

**descomplica**

# **Resumão**

## **julho**

## Cinética química: conceitos fundamentais e fatores que alteram a velocidade de uma reação

### Objetivo

Você irá conhecer os fatores que influenciam na velocidade de uma reação química. Esse conhecimento é muito importante quando nós queremos acelerar ou reduzir a velocidade de uma reação química.

### Se liga

Para esse conteúdo é recomendável que você compreenda alguns conceitos sobre cinética química. Precisamos entender bem as leis de velocidade, velocidade média e como a química estuda a velocidade de uma reação. Tem alguma dúvida nesse assunto? Então [clique aqui!](#) Ou, caso não seja direcionado, procure na biblioteca pela aula “Específicas: Cinética Química”.

### Curiosidade

A panela de pressão é utilizada para acelerar o cozimento dos alimentos. A pressão interna da panela vai aumentando à medida que vamos aquecendo esse sistema. Com uma pressão maior que a pressão atmosférica, a água não entra em ebulição a 100°C, mas sim a temperaturas mais elevadas, o que faz com que o alimento cozinhe mais rápido.

## Teoria

---

### O que é cinética?

Cinética é um termo que denota movimento. Na física, a ciência assim denominada estuda o movimento dos corpos. A cinética química, então, estuda o movimento das reações químicas, ou seja, as velocidades com que elas ocorrem, e ela possui diversas aplicações práticas importantes para o nosso dia a dia: como desacelerar o apodrecimento dos alimentos, como acelerar cozimentos, como produzir com rapidez alguma substância que, de forma natural, levaria muito tempo.

Existem reações que duram segundos e outras que levam anos para se concluírem. Podemos classificar uma reação em lenta ou rápida fazendo comparações, isto é, a queima de uma vela parece demorar uma eternidade quando comparada a explosão de uma bomba.

### Condições para a ocorrência de uma reação

Para que uma reação química se processe, alguns pré-requisitos quanto às condições tem que ser obedecidos, favorecendo assim a ocorrência dessa reação. Essas condições são:

### Contato entre os reagentes

É primordial, para a ocorrência de uma reação química, que as substâncias reagentes estejam em contato. Esse contato pode ser entendido como os choques entre as moléculas dos reagentes que se encontram em movimento desordenado e contínuo.

---

## Afinidade química

Não basta que os reagentes apenas estejam juntos (em contato) para que a reação ocorra, é necessário que esses mesmos reagentes possuam afinidade um com o outro para que a reação possa ocorrer.

Por exemplo, o  $\text{HCl} + \text{NaOH}$  – reagem, pois o ácido  $\text{HCl}$  possui afinidade reacional para com a base  $\text{NaOH}$  e vice e versa. Já o  $\text{NaCl} + \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$  – não reagem, pois os reagentes não possuem qualquer afinidade.

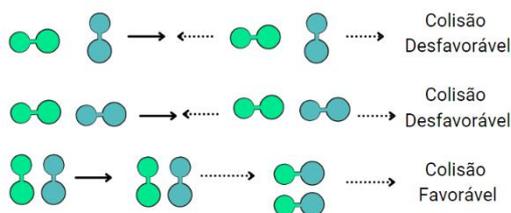
## Colisão efetiva

As moléculas dos reagentes devem possuir uma orientação espacial adequada no instante da colisão, para assim promover choques que resultem em quebra das ligações antigas e formação das novas.

Já ouviu falar da teoria das colisões? Ela diz o seguinte: “Para que uma reação ocorra, a colisão entre as partículas das substâncias reagentes deve acontecer através de uma orientação adequada e com uma energia maior que a energia mínima (Energia de Ativação –  $E_a$ ) necessária para a ocorrência da reação.”

### Se liga no exemplo abaixo!

Para que as moléculas do gás hidrogênio  $\text{H}_2$  e as do iodo gasoso ( $\text{I}_2$ ) possam efetivamente reagir, produzindo  $\text{HI}$ , elas devem colidir com energia suficiente numa orientação favorável.



Tipo de colisão entre moléculas de  $\text{I}_2$  e  $\text{H}_2$ .

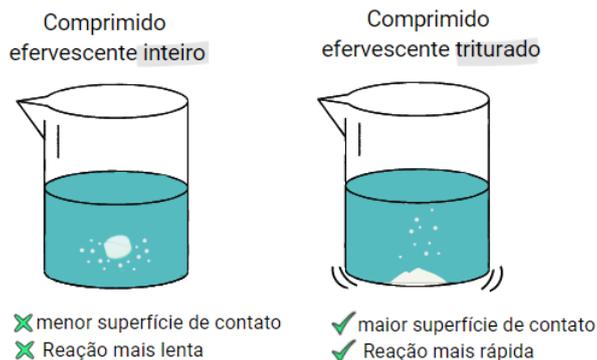
## Fatores que alteram a velocidade de reação

Realizada a reação entre as substâncias, como vimos anteriormente, existem alguns fatores que podemos alterar para que essa reação ocorra com maior velocidade.

### Superfície de contato

A superfície de contato entre os reagentes altera a velocidade reacional, e se aumentamos a superfície de contato, a velocidade de reação também é aumentada.

Imagine que temos dois potes d'água, o primeiro com um comprimido efervescente inteiro e o segundo com o comprimido efervescente triturado. Se compararmos essas duas situações, o antiácido se dissolve mais rápido no segundo pote. Isso ocorre porque a forma de pó do medicamento tem uma superfície de contato maior do que a forma de comprimido do medicamento. Lembre-se de que qualquer reação só ocorrerá quando as partículas do reagente estiverem em contato, efetivamente colidindo umas com as outras e exigindo o mínimo de energia. Portanto, quanto mais o sólido é quebrado, maior a quantidade de partículas em contato, o que também aumenta a possibilidade de impacto efetivo e, por fim, aumenta a velocidade da reação.



Superfície de contato, Vanussa Faustino 2021

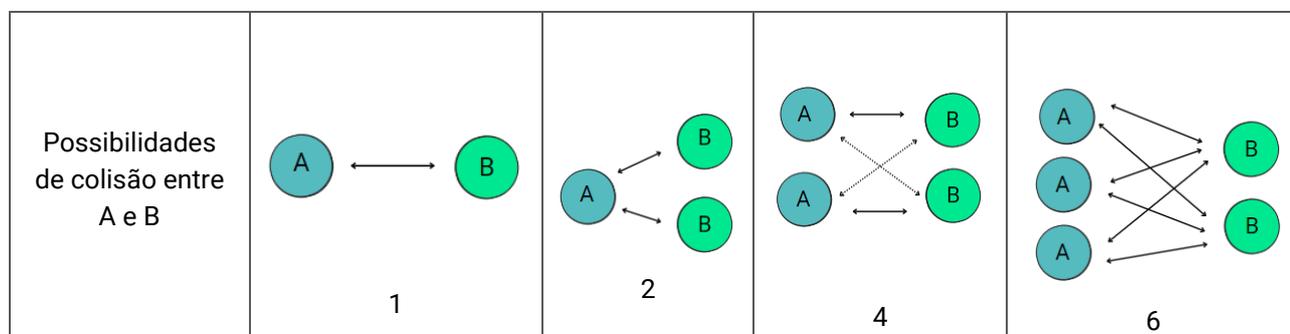
## Temperatura

Para a influência da temperatura na velocidade das reações químicas teremos que analisar o quanto a temperatura foi aumentada. O aumento da temperatura tende a aumentar a velocidade da reação, pois aumenta a energia cinética das moléculas, elevando assim a quantidade de colisões efetivas.

**Atente-se:** Fator de Van't Hoff – um aumento de 10°C na temperatura do sistema irá duplicar a velocidade da reação.

## Concentração

O aumento da concentração dos reagentes faz com que sua quantidade de partículas seja maior, causando assim maior probabilidade de um reagente encontrar o outro reagente e colidir, ocasionando a reação.

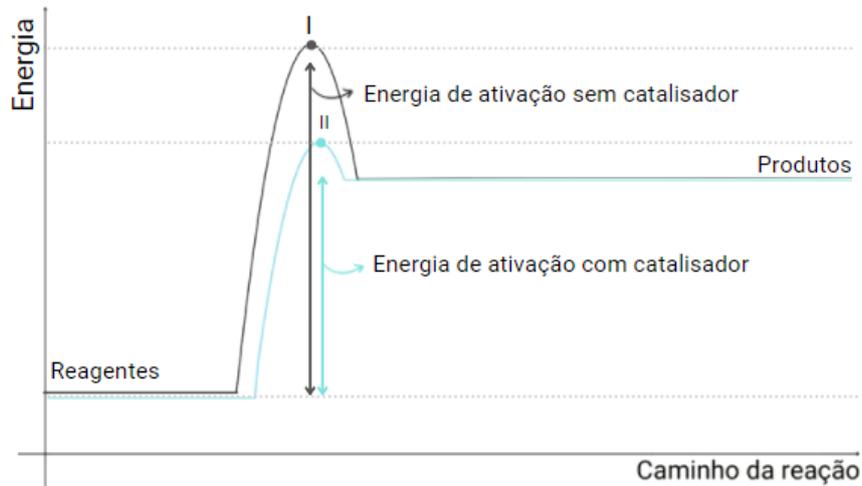


## Catalisador

Os catalisadores são substâncias que, quando colocadas no meio reacional, fazem com que a reação forme um novo complexo ativado. Esse novo complexo ativado (intermediário reacional) tem menor energia de ativação, fazendo a reação proceder com maior velocidade.

