

QUÍMICA

COM

**PEDRO
NUNES**

Química é a ciência que estuda a composição, estrutura, propriedades da matéria, as mudanças sofridas por ela durante as reações químicas e sua relação com a energia. É considerada uma ciência exata e é muitas vezes de ciência central porque é a ponte entre outras ciências, como a física, matemática e a biologia. A química possui particularidades no desenvolvimento e utilização dos conceitos científicos, além de outras áreas, além

química orgânica, química inorgânica, química analítica, química física, química ambiental, química dos materiais e ajuda a compreender fenômenos químicos (Áreas interdisciplinares no ensino de química).

No Brasil são cerca de 100 mil os químicos registrados com registro profissional.

químico industrial, químicos gregos, formações diversas.

discorria por átomos, partícula mínima da matéria.

Abdera, não foi popularizada.

Aristóteles na Europa. No século XVIII a ideia ficou presente até o presente.

Entre os séculos III a.C. e o século XVIII a química foi considerada uma ciência pela alquimia. O objetivo de investigação mais conhecido era a procura da pedra filosofal, um método hipotético capaz de transformar metais comuns em ouro e o elixir da longa vida. Na investigação científica moderna, a química é considerada uma ciência exata e é muitas vezes de ciência central porque é a ponte entre outras ciências, como a física, matemática e a biologia. A química possui particularidades no desenvolvimento e utilização dos conceitos científicos, além de outras áreas, além

química orgânica, química inorgânica, química analítica, química física, química ambiental, química dos materiais e ajuda a compreender fenômenos químicos (Áreas interdisciplinares no ensino de química).

No Brasil são cerca de 100 mil os químicos registrados com registro profissional.



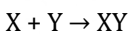
CURSO
FERNANDA PESSOA
ONLINE

CINÉTICA QUÍMICA

CINÉTICA QUÍMICA

Estuda a velocidade das reações químicas e os fatores que podem afetá-la. Observe as expressões de velocidade a seguir:

VELOCIDADE MÉDIA DE UMA SUBSTÂNCIA X – V_X



$$V_X = \frac{\Delta[X]}{\Delta t} \rightarrow \text{unidade} \rightarrow \text{mol/L} / \text{T(s, min, h, ...)}$$

$\Delta[X]$ → Variação da concentração em quantidade de matéria da substância X

Outras expressões

$$V_X = \frac{n\Delta X}{\Delta t} \rightarrow \text{unidade} \rightarrow \text{mol/T(s, min, h, ...)}$$

Δn_x → Variação da quantidade de matéria da substância X

$$V_X = \frac{m\Delta X}{\Delta t} \rightarrow \text{unidade} \rightarrow \text{M(g, kg, ton, ...)/T(s, min, h, ...)}$$

Δm_x → Variação da massa da substância X

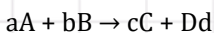
$$V_X = \frac{v\Delta X}{\Delta t} \rightarrow \text{unidade} \rightarrow \text{V(cm}^3, \text{m}^3, \text{L, ...)/T(s, min, h, ...)}$$

ΔV_x → Variação do volume da substância X

!!! Obs:

Na realidade, o termo $\frac{\Delta V}{\Delta t}$ é chamado de vazão (Q).

RELAÇÃO ENTRE AS VELOCIDADES EM REAÇÕES HOMOGÊNEAS



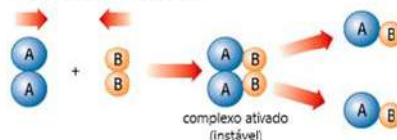
$$V_R = \frac{V_A}{a} = \frac{V_B}{b} = \frac{V_C}{c} = \frac{V_D}{d}$$

TEORIA DAS COLISÕES

Para que a colisão entre duas moléculas seja eficaz ou efetiva, é necessário que ...

