{O}_{2(\text{g})}$ /hora  
21% do ar é gás oxigênio  
 $0,21x = 1200$   
 $X = 1200/0,21$   
 $x = 5\,714,2918$  litros de ar/hora.

2. a) Para acelerar uma reação é necessário fazer com que as partículas (moléculas ou íons) dos reagentes colidam com mais frequência e com maior energia; assim o número de colisões efetivas será maior. Neste caso, podemos:
- aumentar a concentração dos reagentes: quanto mais partículas reagentes por unidade de volume, maior a frequência de colisões entre elas.
  - aumentar a pressão: se os reagentes estiverem na fase gasosa, um aumento de pressão irá aproximar as partículas e aumentar a frequência de colisões.
  - aumentar a temperatura: quanto maior a temperatura, maior a energia cinética (movimento) das partículas e consequentemente maior a frequência de colisões com energia igual ou superior à energia de ativação da reação.
  - adicionar um catalisador adequado: um catalisador específico para determinada reação tem a propriedade de diminuir a energia de ativação e, portanto, aumentar sua velocidade.
- b) Para retardar uma reação muito rápida deve-se adotar procedimentos inversos aos descritos anteriormente.
- diminuir a concentração de reagentes: menos partículas reagentes por unidade de volume implica menos colisões por unidade de tempo e menor velocidade da reação.
  - diminuir a pressão: se os reagentes forem gasosos, uma pressão menor irá afastar as partículas e diminuir a frequência de colisões.
  - diminuir a temperatura: quanto menor a temperatura, menor a energia cinética (movimento) das partículas e menor a velocidade da reação.
  - adicionar um inibidor adequado: determinadas reações podem ter sua velocidade diminuída por uma substância que atua como inibidor aumentando a energia de ativação da reação.
  - evitar qualquer fornecimento de energia mecânica, térmica ou elétrica: choques, atritos, faíscas podem detonar uma reação com energia de ativação muito baixa

(explosiva); nesse caso é preciso tomar todas as providências para proteger os reagentes de um imprevisto.

3. A reação de formação do  $\text{SO}_{3(g)}$  é exotérmica e, portanto, favorecida por baixas temperaturas. A energia de ativação necessária para que a reação ocorra, no entanto, é elevada devido, principalmente, à estabilidade do  $\text{SO}_{2(g)}$ . Por isso a reação ocorre com maior velocidade a altas temperaturas.
4. a) O ferro, seja na forma de uma esponja, seja em pedaços, sofre oxidação (enferruja) quando exposto ao ar úmido. Uma das equações que pode representar esse fenômeno é:  
$$\text{Fe}_{(s)} + 3/2 \text{O}_{2(g)} + n \text{H}_2\text{O}_{(v)} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n \text{H}_2\text{O}_{(s)}$$
  
Verifica-se, portanto, o aumento de massa da esponja ou do pedaço de ferro em função da formação da ferrugem, uma vez que oxigênio e água são incorporados ao ferro.
- b) Quanto maior a superfície de contato entre os reagentes, maior será a velocidade da reação. No caso, a curva B corresponde à esponja de ferro, pois irá aumentar a sua massa mais rapidamente em função do tempo, por apresentar maior superfície de contato.
5. a) Existe uma enzima no sangue denominada peroxidase que atua como catalisador no processo de decomposição da água oxigenada; assim, na presença dessa enzima a água oxigenada se decompõe com maior velocidade. Nesta decomposição ocorre liberação de gás oxigênio,  $\text{O}_{2(g)}$ , que causa a impressão de fervura.
- b) 
$$2 \text{H}_2\text{O}_{2(l)} \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}_{(l)} + 1 \text{O}_{2(g)}$$