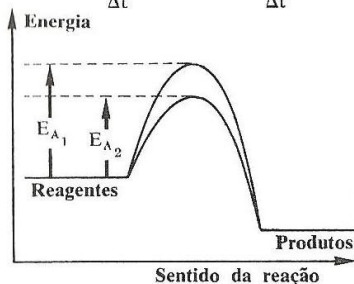


CINÉTICA QUÍMICA (Lei de Guldberg e Waage)

ii) Velocidade média

$$v_m = \frac{\Delta m}{\Delta t} \quad v_m = \frac{\Delta n}{\Delta t} \quad v_m = \frac{\Delta []}{\Delta t}$$



E_{A_1} = energia de ativação sem catalisador
 E_{A_2} = energia de ativação com catalisador

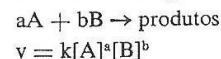
Catalisador

Aumenta a velocidade da reação.
Diminui a energia de ativação.

b) Fatores que influem na velocidade

- temperatura
- concentração — Lei de Guldberg-Waage
- pressão

c) Lei de Guldberg-Waage



01 - (UEM PR/2009)

Assinale o que for **correto**.

- Para a reação $2H_2O_{2(l)} \rightarrow 2H_2O_{(l)} + O_{2(g)}$, a velocidade média em relação a $H_2O_{(l)}$ equivale a $\Delta[H_2O_{(l)}] / \Delta t$.
- Se a lei de velocidade de uma dada reação é $v = k[A]^2[B]^3$, pode-se afirmar que a ordem total da reação é 5.
- Para a reação $2AZ_{2(l)} \rightarrow 2AZ + Z_{2(g)}$, cuja lei de velocidade é igual a $v = k[AZ_2]^2$, pode-se afirmar que a molecularidade é igual a 1.
- Para a reação $G_{(g)} + E_{(s)} \rightarrow GE_{(s)}$, pode-se afirmar que a velocidade da reação independe da concentração de $E_{(s)}$.
- A dissolução de um gás em um solvente inerte é um processo exotérmico.

02 - (UNESP SP/2009)

O gás cloreto de carbonila, $COCl_2$ (fosgênio), extremamente tóxico, é usado na síntese de muitos compostos orgânicos. Conhecendo os seguintes dados coletados a uma dada temperatura:

Experimento	Concentração inicial ($mol \cdot L^{-1}$)		Velocidade inicial ($mol \cdot COCl_2 \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$)
	CO (g)	Cl ₂ (g)	
1	0,12	0,20	0,09
2	0,24	0,20	0,18
3	0,24	0,40	0,72

a expressão da lei de velocidade e o valor da constante k de velocidade para a reação que produz o cloreto de carbonila, $CO(g) + Cl_2(g) \rightarrow COCl_2(g)$, são, respectivamente:

- $v = k [CO(g)]^1 + [Cl_2(g)]^2$; $k = 0,56 L^2 \cdot mol^{-2} \cdot s^{-1}$
- $v = k [CO(g)]^2 [Cl_2(g)]^1$; $k = 31,3 L^2 \cdot mol^{-2} \cdot s^{-1}$
- $v = k [Cl_2(g)]^2$; $k = 2,25 L^2 \cdot mol^{-2} \cdot s^{-1}$
- $v = k [CO(g)]^1 [Cl_2(g)]^2$; $k = 18,8 L^2 \cdot mol^{-2} \cdot s^{-1}$
- $v = k [CO(g)]^1 [Cl_2(g)]^1$; $k = 0,28 L^2 \cdot mol^{-2} \cdot s^{-1}$

03 - (UFT/2009)

Considere as seguintes afirmações em relação às reações químicas:

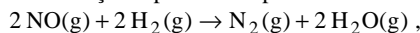
- Quanto maior for a energia de ativação, mais lenta será a reação.
- Catalisador é uma substância que aumenta a velocidade de uma reação química sem ser efetivamente consumida no processo.
- Um catalisador aumenta a velocidade de uma reação, pois aumenta a energia de ativação.
- Para uma reação elementar $aA + bB \rightarrow \text{Produtos}$, a lei cinética é $v = K \cdot [A]^a \cdot [B]^b$, em que a e b são os números de moléculas de A e B que sofrem a colisão que resultam em reação.