Reação I – sem catalisador – maior energia de ativação – reação mais lenta.

Reação II – com catalisador – menor energia de ativação – reação mais rápida.

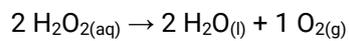


Comparação de reações químicas com/sem presença de um catalisador.

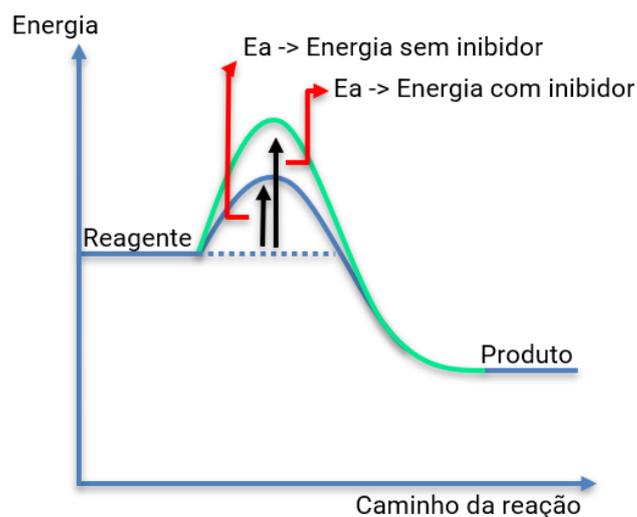
### Inibidores

Os inibidores, venenos ou anticatalisadores funcionam de forma oposta à do catalisador, pois eles **umentam a energia de ativação** das reações em que estão presentes e conseqüentemente reduzem as velocidades de reação. Essas substâncias reduzem e até destroem a ação do catalisador.

### Exemplo:



Na reação de decomposição da água oxigenada demonstrada acima, um inibidor que pode ser usado é um ácido, pois quando o meio está ácido, a reação se processa de forma mais lenta.



Mapa mental sobre Cinética Química

O QUE É?

- ✓ movimento das reações químicas
- ✓ velocidades com que elas ocorrem
- ✓ possui reagentes que são consumidos
- ✓ produtos que são formados ao longo da reação

VELOCIDADE DA REAÇÃO

$$V_m = \frac{\Delta \text{ quantidade}}{\Delta \text{ tempo}} = \frac{\text{quantidade final} - \text{quantidade inicial}}{\text{tempo final} - \text{tempo inicial}}$$

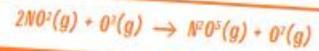
cálculo da velocidade de consumo dos reagentes

velocidade de formação dos produtos

A velocidade com que uma reação ocorre não é constante

LEI DA VELOCIDADE

reações elementares são aquelas que ocorrem em apenas uma etapa



reações não elementares são aquelas que ocorrem em duas ou mais etapas, sendo uma lenta e as demais rápidas

- $\text{NO}^2(\text{g}) + \text{NO}^2(\text{g}) \rightarrow \text{NO}(\text{g}) + \text{NO}^3(\text{g})$  (etapa lenta)
- $\text{NO}^3(\text{g}) + \text{CO}(\text{g}) \rightarrow \text{NO}^2(\text{g}) + \text{CO}^2(\text{g})$  (etapa rápida)

cada reação possui sua constante de velocidade (k)

REAÇÕES ELEMENTARES

$$V = k \cdot [A]^2 \cdot [B]$$

REAÇÕES NÃO ELEMENTARES

$$V = k \cdot [A]^x \cdot [B]^y$$

CINÉTICA QUÍMICA

ORDEM DA REAÇÃO

A soma das ordens de reação de cada reagente nos dá a ordem total da reação



FATORES QUE ALTERAM A VELOCIDADE DE REAÇÃO

SUPERFÍCIE DE CONTATO altera a velocidade reacional

FATOR DE VAN'T HOFF Ele diz que um aumento de 10°C na temperatura do sistema irá duplicar a velocidade da reação

CATALISADORES a reação forma um novo complexo ativado

TEMPERATURA tende a aumentar a velocidade da reação

CONCENTRAÇÃO DOS REAGENTES quantidade de partículas dos reagentes seja maior

Quer assistir ao QGD deste mapa mental? Clique [aqui](#).

## Exercícios de fixação

---

1. Considerando os fatores que alteram a velocidade de uma reação, relacione as colunas a seguir:

Coluna 1	Coluna 2
1 Catalisador	( ) Comprimido em pó
2 Temperatura	( ) Panela de pressão
3 Superfície de contato	( ) Aumento na quantidade de colisões
4 Concentração	( ) Enzimas

2. Um comprimido efervescente reage mais \_\_\_\_\_ quando dissolvido em água a uma temperatura mais elevada. Caso ele esteja \_\_\_\_\_, a efervescência também irá ocorrer mais \_\_\_\_\_.

Assinale a alternativa que completa corretamente as lacunas.

- a) rapidamente / inteiro / rapidamente
  - b) rapidamente / triturado / rapidamente
  - c) lentamente / inteiro / lentamente
  - d) lentamente / triturado / lentamente
3. Há processos industriais que envolvem reações químicas na obtenção de diversos produtos ou bens consumidos pelo homem. Determinadas etapas de obtenção desses produtos empregam catalisadores químicos. Um estagiário sem querer adicionou um inibidor durante uma etapa de fabricação de um remédio. O que irá acontecer com a velocidade da reação para essa etapa?
- a) aumentará
  - b) diminuirá
  - c) não sofrerá alteração
  - d) ocorrerá ainda mais rápido do que com catalisador
4. Pesquisadores do Instituto Max Planck, na Alemanha, conseguiram ativar o  $\text{CO}_2$  para uso em uma reação química. Esse procedimento é um primeiro passo para um sonho antigo do homem: realizar a fotossíntese artificial. Para isso, os pesquisadores se utilizaram de um catalisador sem metal. Nesse sentido, qual o papel de um catalisador em uma reação química?
- a) Diminuir as energias de reagentes e produtos.
  - b) Encontrar um novo caminho reacional com uma menor energia de ativação.
  - c) Ser consumido durante a reação, propiciando uma maior quantidade de reagente.
  - d) Eliminar completamente a energia de ativação.
  - e) Inibir os choques efetivos de reagentes e produtos.
-

5. O hidrogênio é um gás que pode ser obtido a partir da reação do zinco (Zn) com solução de ácido clorídrico (HCl). Essa reação foi realizada várias vezes, modificando-se as condições do meio reacional, como temperatura, forma do zinco e concentração da solução ácida. Observe a tabela que descreve essas condições:

Experiência	Temperatura (°C)	Forma do Zinco	Concentração do ácido (mol/L)
I	25	Granulado	1
II	25	Granulado	0,5
III	30	Em pó	1
IV	30	Em pó	0,5

Analisando a tabela, diga em qual caso a velocidade da reação será maior e os motivos para que explicam esse aumento na velocidade.

---

## Exercícios de vestibulares

---



1. (Enem) Alguns fatores podem alterar a rapidez das reações químicas. A seguir, destacam-se três exemplos no contexto da preparação e da conservação de alimentos:
1. A maioria dos produtos alimentícios se conserva por muito mais tempo quando submetidos à refrigeração. Esse procedimento diminui a rapidez das reações que contribuem para a degradação de certos alimentos.
  2. Um procedimento muito comum utilizado em práticas de culinária é o corte dos alimentos para acelerar o seu cozimento, caso não se tenha uma panela de pressão.
  3. (Enem/PPL – 2010) Na preparação de iogurtes, adicionam-se ao leite bactérias produtoras de enzimas que aceleram as reações envolvendo açúcares e proteínas lácteas.

Com base no texto, quais são os fatores que influenciam a rapidez das transformações químicas relacionadas aos exemplos 1, 2 e 3, respectivamente?

- a) Temperatura, superfície de contato e concentração.
  - b) Concentração, superfície de contato e catalisadores.
  - c) Temperatura, superfície de contato e catalisadores.
  - d) Superfície de contato, temperatura e concentração.
  - e) Temperatura, concentração e catalisadores.
2. (Enem/PPL-2013) Há processos industriais que envolvem reações químicas na obtenção de diversos produtos ou bens consumidos pelo homem. Determinadas etapas de obtenção desses produtos empregam catalisadores químicos tradicionais, que têm sido, na medida do possível, substituídos por enzimas.