1. Haja colisão
2. A colisão ocorra numa posição geometricamente favorável
3. As moléculas possuam um mínimo de energia para poderem interagir e se transformarem nos produtos e esse mínimo de energia chamamos de energia de ativação.

colisão eficaz



colisão ineficaz

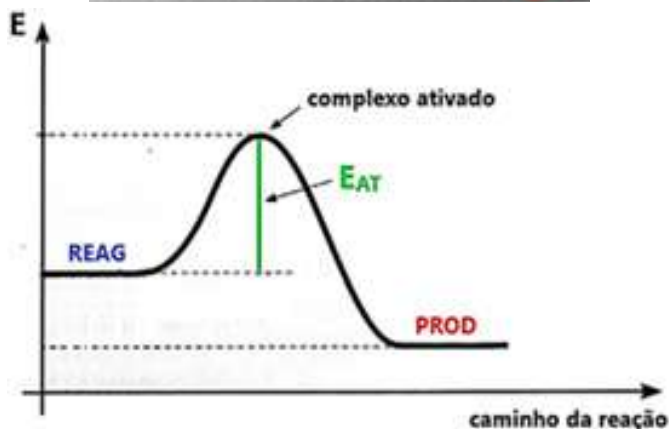
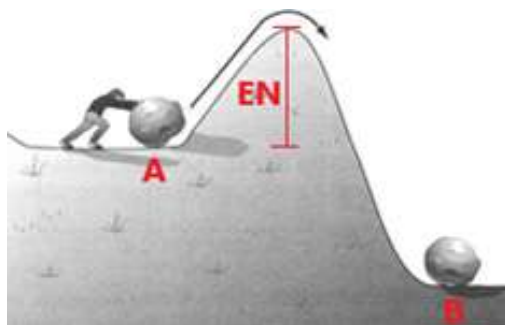


COMPLEXO ATIVADO

Estrutura de transição entre reagentes e produtos, com ligações também de transição entre reagentes e produtos.

ENERGIA DE ATIVAÇÃO

Energia mínima que as moléculas reagentes devem ter para poderem se transformar nos produtos.



MOLECULARIDADE

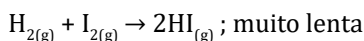
Número de partículas que devem se chocar para formar o complexo ativado.

Fatores que afetam a velocidade das reações químicas

1. Natureza dos reagentes
2. Superfície de contato
3. Temperatura
4. Concentração
5. Pressão (para gases)
6. Catalisador
7. Luz

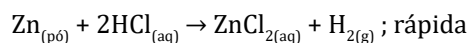
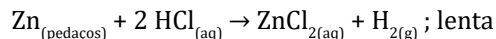
Efeito da natureza dos reagentes

Dependendo da natureza das moléculas reagentes, a reação poderá ser mais veloz ou não. Observe as equações químicas a seguir só para efeito de ilustração.



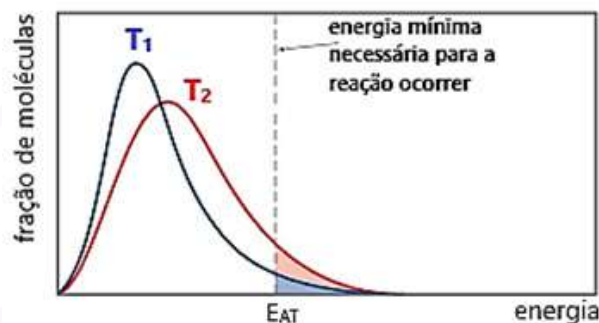
Efeito da superfície de contato

Quanto maior a superfície de contato, ou seja, quanto mais pulverizado estiver o reagente, maior será a velocidade da reação.



Efeito da temperatura

Um aumento de temperatura aumenta o número de moléculas com energia suficiente para efetuar colisões efetivas, portanto um aumento de temperatura aumenta a velocidade das reações químicas, não importando se seja endotérmica ou exotérmica.



Regra de van't Hoff

Um aumento de 10°C sobre uma reação química poderá duplicar e às vezes até mesmo triplicar a velocidade de uma reação (válido para algumas reações em fase líquida).

$$V_F = 2^{\Delta T/10} \cdot V_I$$

Efeito da concentração

Quanto maior a concentração de uma substância reagente, maior a velocidade da reação. Segundo Guldberg-Waage, a velocidade de uma reação é diretamente proporcional à concentração das substâncias reagentes.