Está **INCORRETO** o que se afirmar em:

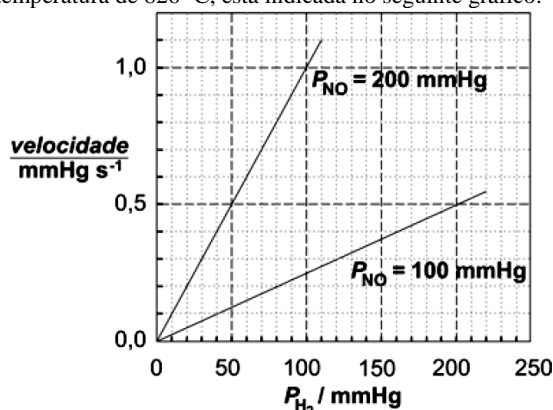
- III
- IV
- II
- I

04 - (FUVEST SP/2008)

Para a transformação representada por



a velocidade da reação, em função da pressão de hidrogênio (P_{H_2}), para duas diferentes pressões de óxido nítrico (P_{NO}), à temperatura de 826 °C, está indicada no seguinte gráfico:

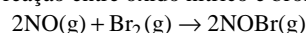


Examinando o gráfico, pode-se concluir que as ordens da reação, em relação ao óxido nítrico e em relação ao hidrogênio, são, respectivamente,

- 1 e 1
- 1 e 2
- 2 e 1
- 2 e 2
- 3 e 1

05 - (Unimontes MG/2008)

Os dados abaixo são relativos a uma série de experimentos envolvendo a reação entre óxido nítrico e bromo, a 273°C.



Experimentos	Concentração Inicial (mol/dm^3)		Velocidade inicial ($mol/dm^3 \cdot s$)
	NO	Br ₂	
1	0,10	0,10	12
2	0,10	0,20	24
3	0,10	0,30	36
4	0,20	0,10	48
5	0,30	0,10	108

Em análise dos dados e da lei de velocidade da reação, é **CORRETO** afirmar que a constante de velocidade, K , equivale

- $1,2 \times 10^5$
- $1,2 \times 10^4$
- $1,0 \times 10^5$
- $1,0 \times 10^4$

06 - (FEPECS DF/2008)

O 2-butanol é um álcool que apresenta isomeria ótica e pode ser obtido, em condições apropriadas, a partir da reação do 2-clorobutano com uma base forte. A tabela abaixo apresenta algumas experiências realizadas envolvendo diferentes concentrações iniciais dos reagentes:

Experiência	[OH ⁻](mol.L ⁻¹)	[2-cloro-butanol] (mol.L ⁻¹)	v(mol.L ⁻¹ .min ⁻¹)
I	0,15	0,03	0,012
II	0,30	0,03	0,024
III	0,15	0,15	0,060
IV	0,18	0,15	0,072

O número de isômeros opticamente ativos do 2-butanol e a ordem da reação de obtenção desse composto são, respectivamente:

- 2 e 2^a;
- 1 e 2^a;
- 2 e 1^a;
- 3 e 1^a;
- 1 e 3^a.

07 - (UFMA/2008)

Ao se estudar uma reação representada pela equação $2A_{(g)} + B_{2(g)} \rightarrow 2AB_{(g)}$ foram coletados os seguintes dados:

[A] inicial	[B] inicial	Velocidade (mol.L ⁻¹ .s ⁻¹)
0,05	0,05	1,25 x 10 ⁻⁵
0,05	0,10	2,50 x 10 ⁻⁵
0,10	0,05	5,00 x 10 ⁻⁵

Qual das opções abaixo contém a velocidade para essa reação?

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

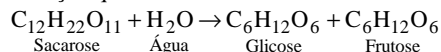
08 - (UFRRJ/2008)

“Sony cria bateria de açúcar

A Sony desenvolveu um protótipo de bateria que funciona com açúcar, e que pode gerar eletricidade suficiente para um tocador de música e para um par de alto-falantes.”

Sony cria bateria de açúcar. In: **Jornal Extra**, 3512 agosto, 2007.

O texto acima exemplifica a preocupação da humanidade em encontrar novas fontes alternativas de energia, problema que terá de enfrentar com maior ênfase no futuro. A sacarose, utilizada no processo acima, em contato com a água, gera a seguinte reação química:

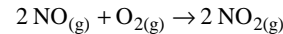


Um aluno, para determinar a velocidade desta reação química, realizou o seguinte procedimento:

- Primeiro, determinou a velocidade, utilizando quaisquer concentrações para a sacarose e para a água;
 - Segundo, aumentou a concentração de sacarose para o dobro da concentração usada anteriormente e utilizou a mesma quantidade de água do processo anterior. Observou que a velocidade foi o dobro da velocidade determinada no primeiro procedimento;
 - Terceiro, diminuiu a quantidade de água pela metade da quantidade utilizada no primeiro procedimento e colocou a mesma concentração de sacarose utilizada no primeiro procedimento. Observou que a velocidade foi a mesma velocidade determinada no primeiro procedimento.
- Determine a equação da velocidade da reação química acima.