Em processos industriais, uma das vantagens de se substituírem os catalisadores químicos tradicionais por enzimas decorre do fato de estas serem:

- a) consumidas durante o processo.
  - b) compostos orgânicos e biodegradáveis.
  - c) inespecíficas para os substratos.
  - d) estáveis em variações de temperatura.
  - e) substratos nas reações químicas.
-

3. (EsPCEEx-2012) A água oxigenada ou solução aquosa de peróxido de hidrogênio ( $\text{H}_2\text{O}_2$ ) é uma espécie bastante utilizada no dia a dia na desinfecção de lentes de contato e fermentos. A sua decomposição produz oxigênio gasoso e pode ser acelerada por alguns fatores como o incremento da temperatura e a adição de catalisadores. Um estudo experimental da cinética da reação de decomposição da água oxigenada foi realizado alterando-se fatores como a temperatura e o emprego de catalisadores, seguindo as condições experimentais listadas na tabela a seguir:

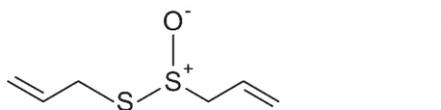
Condição Experimental	Tempo de Duração da Reação no Experimento (t)	Temperatura ( $^{\circ}\text{C}$ )	Catalisador
1	$t_1$	60	ausente
2	$t_2$	75	ausente
3	$t_3$	90	presente
4	$t_4$	90	ausente

Analisando os dados fornecidos, assinale a alternativa correta que indica a ordem crescente dos tempos de duração dos experimentos.

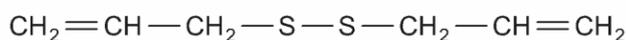
- a)  $t_1 < t_2 < t_3 < t_4$
- b)  $t_3 < t_4 < t_2 < t_1$
- c)  $t_3 < t_2 < t_1 < t_4$
- d)  $t_4 < t_2 < t_3 < t_1$
- e)  $t_1 < t_3 < t_4 < t_2$



4. (Enem – 2019) O odor que permanece nas mãos após o contato com alho pode ser eliminado pela utilização de um “sabonete de aço inoxidável”, constituído de aço inox (74%) cromo e níquel. A principal vantagem desse “sabonete” é que ele não se desgasta com o uso. Considere que a principal substância responsável pelo odor de alho é a alicina (estrutura I) e que, para que o odor seja eliminado, ela seja transformada na estrutura II.



Estrutura I



Estrutura II

Na conversão de I em II, o “sabonete” atuará como um

- a) ácido.
- b) redutor.
- c) eletrólito.
- d) tensoativo.
- e) catalisador.

5. (UDESC) Na coluna I estão relacionadas transformações e, na coluna II, os principais fatores que alteram a velocidade dessas transformações.

**Coluna I**

1. A transformação do leite em iogurte é rápida quando aquecida.
2. Um comprimido efervescente reage mais rapidamente quando dissolvido em água do que acondicionado em lugares úmidos.
3. Grânulos de Mg reagem com  $\text{HCl}$  mais rapidamente do que em lâminas.
4. A transformação do açúcar, contido na uva, em etanol ocorre mais rapidamente na presença de microrganismo.

**Coluna II**

- ( ) superfície de contato
- ( ) temperatura
- ( ) catalisador
- ( ) concentração dos reagentes

Relacionando-se as duas colunas obtêm-se, de cima para baixo, os números na sequência

- a) 2, 1, 4, 3
  - b) 2, 3, 4, 1
  - c) 3, 1, 4, 2
  - d) 3, 1, 2, 4
  - e) 4, 3, 1, 2
6. (PUC/2011) Relacione os fenômenos descritos na coluna I com os fatores que influenciam sua velocidade mencionados na coluna II.

Coluna I	Coluna II
1 – Queimadas alastrando-se rapidamente quando está ventando;	A – superfície de contato
2 – Conservação dos alimentos no refrigerador;	B – catalisador
3 – Efervescência da água oxigenada na higiene de ferimentos;	C – concentração
4 – Lascas de madeira queimando mais rapidamente que uma tora de madeira	D – temperatura

A alternativa que contém a associação correta entre as duas colunas é:

- a) 1 – C; 2 – D; 3 – B; 4 – A.
  - b) 1 – D; 2 – C; 3 – B; 4 – A.
  - c) 1 – A; 2 – B; 3 – C; 4 – D.
  - d) 1 – B; 2 – C; 3 – D; 4 – A.
  - e) 1 – C; 2 – D; 3 – A; 4 – B.
-

7. (Fuvest-2013) Quando certos metais são colocados em contato com soluções ácidas, pode haver formação de gás hidrogênio. Abaixo, segue uma tabela elaborada por uma estudante de Química, contendo resultados de experimentos que ela realizou em diferentes condições.

Experimento	Reagentes		Tempo para liberar 30 mL de H <sub>2</sub>	Observações
	HCl <sub>(aq)</sub> 0,2 M	Metal		
1	200 mL	1 g Zn (Raspas)	30 s	Liberação de H <sub>2</sub> e calor
2	200 mL	1 g Cu (Fio)	Não liberou H <sub>2</sub>	Sem alterações
3	200 mL	1 g Zn (Pó)	18 s	Liberação de H <sub>2</sub> e calor
4	200 mL	1 g Zn (Raspas) + 1 g Cu (Fio)	8 s	Liberação de H <sub>2</sub> e calor; Massa de Cu não se alterou

Após realizar esses experimentos, a estudante fez três afirmações:

- I. A velocidade da reação de Zn com ácido aumenta na presença de Cu.
- II. O aumento na concentração inicial do ácido causa o aumento da velocidade de liberação do gás H<sub>2</sub>.
- III. Os resultados dos experimentos 1 e 3 mostram que, quanto maior o quociente superfície de contato/massa total de amostra de Zn, maior a velocidade de reação.

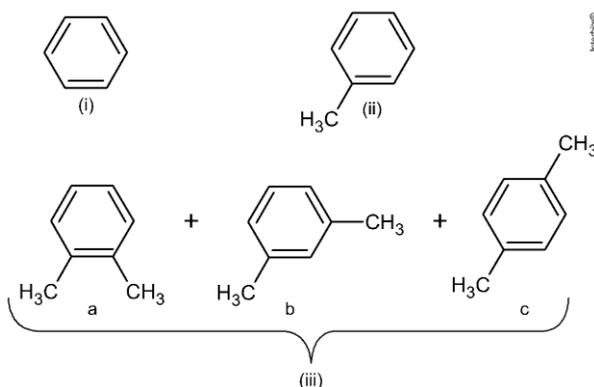
Com os dados contidos na tabela, a estudante somente poderia concluir o que se afirma em

- a) I
  - b) II
  - c) I e II
  - d) I e III
  - e) II e III
8. (Enem/PPL-2021) A nanotecnologia pode ser caracterizada quando os compostos estão na ordem de milionésimos de milímetros, como na utilização de nanomateriais catalíticos nos processos industriais. O uso desses materiais aumenta a eficiência da produção, consome menos energia e gera menores quantidades de resíduos. O sucesso dessa aplicação tecnológica muitas vezes está relacionado ao aumento da velocidade da reação química envolvida.

O êxito da aplicação dessa tecnologia é por causa da realização de reações químicas que ocorrem em condições de:

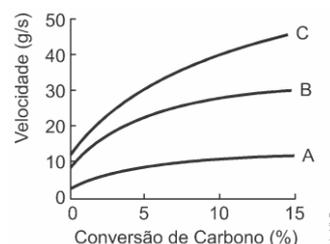
- a) alta pressão.
  - b) alta temperatura.
  - c) excesso de reagentes.
  - d) maior superfície de contato.
  - e) elevada energia de ativação.
-

9. (UFPA-2018) A composição de carvões minerais varia muito, mas uma composição média comum (em %m/m) é a seguinte: 80% carbono, 10% materiais diversos, 4% umidade e 5% de matéria volátil. Por isso, além de energia, o carvão pode ser fonte de vários compostos químicos. De sua fração volátil, pode-se obter hidrocarbonetos aromáticos simples. A importância destes hidrocarbonetos pode ser avaliada com base no seu consumo anual no mundo, que é de aproximadamente  $25 \times 10^6$  toneladas. Dessa quantidade, em torno de 20% são obtidos pela conversão de parte da fração volátil do carvão mineral. As fórmulas estruturais de alguns destes hidrocarbonetos aromáticos estão representadas a seguir.



Experimentos de gaseificação de três carvões minerais produziram os resultados mostrados na tabela e no gráfico.

Parâmetro	Amostra de Carvão		
	A	B	C
Energia Ativação ( $\frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$ )	266	245	222
Superfície de Contato ( $\frac{\text{m}^2}{\text{g}}$ )	1,6	2,5	37,3



Comparando os resultados dos experimentos, é correto afirmar que:

- os valores da energia de ativação e da velocidade de gaseificação são diretamente proporcionais.
- os aumentos na energia de ativação e na superfície de contato aumentam a velocidade de reação.
- os valores da superfície de contato e da velocidade de gaseificação são diretamente proporcionais.
- nenhum dos fatores citados na tabela influencia a velocidade da reação.
- a quantidade de matéria dos produtos formados pelas amostras de carvão (A, B e C), dentro de um mesmo intervalo de tempo, é tal que  $A > B > C$ .