$$V = k[\text{REAGENTES}]$$

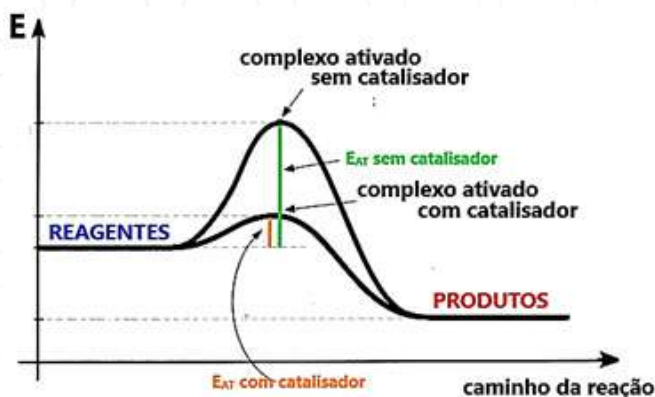


Efeito da pressão

Um aumento na pressão de uma substância gasosa que é reagente, tem o mesmo efeito que o aumento da concentração da mesma, portanto, aumentará a velocidade da reação.

Efeito do catalisador

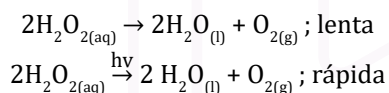
Os catalisadores são substâncias químicas que aceleram a velocidade das reações químicas por revelarem um novo caminho onde a barreira energética (energia de ativação) é menor. Muitos autores preferem dizer que a velocidade da reação será maior porque o catalisador diminui a energia de ativação.



Efeito da luz

A luz acelera a velocidade de algumas reações químicas agindo, portanto, como energia. As substâncias que sofrem decomposição por conta da luz são consideradas fotossensíveis e devem ser guardadas em recipientes escuros e/ou opacos.

Soluções de sais de prata, por exemplo, são fotossensíveis. Assim como soluções aquosas de peróxido de hidrogênio (água oxigenada).

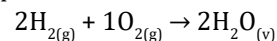


a. (PEDRO NUNES) Um átomo de cloro (Cl) pode reagir com a molécula ClNO para produzir cloro gasoso (Cl₂) e monóxido de mononitrogênio, também gasoso (NO). A figura a seguir revela uma provável colisão entre as duas moléculas reagentes. Por que a colisão não foi efetiva?



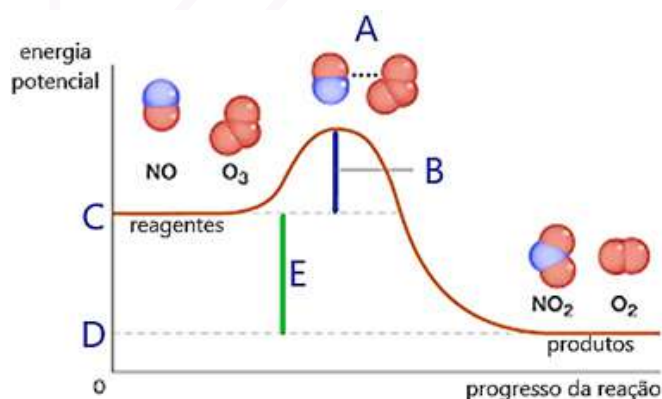
- Pouca energia das moléculas reagentes.
- Pequena dimensão das moléculas reagentes.
- Elevada temperatura para ocorrer uma colisão efetiva.
- Pressão elevada, dificultando a colisão entre moléculas reagentes.
- Geometria de colisão incompatível com a possibilidade de formar produtos.

b. (PEDRO NUNES) As células de combustível funcionam “queimando” hidrogênio em seu interior. A reação que ocorre é de óxido-redução, o que permite a “retirada” de eletricidade da mesma. Se uma célula de combustível consome 0,01mol/s de hidrogênio gasoso (H₂), qual a velocidade de consumo de oxigênio gasoso (O₂) no mesmo intervalo de tempo?



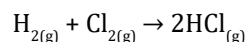
- 0,003mol/s
- 0,004mol/s
- 0,005mol/s
- 0,006mol/s
- 0,007mol/s

c. (PEDRO NUNES) O diagrama a seguir representa a reação entre o monóxido de mononitrogênio e o ozônio produzindo dióxido de nitrogênio e oxigênio gasoso. Assinale a única afirmativa verdadeira em relação ao processo.