09 - (UFCG PB/2007)

A cinética tem como principal objetivo o estudo da velocidade das reações químicas. Os dados abaixo se referem à cinética da reação entre o monóxido de nitrogênio (NO) e o oxigênio (O₂), produzindo o dióxido de nitrogênio (NO₂) descrita pela reação abaixo:



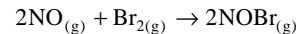
[NO]	[O ₂](mol/L)	Velocidade da reação	Temperatura
0,020	0,010	1,0 × 10 ⁻⁴	400
0,040	0,010	4,0 × 10 ⁻⁴	400
0,020	0,040	4,0 × 10 ⁻⁴	400
0,020	0,040	16,0 × 10 ⁻⁴	x

Analisando a tabela podemos afirmar que:

- A temperatura no último experimento é maior que 400°C.
- A expressão da velocidade da reação é $v = k \cdot [NO] \cdot [O_2]$.
- A velocidade da reação independe da concentração de O₂.
- O valor da constante de velocidade (k) a 400°C é 1 L² / mol².s.
- O valor da constante de velocidade (k) é o mesmo em todos os experimentos.

10 - (UEG GO/2007)

Considere a fase gasosa da reação entre o óxido nítrico e a molécula de bromo a 273 °C. A velocidade inicial de formação do NOBr foi determinada experimentalmente para várias concentrações iniciais de NO e Br₂. Os resultados podem ser vistos na tabela abaixo.



Experimento	[NO]/ mol.L ⁻¹	[Br ₂]/ mol.L ⁻¹	V / mol.L ⁻¹ .s ⁻¹
1	0,10	0,20	24
2	0,25	0,20	150
3	0,10	0,50	60
4	0,35	0,50	735

- Determine a ordem de reação em relação ao NO e ao Br₂.
- Determine a constante de velocidade na temperatura considerada.

11 - (UFES/2007)

O quadro a seguir apresenta dados cinéticos sobre a reação de combustão do dissulfeto de carbono (CS₂) para produzir gás carbônico e dióxido de enxofre.

[CS ₂] ₀	[O ₂] ₀	Velocidade Inicial (mol.L ⁻¹ .s ⁻¹)
1,44	0,35	5,37 · 10 ⁻³
1,44	0,70	2,15 · 10 ⁻²
2,88	0,35	5,37 · 10 ⁻³

Observação : concentrações iniciais em mol · L⁻¹

- Escreva a equação química balanceada da reação.
- Determine as ordens de reação em relação ao dissulfeto de carbono e ao oxigênio.
- Determine o valor da constante de velocidade.

12 - (UEG GO/2006)

“Colocar o alimento no freezer retarda a ação dos microorganismos; usar conservantes diminui a velocidade da reação, ou seja, o alimento irá se conservar mais tempo.”

“Os aditivos atuam protegendo os alimentos dos microorganismos e deixando inalterados a cor, o aroma, a consistência, a umidade, etc.”

“A contextualização no ensino de cinética química”. Química nova na escola, n. 11, maio 2000.

Sobre cinética química, julgue as afirmativas:

- Estão entre as condições para que uma reação ocorra, o contato entre os reagentes e a afinidade química.
- Considerando a reação elementar $H_3O^+ + ^-OH \rightarrow 2H_2O$, a velocidade dessa reação pode ser calculada pela expressão: $V = k \cdot [H_3O^+] \cdot [^-OH] \cdot [H_2O]$.
- A elevação da temperatura aumenta a velocidade de reações químicas exotérmicas e endotérmicas, favorecendo

mais as reações endotérmicas, pois essas reações ocorrem com absorção de calor.

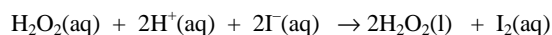
IV. Os catalisadores são substâncias que aumentam a energia de ativação e, conseqüentemente, a velocidade das reações químicas.

Assinale a alternativa CORRETA:

- Apenas a afirmativa I é verdadeira.
- Apenas as afirmativas I e III são verdadeiras.
- Apenas as afirmativas II e III são verdadeiras.
- Apenas a afirmativa IV é verdadeira.

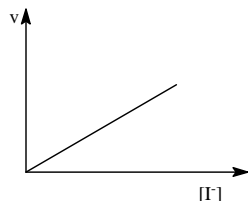
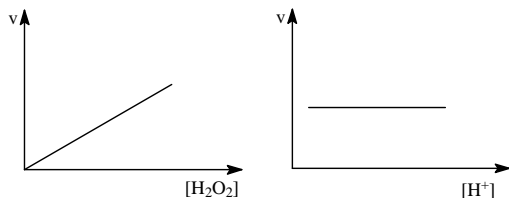
13 - (FATEC SP/2006)

Pode-se detectar a presença de iodetos em águas-mães de salinas, por meio da reação representada pela equação



Os seguintes gráficos, mostrando a velocidade da reação em função da concentração dos reagentes, foram construídos com os dados coletados em vários experimentos:

- variando a concentração de H_2O_2 e mantendo constantes as de H^+ e I^- ;
- variando a concentração de H^+ e mantendo constantes as de H_2O_2 e I^- ;
- variando a concentração de I^- e mantendo constantes as de H_2O_2 e H^+ .