10. (Mackenzie-2013) Um aluno, querendo verificar os conceitos de cinética-química discutidos na escola, dirigiu-se a uma drogaria e comprou alguns comprimidos efervescentes, os quais continham, de acordo com o rótulo do produto, massas iguais de bicarbonato de sódio. Ao chegar a sua casa realizou a mistura desses comprimidos com água usando diferentes métodos. Após a observação do fenômeno de liberação gasosa, até que toda a massa de cada comprimido tivesse sido dissolvida em água, o aluno elaborou a seguinte tabela:

Método	Estado do Comprimido	Temperatura da água	Tempo da reação
1	Inteiro	10°C	50 s
2	Triturado	60°C	15 s
3	Inteiro	60°C	25 s
4	Triturado	10°C	30 s

De acordo com os resultados obtidos e mostrados na tabela acima, o aluno fez as seguintes afirmações:

- I. Ao comparar somente os métodos 1 e 2 fica impossível determinar qual dos dois fatores variados (estado do comprimido e temperatura da água), aumentou mais a velocidade da reação.
- II. A mudança da condição da água, de fria para quente, faz com que, qualquer que seja o estado do comprimido, a velocidade da reação caia pela metade.
- III. A influência da temperatura da água é maior do que a influência do estado do comprimido, no aumento da velocidade da reação.

Das afirmações acima, é correto dizer que o aluno errou

- a) apenas na afirmação I.
- b) apenas na afirmação II.
- c) apenas na afirmação III.
- d) apenas nas afirmações II e III.
- e) em todas as afirmações.

**Se liga!**

Sua específica é naturezas e quer continuar estudando esse assunto?  
Clique [aqui](#) para fazer uma lista de exercícios extras.

## Gabaritos

### Exercícios de fixação

1.

Coluna 1	Coluna 2
1 Catalisador	( 3 ) Comprimido em pó
2 Temperatura	( 2 ) Panela de pressão
3 Superfície de contato	( 4 ) Aumento na quantidade de colisões
4 Concentração	( 1 ) Enzimas

2. **B**

Um comprimido efervescente reage mais **rapidamente** quando dissolvido em água a uma temperatura mais elevada. Caso ele esteja **triturado**, a efervescência também irá ocorrer mais **rapidamente**.

3. **B**

A velocidade da reação irá diminuir. Isso acontece porque o inibidor faz com que a energia do complexo ativado aumente. Sendo assim, é necessária uma maior energia de ativação.

4. **B**

As demais estão incorretas porque: a) o catalisador não interfere na energia de reagentes e produtos; c) o catalisador não é consumido em uma reação; d) o catalisador consegue apenas diminuir a energia de ativação; e) o catalisador permite que choques sejam intensificados.

5. Na experiência III nós teremos a maior velocidade. Isso acontece porque nela nós temos uma maior temperatura (30°C), uma maior superfície de contato (Em pó) e uma maior concentração (1 mol/L).

### Exercícios de vestibulares

1. **C**

São fatores que aceleram a velocidade das reações químicas: aumento da temperatura e da superfície de contato e presença de catalisadores.

2. **B**

As enzimas são catalisadores biológicos sensíveis a vários fatores, como temperatura. São extremamente específicas para determinados substratos e apresentam taxas de conversão maiores que os catalisadores químicos, além de possuírem menor custo. Os compostos orgânicos e biodegradáveis se decompõem facilmente e são a melhor opção para a substituição.

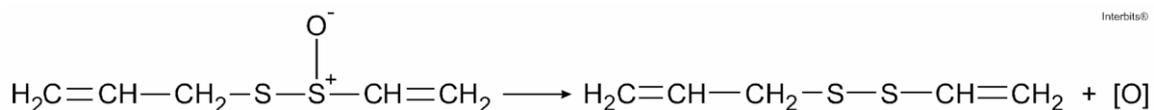
3. **B**

Condição Experimental	Tempo de Duração da Reação no Experimento (t)	Temperatura (°C)	Catalisador
1	$t_1$	60	(ausência de catalisador)
2 (mais rápida do que 1)	$t_2$	75 (maior temperatura)	(ausência de catalisador)
3 (mais rápida do que 1, 2 e 4)	$t_3$	90 (maior temperatura)	(presença de catalisador)
4 (mais rápida do que 1 e 2)	$t_4$	90 (maior temperatura)	(ausência de catalisador)

Conclusão final:  $t_3 < t_4 < t_2 < t_1$ .

## 4. E

De acordo com a análise das estruturas, percebe-se que o átomo de enxofre presente na estrutura I ligado ao átomo de oxigênio sofre redução.



Na conversão de I em II, o “sabonete” atuará como um catalisador (não se desgasta com o uso), aumentando a superfície de contato entre a estrutura I e um agente químico que provoque a redução do enxofre ligado ao oxigênio.

## 5. C

1. A transformação do leite em iogurte é rápida quando aquecida. (temperatura).
2. Um comprimido efervescente reage mais rapidamente quando dissolvido em água do que acondicionado em lugares úmidos. (concentração dos reagentes).
3. Grânulos de Mg reagem com HCl mais rapidamente do que em lâminas. (superfície de contato).
4. A transformação do açúcar, contido na uva, em etanol ocorre mais rapidamente na presença de microrganismo. (catalisador).

## 6. A

Superfície de contato – Lascas de madeiras queimando mais rapidamente que uma tora de madeira;  
 Catalisador – Efervescência da água oxigenada na higiene de ferimentos;  
 Concentração – Queimadas alastrando-se rapidamente quando está ventando;  
 Temperatura – Conservação dos alimentos no refrigerador.

## 7. D

- I- Correto: comparando os experimentos 1 e 4 é possível concluir que o cobre (Cu) age como catalisador na reação, ou seja, aumenta a velocidade da reação de Zinco com o ácido clorídrico e é regenerado ao final dela.
- II- Falso: em todos os experimentos a concentração do ácido utilizado foi igual.
- III- Correto: no experimento 3 foi utilizado o zinco em pó, o que fez com que o experimento tivesse uma maior velocidade reacional, por apresentar maior superfície de contato.

## 8. D

Pelo fato de ser utilizada uma partícula em escala nanométrica (partícula pequena), a área de contato irá aumentar e, assim, a velocidade aumentará.

## 9. C

Comparando a tabela com o gráfico, vemos que os valores da superfície de contato e da velocidade de gaseificação são diretamente proporcionais.

## 10. B

- I. O aluno acertou esta afirmação. Ao comparar somente os métodos 1 e 2, fica impossível determinar qual dos dois fatores variados (estado do comprimido e temperatura da água) aumentou mais a velocidade da reação.
- II. O aluno errou esta afirmação. A elevação da temperatura provoca a diminuição do tempo de reação, ou seja, provoca o aumento da velocidade da reação.
- III. O aluno acertou esta afirmação. Quando se comparam os métodos 1 e 3, verifica-se que a elevação da temperatura de 10 °C para 60 °C faz o tempo de reação cair pela metade (30s para 15s).
- IV. Quando se comparam os métodos 1 e 4, verifica-se que a o aumento da superfície de contato faz o tempo de reação diminuir menos do que a metade (50s para 30s).

## Cinética química: velocidade média de uma reação e lei da velocidade

### Objetivo

Falaremos sobre a velocidade média de uma reação e como a calcular, além de aprendermos como encontrar uma lei de velocidade para uma reação e as informações que nós podemos tirar dessa lei para cada reação.

### Se liga

Para que você compreenda como funciona a cinética química, é recomendável que entenda como funcionam as reações químicas. Tem alguma dúvida nesse assunto? Clique aqui e veja uma aula para tirar suas dúvidas.

### Curiosidade

A panela de pressão é utilizada para acelerar o cozimento dos alimentos. A pressão interna da panela vai aumentando à medida que vamos aquecendo esse sistema. Com uma pressão maior que a pressão atmosférica, a água não entra em ebulição a 100°C, mas sim a temperaturas mais elevadas, o que faz com que o alimento cozinhe mais rápido.

## Teoria

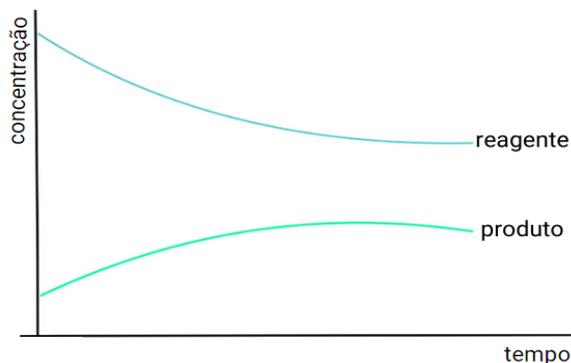
---

### Velocidade das reações

Uma reação química, como sabemos, possui reagente(s), que é(são) consumido(s), e produto(s), que é(são) formado(s) ao longo dela. Ou seja, uma reação, num primeiro momento, possui apenas reagente(s), cuja quantidade diminui em seu decorrer. Após um tempo é que o(s) produto(s) – quantidade inicial igual a zero – começa(m) a aparecer e a ter sua quantidade aumentada ao longo da reação.

Se anotamos a hora de início de determinada reação química e, após muito tempo, a quantidade de reagentes for só um pouco menor que a quantidade inicial e a quantidade de produtos for só um pouco maior que a quantidade inicial (zero), entendemos que a reação está ocorrendo de forma lenta. Por outro lado, caso a variação das quantidades de reagentes e produtos tenha sido grande, entendemos que a reação está rápida.