- A representa a formação de uma estrutura altamente estável, o complexo ativado.
- B é a energia mínima que as moléculas reagentes devem ter para se transformar nos produtos.
- C é a energia das moléculas dos produtos da reação.
- D é a energia das moléculas dos reagentes da reação.
- E é a energia absorvida no processo durante um certo tempo de reação.

d. (PEDRO NUNES) Considere a reação elementar representada pela equação química a seguir e, consultando a tabela, responda qual a velocidade do hidrogênio gasoso no intervalo de 10 a 20 minutos?



[H ₂]	t(min)
2	0
1	10
0,5	20
0,25	30

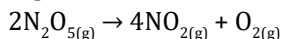
- a) 0,01mol/L/min
b) 0,02mol/L/min
c) 0,03mol/L/min

- d) 0,04mol/L/min
e) 0,05mol/L/min

- a) inibidor
b) redutor
c) oxidante

- d) catalisador
e) espessante

e. (PEDRO NUNES) A decomposição do pentóxido de dinitrogênio produz dióxido de nitrogênio, um gás castanho avermelhado, e oxigênio gasoso, um gás incolor e inodoro. Observando a equação química que descreve esta decomposição, qual o item que melhor descreve a expressão de velocidade da reação?

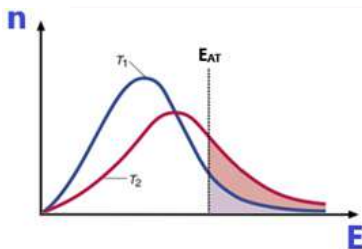


EXPERIÊNCIA	$[\text{N}_2\text{O}_5]$	VELOCIDADE (mol/L/s)
1	0,01	$4,8 \times 10^{-6}$
2	0,02	$9,6 \times 10^{-6}$

- a) $V = k[\text{N}_2\text{O}_5]^{1/2}$
b) $V = k[\text{N}_2\text{O}_5]^{1/3}$
c) $V = k[\text{N}_2\text{O}_5]^{1/5}$

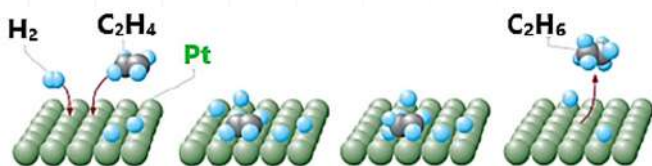
- d) $V = k[\text{N}_2\text{O}_5]$
e) $V = k[\text{N}_2\text{O}_5]^2$

f. (PEDRO NUNES) Observe o gráfico que se segue que nos revela uma reação química ocorrendo em temperaturas diferentes. Assinale a única afirmativa verdadeira, considerando n o número de moléculas e E a energia.

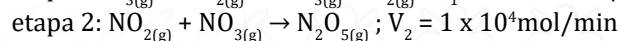
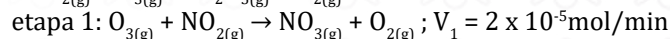
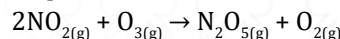


- a) A temperatura T_1 é maior que a temperatura T_2 .
b) A velocidade da reação será maior na temperatura T_2 do que na temperatura T_1 .
c) Todas as moléculas que estão na curva de temperatura T_2 são capazes de reagir.
d) A fração de moléculas com energia superior à de ativação é maior na temperatura T_2 .
e) Todas as moléculas que estão na curva de temperatura T_1 tem energia maior que a de ativação.

g. (PEDRONUNES) O eteno, mais conhecido industrialmente por etileno, pode reagir com o hidrogênio na presença de platina, como revelado a seguir, para produzir etano, numa reação conhecida como hidrogenação. Qual a função do metal nobre platina?



h. (PEDRO NUNES) Ozônio(O_3) reage com dióxido de nitrogênio (NO_2) para produzir pentóxido de dinitrogênio (P_2O_5) e oxigênio gasoso (O_2) conforme a equação que se segue. Sabe-se que a reação, na prática, ocorre em duas etapas. Qual a lei cinética de velocidade?



- a) $V = k[\text{N}_2\text{O}_5]$
b) $V = k[\text{O}_3][\text{NO}_2]$
c) $V = k[\text{O}_3][\text{NO}_2]^2$

- d) $V = k[\text{NO}_2][\text{NO}_3]$
e) $V = k[\text{NO}_2]^2[\text{NO}_3]$

Anotações