Com base na análise dos gráficos, afirma-se que a velocidade da reação

- depende apenas da concentração de H^+ .
- é diretamente proporcional à concentração de H_2O_2 .
- independe da concentração de H^+ .
- é inversamente proporcional à concentração de I^- .

É correto o que se afirma apenas em:

- I
- II e III
- III
- IV
- II, III e IV

14 - (FEPECS DF/2006)

Analisando a influência da concentração dos reagentes na velocidade da reação entre o monóxido de nitrogênio e oxigênio, observamos que quando a concentração do NO é dobrada, a velocidade da reação aumenta por um fator 4. Se as concentrações de NO e O_2 são dobradas, a velocidade aumenta por um fator 8. A expressão da velocidade dessa reação é:

- $v = k [\text{NO}]^2 [\text{O}_2]$;
- $v = k [\text{NO}]^2 [\text{O}_2]^2$;
- $v = k [\text{NO}] [\text{O}_2]$;
- $v = k [\text{NO}]^4 [\text{O}_2]^2$;
- $v = k [\text{NO}] [\text{O}_2]^2$.

15 - (FURG RS/2006)

A inversão da sacarose à temperatura de 25°C ocorre com uma velocidade (rapidez) de reação igual a "v" e depende do pH. Os dados obtidos nos instantes iniciais da reação, em dois experimentos, são mostrados na tabela abaixo:

Experimento	pH	[sacarose] (mol L^{-1})	Velocidade de reação ($\text{mol L}^{-1} \text{s}^{-1}$)
1	5	0,1	v_1
2	4	0,1	v_2

Sabe-se que a lei de velocidade para a reação é expressa por:

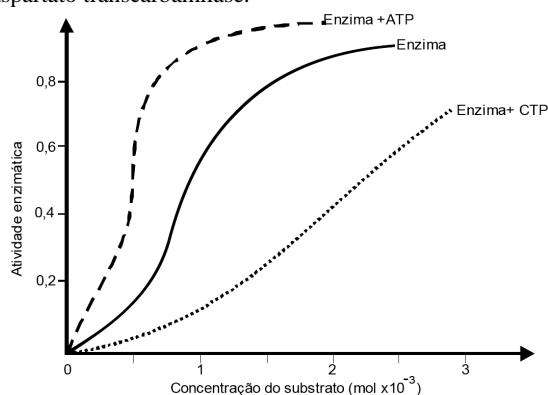
$$v = k \cdot [\text{sacarose}]^1 \cdot [\text{H}^+]^1$$

Onde k é a constante de velocidade e depende somente da temperatura. Com base nesses dados, o valor correto da razão v_1/v_2 é

- 0,02.
- 0,1.
- 1.
- 10.
- 0,01.

16 - (UFG GO/2009)

O gráfico a seguir representa a influência do trifosfato de adenosina (ATP) e da citidina trifosfato (CTP) sobre a enzima aspartato transcarbamilase.



Considerando as informações do gráfico, conclui-se que

- ATP é um inibidor e CTP um ativador enzimático.
- ATP e CTP agem de modo sinérgico.
- ATP e CTP agem independentemente da concentração do substrato.
- ATP é um ativador e CTP um inibidor enzimático.
- ATP e CTP competem pelo substrato.

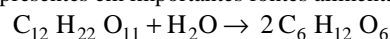
17 - (UFTM MG/2008)

Considere dois cubos de presunto de mesma massa e com 4 cm de aresta cada. Um desses cubos foi cortado em 8 cubos de 2 cm de aresta; o outro foi deixado intacto. Caso os cubos sejam expostos ao ar à mesma temperatura, os menores se deteriorarão mais rapidamente, pois sua área total de contato com o ambiente é

- 2 vezes menor.
- 3 vezes menor.
- 2 vezes maior.
- 3 vezes maior.
- 4 vezes maior.

18 - (UERJ/2008)

A equação química abaixo representa a hidrólise de alguns dissacarídeos presentes em importantes fontes alimentares:



A tabela a seguir relaciona os resultados da velocidade inicial de reação dessa hidrólise, em função da concentração e da temperatura, obtidos em quatro experimentos, sob as seguintes condições:

- soluções de um desses dissacarídeos foram incubadas com quantidades iguais ora de suco gástrico, ora de suco intestinal rico em enterócitos;
- o tempo de reação e outros possíveis fatores interferentes foram mantidos constantes.