Diante disso, fica claro que o cálculo da velocidade de uma reação consiste no cálculo da velocidade de consumo do(s) reagente(s) ou da velocidade de formação do(s) produto(s).



## Velocidade média

A velocidade com que uma reação ocorre não é constante, havendo momentos de maior rapidez e outros de maior lentidão. Por isso, calculamos a velocidade média, que consiste na divisão do quanto uma substância variou por quanto tempo se passou, desde o início da reação até o momento em que a quantidade de tal substância foi contada.

$$V_m = \frac{\Delta \text{quantidade}}{\Delta \text{tempo}} = \frac{\text{quantidade final} - \text{quantidade inicial}}{\text{tempo final} - \text{tempo inicial}}$$

### Atente-se!

- A **quantidade** do reagente ou do produto, na equação, pode ser expressa em **mol, mol/L, g, g/L** e em **unidades de volume** no caso dos gases (L, m<sup>3</sup>, etc).
- O tempo decorrido pode ser expresso em **h, min** ou **s**.
- Como a **quantidade de reagente diminui** ao longo do tempo, a quantidade final será menor que a inicial, o que nos dará uma **variação de valor negativo**.

### Se liga no exemplo!

Quantidade inicial = 8 mol/L

Quantidade final = 2 mol/L

$\Delta$  quantidade = 2 mol/L - 8 mol/L = - 6 mol/L

Nesse caso, devemos ignorar esse sinal e dizer que a taxa de consumo de reagente foi de 6 mol/L. Matematicamente, isso significa dizer que o cálculo da taxa de consumo de um reagente deve ser expresso em módulo

**T<sub>X</sub>(consumo do reagente) = |quantidade final - quantidade inicial|**

Outro caminho para calcular a taxa de consumo é adotando o sinal negativo na frente da expressão:

**T<sub>X</sub>(consumo do reagente) = - (quantidade final - quantidade inicial)**

A taxa de formação de um produto, no entanto, não é calculada dessa forma, visto que a quantidade ou concentração final sempre é maior que a inicial. Usa-se:

**T<sub>X</sub>(formação do produto) = (quantidade final - quantidade inicial)**

Se liga neste exemplo: dada a reação  $C_6H_{12}O_6 + 6 O_2 \rightarrow 6 CO_2 + 6 H_2O$ , de proporção estequiométrica (1:6:6:6), calculam-se as concentrações (em mol/L) de glicose em alguns intervalos de tempo.

$[C_6H_{12}O_6](\text{mol.L}^{-1})$	2	1,4	1	0,8
1)				
Tempo (min)	0	2	4	6

Vamos calcular a velocidade média dos seguintes intervalos:

- **0 a 6 min:**

$$V_m = 0,8 - 26 - 0 = 1,26 = 0,2 \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

- **0 a 2 min:**

$$V_m = 1,4 - 22 - 0 = 0,62 = 0,3 \text{ mol.L}^{-1}.\text{min}^{-1}$$

- **2 a 4 min:**

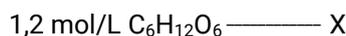
$$V_m = 1 - 1,44 - 2 = 0,42 = 0,2 \text{ mol.L}^{-1}.\text{min}^{-1}$$

- **4 a 6 min:**

$$V_m = 0,8 - 16 - 4 = 0,22 = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}.\text{min}^{-1}$$

Conhecendo as proporções estequiométricas da reação, podemos descobrir a velocidade de consumo do  $O_2$  e de produção de  $CO_2$  e  $H_2O$ .

No intervalo de 0 a 6 min, a velocidade de consumo de  $O_2$ :

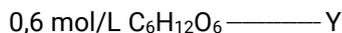


$X = 7,2 \text{ mol/L}$  de  $O_2$  consumido

$$V_m(O_2) = \frac{7,2 \text{ mol.L}^{-1}}{6 \text{ min}} = 1,2 \text{ mol.L}^{-1}.\text{min}^{-1}$$

Como a proporção do consumo de  $C_6H_{12}O_6$  em relação à produção de  $CO_2$  e  $H_2O$  é a mesma do consumo de  $O_2$ , a quantidade de  $CO_2$  e  $H_2O$  produzidos será igual à quantidade de  $O_2$  consumido. Por isso, vamos continuar calculando, para os demais intervalos, a velocidade de  $O_2$ ,  $CO_2$  e  $H_2O$  ao mesmo tempo.

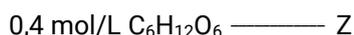
No intervalo de **0 a 2 min**, a velocidade de consumo/formação de  $O_2$ ,  $CO_2$  e  $H_2O$ :



$Y = 3,6 \text{ mols/L}$  de  $O_2/CO_2/H_2O$  consumidos/formados

$$V_{mO_2/CO_2/H_2O} = \frac{3,6 \text{ mol.L}^{-1}}{2 \text{ min}} = 1,8 \text{ mol.L}^{-1}.\text{min}^{-1}$$

No intervalo de **2 a 4 min**, a velocidade de consumo/formação de  $O_2$ ,  $CO_2$  e  $H_2O$ :



$Z = 2,4 \text{ mols/L}$  de  $O_2/CO_2/H_2O$  consumidos/formados

$$V_{mO_2/CO_2/H_2O} = \frac{2,4 \text{ mol.L}^{-1}}{2 \text{ min}} = 1,2 \text{ mol.L}^{-1}.\text{min}^{-1}$$

No intervalo de **4 a 6 min**, a velocidade de consumo/formação de  $O_2$ ,  $CO_2$  e  $H_2O$ :



0,2 mol/L C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub> ——— W

W = 1,2 mol/L de O<sub>2</sub>/CO<sub>2</sub>/H<sub>2</sub>O consumidos/formados:

$$V_{m_{O_2/CO_2/H_2O}} = \frac{1,2 \text{ mol.L}^{-1}}{2 \text{ min}} = 0,6 \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

Agora, vamos comparar as velocidades de O<sub>2</sub>, CO<sub>2</sub> e H<sub>2</sub>O com as de C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>:

Intervalos (min)	V <sub>m</sub> da C <sub>6</sub> H <sub>12</sub> O <sub>6</sub> (mol.L <sup>-1</sup> .min <sup>-1</sup> )	V <sub>m</sub> de O <sub>2</sub> /CO <sub>2</sub> /H <sub>2</sub> O (mol.L <sup>-1</sup> .min <sup>-1</sup> )
0 a 6	0,2	1,2
0 a 2	0,3	1,8
2 a 4	0,2	1,2
4 a 6	0,1	0,6

Analisando essa tabela, percebemos que as velocidades médias de O<sub>2</sub>, CO<sub>2</sub> e H<sub>2</sub>O também obedecem à proporção 6:1 em relação às velocidades de C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>, já que são 6 vezes maiores que as velocidades de consumo de C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>. Concluímos, assim, que o valor de V<sub>m</sub> de cada composto da reação dividido pelo seu coeficiente estequiométrico sempre vai ser igual ao valor de V<sub>m</sub> dos demais compostos da reação divididos pelos seus coeficientes estequiométricos, como podemos ver abaixo:

$$\frac{V_m(C_6H_{12}O_6)}{1} = \frac{V_m(O_2)}{6} = \frac{V_m(CO_2)}{6} = \frac{V_m(H_2O)}{6}$$

Este **valor comum** é considerado o valor da **velocidade média da reação**. Logo, generalizamos da seguinte forma:

Para a reação  $aA + bB \rightarrow cC + dD$ ,  $V_{m_{reação}} = \frac{V_m(A)}{a} = \frac{V_m(B)}{b} = \frac{V_m(C)}{c} = \frac{V_m(D)}{d}$

## Lei da velocidade

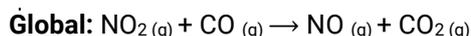
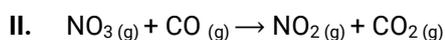
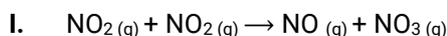
Também conhecida como lei de Guldberg-Waage, diz: A velocidade da reação é proporcional à concentração molar dos reagentes, e seus respectivos coeficientes são obtidos nas equações químicas correspondentes.

Antes de apresentar essa lei, é importante que os conceitos de reações elementares e não elementares estejam na ponta da língua! **As reações elementares** são aquelas que ocorrem em apenas **uma etapa**.

**Se liga no exemplo:**  $2 \text{NO}_2(g) + \text{O}_3(g) \rightarrow \text{N}_2\text{O}_5(g) + \text{O}_2(g)$

Já as **reações não elementares** são aquelas que ocorrem em **duas ou mais etapas**, sendo uma lenta e as demais rápidas.

## Se liga no exemplo!



Sabe-se que a concentração dos reagentes de uma reação química influi na velocidade com que ela vai ocorrer. Aumentando a concentração de um e/ou de outro reagente, a velocidade da reação também aumenta. Diminuindo a concentração, a velocidade também diminui.

Dois cientistas (Guldberg e Waage), ao estudarem as variações nas velocidades das reações com o acréscimo ou a retirada de reagentes, perceberam que cada reação tem sua velocidade alterada seguindo um padrão, que depende apenas da temperatura do meio. Esse **padrão** definiu que cada reação possui sua **constante de velocidade (k)**.

Notaram, ainda, que, para as **reações elementares**, a velocidade aumenta igual ao aumento da concentração do reagente elevado ao coeficiente desse mesmo reagente. Ou seja, se a reação é  $2A + B \rightarrow C$  e eu multiplico a concentração de A por 2, a velocidade ficará multiplicada por  $2^2$  (4). Já se multiplicar a concentração de B por 2, a velocidade ficará multiplicada por  $2^1$  (2).

**Se liga no exemplo:** para a reação  $2 \text{NO}_2(\text{g}) + \text{O}_3(\text{g}) \rightarrow \text{N}_2\text{O}_5(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$ , a lei da velocidade é  $v = k[\text{NO}_2]^2[\text{O}_3]^1$ .

Para as **reações não elementares**, no entanto, a velocidade aumenta igual ao aumento da concentração dos reagentes da etapa lenta da reação elevados aos seus coeficientes estequiométricos.

**Se liga no exemplo!**

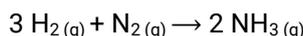
- I.  $\text{NO}_2(\text{g}) + \text{NO}_2(\text{g}) \rightarrow \text{NO}(\text{g}) + \text{NO}_3(\text{g})$  (lenta)
- II.  $\text{NO}_3(\text{g}) + \text{CO}(\text{g}) \rightarrow \text{NO}_2(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g})$  (rápida)

Global:  $\text{NO}_2(\text{g}) + \text{CO}(\text{g}) \rightarrow \text{NO}(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g})$ :  $v = [\text{NO}_2][\text{NO}_2]$  ou  $v = [\text{NO}_2]^2$

**Atente-se!**

- Esses expoentes são chamados de **ordem da reação**. No caso acima, a ordem da reação para  $\text{NO}_2$  é 2 (2ª ordem). A soma das ordens da reação de cada reagente nos dá a **ordem total da reação**. No caso acima, a ordem total da reação é 2 (2ª ordem), visto que só há um reagente com expoente 2. Caso houvesse mais um reagente na lei de velocidade, com ordem 1 por exemplo, a ordem total da reação seria 3 (3ª ordem);
- À **série de etapas** de uma reação química chamamos **mecanismo de reação**.

Como há essa **diferença entre** os expoentes das concentrações dos reagentes de **reações elementares e de não elementares**, Guldberg e Waage definiram que tais **expoentes devem ser determinados experimentalmente**, isto é, fazem-se experimentos com valores diferentes das concentrações de cada reagente e medem-se as velocidades obtidas. Veja o exemplo:



Experimento	$[\text{H}_2]$ (mol/L)	$[\text{N}_2]$ (mol/L)	Velocidade (mol/L.s)
1	0,5	0,1	$2,5 \cdot 10^{-6}$
2	0,5	0,3	$7,5 \cdot 10^{-6}$
3	1	0,1	$1 \cdot 10^{-5}$

**Do experimento 1 para o experimento 2**, a concentração de  $H_2$  não foi alterada, enquanto a de  $N_2$  foi. Com isso, sabemos que a análise desses experimentos nos permitirá encontrar o expoente do  $N_2$ , isto é, a **ordem de reação em relação ao  $N_2$** . Ocorre assim:

É feita uma relação entre as velocidades do experimento 1 e do experimento 2 (essa relação é dada por uma divisão). Além da divisão, podemos igualar o  $k_1$  com o  $k_2$ , uma vez que a constante de velocidade ( $k$ ) é sempre igual para duas reações iguais em temperaturas iguais (mesmo que os componentes dessas reações estejam em concentrações molares diferentes). Aqui eu vou utilizar a divisão das leis de velocidade.

Sabendo que:

$$V_1 = k_1 \cdot [H_2]^\alpha \cdot [N_2]^\beta$$

$$V_2 = k_2 \cdot [H_2]^\alpha \cdot [N_2]^\beta$$

$$k_1 = k_2 = k$$

é possível relacionar desta maneira:

$$V_1 / V_2 = k_1 \cdot [H_2]^\alpha \cdot [N_2]^\beta / k_2 \cdot [H_2]^\alpha \cdot [N_2]^\beta$$

Como  $k_1 = k_2$ , substituímos ambos por  $k$ , e então eles podem se cancelar:  $V_1 / V_2 = k \cdot [H_2]^\alpha \cdot [N_2]^\beta / k \cdot [H_2]^\alpha \cdot [N_2]^\beta$

Agora substituímos as concentrações dos compostos pelos valores da tabela e seguimos a equação.

$$2,5 \cdot 10^{-6} / 7,5 \cdot 10^{-6} = (0,5)^\alpha \cdot (0,1)^\beta / (0,5)^\alpha \cdot (0,3)^\beta$$

$$\frac{2,5 \cdot 10^{-6}}{7,5 \cdot 10^{-6}} = \frac{(0,5)^\alpha}{(0,5)^\alpha} \times \frac{(0,1)^\beta}{(0,3)^\beta}$$

$$3^{-1} = 3^{-\beta}$$

$$-1 = -\beta$$

$$\beta = 1$$

Concluimos, assim, que a ordem de reação para  $N_2$  é 1.

**Do experimento 1 para o experimento 3**, a concentração de  $N_2$  não foi alterada, enquanto a de  $H_2$  foi. Com isso, sabemos que a análise desses experimentos nos permitirá encontrar o expoente do  $H_2$ , isto é, a **ordem de reação em relação ao  $H_2$** .

O procedimento é idêntico ao anterior, só que pegamos as informações dos experimentos 1 e 3:

$$V_1 / V_3 = k_1 \cdot [H_2]^\alpha \cdot [N_2]^\beta / k_3 \cdot [H_2]^\alpha \cdot [N_2]^\beta$$

$$V_1 / V_3 = k \cdot [H_2]^\alpha \cdot [N_2]^\beta / k \cdot [H_2]^\alpha \cdot [N_2]^\beta$$

$$2,5 \cdot 10^{-6} / 1 \cdot 10^{-5} = (0,5)^\alpha \cdot (0,1)^\beta / (1)^\alpha \cdot (0,1)^\beta$$

Repare que  $V_3 = 10^{-5}$ . Colocando em base  $10^{-6}$ , fica  $V_3 = 10 \cdot 10^{-6}$ :

$$\frac{2,5 \cdot 10^{-6}}{10 \cdot 10^{-6}} = \frac{(0,5)^\alpha}{(1)^\alpha} \times \frac{(0,1)^\beta}{(0,1)^\beta}$$

$$\frac{1}{4} = \frac{(1)^\alpha}{(2)^\alpha}$$

$$\frac{1}{2^2} = \frac{(1)^\alpha}{(2)^\alpha}$$

$$2^{-2} = 2^{-\alpha}$$

$$-2 = -\alpha$$

$$\alpha = 2$$

Concluimos, assim, que a ordem da reação para  $H_2$  é 2.

Esse procedimento, contudo, é muito longo e formal. Na prática, iremos utilizar um muito mais simples, que, com o treino, permitirá você saber a ordem da reação ( $\alpha$  e  $\beta$ ) apenas olhando para a tabela e fazendo poucos cálculos mentais. Assim como o procedimento anterior, a gente seleciona dois experimentos em que a concentração de um dos reagentes permaneça constante e a do outro varie.

**Experimentos 1 e 2:**  $H_2$  constante e  $N_2$  varia; ou seja, encontraremos  $\beta$ ;

Experimento	$[H_2]$ (mol/L)	$[N_2]$ (mol/L)	Velocidade (mol/L.s)
1	0,5	0,1 $\times 3$	$2,5 \cdot 10^{-6}$ $\times 3$
2	0,5	0,3	$7,5 \cdot 10^{-6}$
3	1	0,1	$1 \cdot 10^{-5}$

Como vemos, a concentração de  $N_2$  é multiplicada por 3 e a velocidade também. O quanto  $[N_2]$  variou elevado a  $\beta$  tem que ser igual ao quanto a velocidade variou:

$$3^\beta = 3$$

$$3^\beta = 3^1$$

$$\beta = 1$$

**Experimentos 1 e 3:**  $N_2$  constante e  $H_2$  varia; ou seja, encontraremos  $\alpha$ ;

Experimento	$[H_2]$ (mol/L)	$[N_2]$ (mol/L)	Velocidade (mol/L.s)
1	0,5 $\times 2$	0,1	$2,5 \cdot 10^{-6}$ $\times 4$
2	0,5	0,3	$7,5 \cdot 10^{-6}$
3	1	0,1	$1 \cdot 10^{-5}$

Como vemos, a concentração de  $H_2$  é multiplicada por 2 e a velocidade é multiplicada por 4, ou seja,  $2^2$ . O quanto  $[H_2]$  variou elevado a  $\alpha$  tem que ser igual ao quanto a velocidade variou:

$$2^\alpha = 4$$

$$2^\alpha = 2^2$$

$$\alpha = 2$$

Agora, ao fim desse processo, podemos determinar que a lei de velocidade é  $v = k \cdot [H_2]^2 \cdot [N_2]$  e que a ordem da reação é 3 ( $\alpha + \beta = 2 + 1 = 3$ ), ou seja, essa é uma **reação de 3ª ordem**.

Diante de tudo isso, Guldberg e Waage cunharam a **lei da velocidade, lei de Guldberg-Waage, lei de ação das massas ou lei cinética**, que diz o seguinte: a velocidade de uma reação química é diretamente proporcional ao produto das concentrações molares dos reagentes elevados a expoentes determinados experimentalmente.

## Molecularidade

A molecularidade de uma reação elementar nos indica a quantidade de moléculas que reagiram para formar os produtos da reação. Se na reação ocorre somente o rearranjo ou a decomposição de 1 molécula reagente, ela é unimolecular. Se ocorre choque entre 2 moléculas reagentes, ela é bimolecular. Se ocorre choque entre 3 moléculas reagentes, é trimolecular.

**Se liga no exemplo!**  $2 \text{NO}_2(\text{g}) + \text{O}_3(\text{g}) \rightarrow \text{N}_2\text{O}_5(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$  (2 moléculas de  $\text{NO}_2$  mais 1 de  $\text{O}_3$ )  $\rightarrow$  reação trimolecular ou de molecularidade 3.

Repare que a molecularidade, nas reações elementares, pode ser encontrada pela soma dos **coeficientes estequiométricos** dos reagentes ou determinada pela ordem de reação ( $v = [\text{NO}_2]^2[\text{O}_3]$ , 3ª ordem).

Nas **reações não elementares**, determinaremos a molecularidade de cada etapa do mecanismo de reação separadamente, visto que cada etapa da reação consiste em uma reação elementar.

### Se liga no exemplo!

Vejamos a reação global  $\text{NO}_2(\text{g}) + \text{CO}(\text{g}) \rightarrow \text{NO}(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g})$ , constituída pelas etapas:

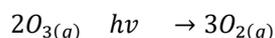
- I.  $\text{NO}_2(\text{g}) + \text{NO}_2(\text{g}) \rightarrow \text{NO}(\text{g}) + \text{NO}_3(\text{g}) \rightarrow$  bimolecular
  - II.  $\text{NO}_3(\text{g}) + \text{CO}(\text{g}) \rightarrow \text{NO}_2(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g}) \rightarrow$  bimolecular
-

Exercícios de fixação

1. Considerando todas as reações elementares, relacione as colunas a seguir:

Coluna 1	Coluna 2
( ) $2N_2O_5(g) \rightarrow 4NO_2(g) + O_2(g)$	( ) $V = k.[O_3]^2$
( ) $+ \rightarrow +$	( ) $V = k.[N_2O_5]^2$
( ) $2O_3(g) \xrightarrow{h\nu} 3O_2(g)$	( ) $V = k.[N_2O].[NO]$
( ) $N_2O + NO \rightarrow N_2 + NO_2$	( ) $V = k.[NO_2].[CO]$

2. Um dos grandes problemas ambientais na atualidade relaciona-se com o desaparecimento da camada de ozônio na atmosfera. Considerando a velocidade de aparecimento de  $O_2$  igual a  $24 \frac{mol}{L \cdot s}$ , qual a velocidade de desaparecimento do ozônio?



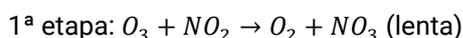
3. Considerando que a reação,  $2O_3(g) \xrightarrow{h\nu} 3O_2(g)$ , foi observada as seguintes variações na concentração de  $O_3$  em função do tempo:

$O_3$ ( $mol L^{-1}$ )	0,240	0,200	0,180
Tempo (s)	0	90	150

A velocidade média ( $V_m$ ) da reação no intervalo de 0 a 150 segundos é

- a) 0,0004
- b) 0,0003
- c) 0,0002
- d) 0,0001

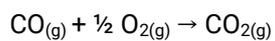
4. Os veículos emitem óxidos de nitrogênio que destroem a camada de ozônio. A reação em fase gasosa ocorre em duas etapas:



Quando uma reação ocorre em mais de uma \_\_\_\_\_, nós podemos determinar a lei de velocidade a partir da etapa \_\_\_\_\_. Para esse processo temos que a lei de velocidade é \_\_\_\_\_.

- a) Etapa / lenta /  $V = k.[O_3].[NO_2]$
- b) Etapa / rápida /  $V = k.[O_3].[NO_2]$
- c) Etapa / lenta /  $V = k.[NO_2].[NO_3]$
- d) Etapa / rápida /  $V = k.[NO_2].[NO_3]$

5. O dióxido de carbono é um gás formado pela reação entre os gases monóxido de carbono e oxigênio, conforme a equação química abaixo.



Sabendo-se que em 5 minutos de reação foram consumidos 2,5 mol de CO, qual a taxa de desenvolvimento da reação de acordo com o consumo de O<sub>2</sub>?

- a) 0,2 mol . min<sup>-1</sup>
  - b) 1,5 mol . min<sup>-1</sup>
  - c) 2,0 mol . min<sup>-1</sup>
  - d) 0,25 mol . min<sup>-1</sup>
-

## Exercícios de vestibulares



1. (Unisc – 2016) Considerando que em uma reação hipotética  $A \rightarrow B + C$  observou-se a seguinte variação na concentração de A em função do tempo:

A ( $mol\ L^{-1}$ )	0,240	0,200	0,180	0,162	0,153
Tempo (s)	0	180	300	540	840

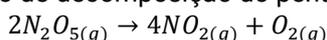
A velocidade média ( $V_m$ ) da reação no intervalo de 180 a 300 segundos é

- a)  $1,66 \times 10^{-4} mol\ L^{-1} \cdot s^{-1}$   
 b)  $3,32 \times 10^{-4} mol\ L^{-1} \cdot s^{-1}$   
 c)  $1,66 \times 10^{-2} mol\ L^{-1} \cdot s^{-1}$   
 d)  $0,83 \times 10^{-2} mol\ L^{-1} \cdot s^{-1}$   
 e)  $0,83 \times 10^{-4} mol\ L^{-1} \cdot s^{-1}$
2. (Uepa – 2015) De um modo geral, a ordem de uma reação é importante para prever a dependência de sua velocidade em relação aos seus reagentes, o que pode influenciar ou até mesmo inviabilizar a obtenção de um determinado composto. Sendo assim, os dados da tabela abaixo mostram uma situação hipotética da obtenção do composto "C", a partir dos reagentes "A" e "B".

Experimento	[A] $mol$ $\cdot L^{-1}$	[B] $mol$ $\cdot L^{-1}$	Velocidade inicial $(mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1})$
01	0,1	0,1	$4,0 \times 10^{-5}$
02	0,1	0,2	$4,0 \times 10^{-5}$
03	0,2	0,1	$16,0 \times 10^{-5}$

A partir dos dados da tabela acima, é correto afirmar que a reação:  $A + B \rightarrow C$ , é de:

- a) 2ª ordem em relação a "A" e de ordem zero em relação a "B"  
 b) 1ª ordem em relação a "A" e de ordem zero em relação a "B"  
 c) 2ª ordem em relação a "B" e de ordem zero em relação a "A"  
 d) 1ª ordem em relação a "B" e de ordem zero em relação a "A"  
 e) 1ª ordem em relação a "A" e de 1ª ordem em relação a "B"
3. (Acafe – 2014) Considere a reação de decomposição do pentóxido de dinitrogênio:

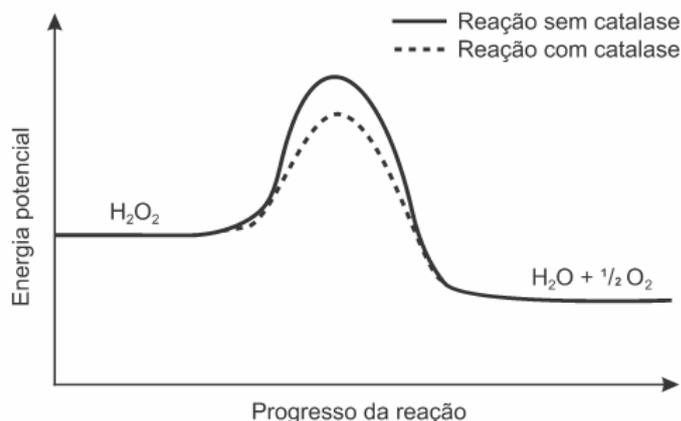


Considerando que a velocidade de desaparecimento do pentóxido de dinitrogênio seja de  $6 \cdot 10^{-3} mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$ , assinale a alternativa que apresenta o valor **correto** para a velocidade de aparecimento  $NO_2$  expressa em  $mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$ .

- a)  $18 \cdot 10^{-3}$   
 b)  $24 \cdot 10^{-3}$   
 c)  $6 \cdot 10^{-3}$   
 d)  $12 \cdot 10^{-3}$   
 e)  $3 \cdot 10^{-3}$



4. (Enem PPL – 2020) O peróxido de hidrogênio é um produto secundário do metabolismo celular e apresenta algumas funções úteis, mas, quando em excesso, é prejudicial, gerando radicais que são tóxicos para as células. Para se defender, o organismo vivo utiliza a enzima catalase, que decompõe  $H_2O_2$  em  $H_2O$  e  $O_2$ . A energia de reação de decomposição, quando na presença e ausência da catalase, está mostrada no gráfico.



Disponível em: [www.pontociencia.org.br](http://www.pontociencia.org.br). Acesso em: 14 ago. 2013 (adaptado).

Na situação descrita, o organismo utiliza a catalase porque ela

- diminui a energia de ativação.
  - permite maior rendimento da reação.
  - diminui o valor da entalpia da reação.
  - consome rapidamente o oxigênio do reagente.
  - reage rapidamente com o peróxido de hidrogênio.
5. (Uece – 2015) Manchete do jornal o *Estado de São Paulo* em 23.04.2014: “Gás metano produzido por vacas é usado para abastecer veículos”. Cientistas argentinos desenvolveram tecnologia para aproveitar o gás metano gerado pelos bovinos, que tem efeito estufa na atmosfera do planeta. Pesquisando o gás metano, um grupo de estudantes da UECE realizou, em laboratório, uma combustão e coletou os dados da tabela abaixo:

Tempo (min)	$[CH_4]$ ( $\frac{mol}{L}$ )	$[CO_2]$ ( $\frac{mol}{L}$ )
0	0,050	0
10	0,030	0,020
20	0,020	?

Com os dados da tabela, a velocidade média da reação entre 0 e 20 minutos foi determinada com o valor

- $1,2 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$ .
- $0,8 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$ .
- $1,3 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$ .
- $1,5 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$ .
- $3,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$ .

6. (Ufrgs – 2016) Na reação



a lei cinética é de segunda ordem em relação ao dióxido de nitrogênio e de ordem zero em relação ao monóxido de carbono. Quando, simultaneamente, dobrar-se a concentração de dióxido de nitrogênio e reduzir-se a concentração de monóxido de carbono pela metade, a velocidade da reação

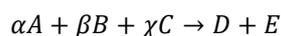
- a) será reduzida a um quarto do valor anterior.
- b) será reduzida à metade do valor anterior.
- c) não se alterará.
- d) duplicará.
- e) aumentará por um fator de 4 vezes.

7. (Enem – 2020) A nanotecnologia pode ser caracterizada quando os compostos estão na ordem de milionésimos de milímetros, como na utilização de nanomateriais catalíticos nos processos industriais. O uso desses materiais aumenta a eficiência da produção, consome menos energia e gera menores quantidades de resíduos. O sucesso dessa aplicação tecnológica muitas vezes está relacionado ao aumento da velocidade da reação química envolvida.

O êxito da aplicação dessa tecnologia é por causa da realização de reações químicas que ocorrem em condições de

- a) alta pressão.
- b) alta temperatura.
- c) excesso de reagentes.
- d) maior superfície de contato.
- e) elevada energia de ativação.

8. (Espcex – 2019) O estudo da velocidade das reações é muito importante para as indústrias químicas, pois conhecê-la permite a proposição de mecanismos para uma maior produção. A tabela abaixo apresenta os resultados experimentais obtidos para um estudo cinético de uma reação química genérica elementar.

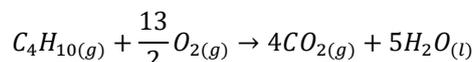


Experimento	[A]	[B]	[C]	Velocidade ( $mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$ )
1	0,10	0,10	0,10	$4 \cdot 10^{-4}$
2	0,20	0,10	0,10	$8 \cdot 10^{-4}$
3	0,10	0,20	0,10	$8 \cdot 10^{-4}$
4	0,10	0,10	0,20	$1,6 \cdot 10^{-3}$

A partir dos resultados experimentais apresentados na tabela, pode se afirmar que a expressão da equação da lei da velocidade (V) para essa reação química é

- a)  $V = k[A]^1 [B]^1 [C]^2$
- b)  $V = k[A]^2 [B]^1 [C]^2$
- c)  $V = k [A]^2 [B]^2 [C]^1$
- d)  $V = k [A]^1 [B]^1 [C]^1$
- e)  $V = k[A]^0 [B]^1 [C]^1$

9. (Uepa – 2014) Preparar o sagrado cafezinho de todos os dias, assar o pão de queijo e reunir a família para almoçar no domingo. Tarefas simples e do cotidiano ficarão mais caras a partir desta semana. O preço do gás de cozinha será reajustado pelas distribuidoras pela segunda vez este ano, com isso, cozinhar ficará mais caro. A equação química que mostra a queima do butano (gás de cozinha), em nossas residências é:

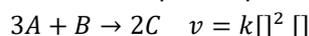


O quadro abaixo ilustra a variação da concentração do gás butano em mols/L em função do tempo:

$[C_4H_{10(g)}](mol/L)$	22,4	20,8	18,2	16,6	15,4	14,9
Tempo (horas)	0	1	2	3	4	5

As velocidades médias em módulo da queima do gás de cozinha nos intervalos entre 0 a 5 e 1 a 3 horas são respectivamente:

- a) -1,5 mols/L . h e - 2,1 mols/L . h  
 b) 1,5 mols/L . h e 2,1 mols/L . h  
 c) 1,5 mols/L . h e - 2,1 mols/L . h  
 d) 2,1 mols/L . h e 1,5 mols/L . h  
 e) -1,5 mols/L . h e 2,1 mols/L . h
10. (Ufrgs – 2017) Uma reação genérica em fase aquosa apresenta a cinética descrita abaixo.



A velocidade dessa reação foi determinada em dependência das concentrações dos reagentes, conforme os dados relacionados a seguir.

$[A] (M)$	$[B] (M)$	$v (M.s^{-1})$
0,01	0,01	$3,0 \times 10^{-5}$
0,02	0,01	x
0,01	0,02	$6,0 \times 10^{-5}$
0,02	0,02	y

Assinale, respectivamente, os valores de x e y que completam a tabela de modo adequado.

- a)  $6,0 \times 10^{-5}$  e  $9,0 \times 10^{-5}$   
 b)  $6,0 \times 10^{-5}$  e  $12, \times 10^{-5}$   
 c)  $12, \times 10^{-5}$  e  $12, \times 10^{-5}$   
 d)  $12, \times 10^{-5}$  e  $24,0 \times 10^{-5}$   
 e)  $18,0 \times 10^{-5}$  e  $24,0 \times 10^{-5}$

Se liga!

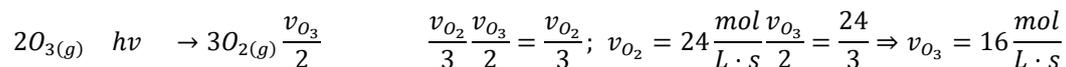
Sua específica é naturezas e quer continuar estudando esse assunto? Clique aqui para fazer uma lista de exercícios extras.

## Exercícios de fixação

1.

Coluna 1	Coluna 2
$1 - 2N_2O_5(g) \rightarrow 4NO_2(g) + O_2(g)$	(3) $V = k \cdot [O_3]^2$
2 - + $\rightarrow$ +	(1) $V = k \cdot [N_2O_5]^2$
$3 - 2O_3(g) \xrightarrow{h\nu} 3O_2(g)$	(4) $V = k \cdot [N_2O] \cdot [NO]$
$4 - N_2O + NO \rightarrow N_2 + NO_2$	(2) $V = k \cdot [NO_2] \cdot [CO]$

2.



3. A

$$Vm = \frac{|[ ]_f - [ ]_i|}{t_f - t_i} = \frac{|0,180 - 0,240|}{150 - 0} = 0,0004 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

4. A

Quando uma reação ocorre em mais de uma **etapa**, nós podemos determinar a lei de velocidade a partir da etapa **lenta**. Para esse processo temos que a lei de velocidade é  **$V = k \cdot [O_3] \cdot [NO_2]$** .

5. D

1 mol CO – ½ mol de O<sub>2</sub>

2,5 mols CO – x de O<sub>2</sub>

x = 1,25 mol

$$Tx = \frac{\text{consumo de } O_2}{\text{tempo}}$$

$$Tx = \frac{1,25 \text{ mol}}{5 \text{ min}}$$

$$Tx = 0,25 \text{ mol/min}$$

## Exercícios de vestibulares

1. A

$$Vm = \frac{|[ ]_f - [ ]_i|}{t_f - t_i} = \frac{|0,180 - 0,200|}{300 - 180} = 1,66 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

2. A

Experimento	[A] mol · L <sup>-1</sup>	[B] mol · L <sup>-1</sup>	Velocidade inicial (mol · L <sup>-1</sup> · s <sup>-1</sup> )
01	0,1	0,1	4,0 × 10 <sup>-5</sup>
02	0,1	0,2	4,0 × 10 <sup>-5</sup>
03	0,2	0,1	16,0 × 10 <sup>-5</sup>

Do experimento 01 para o 02, ao se dobrar a concentração de B, a velocidade da reação não se altera, portanto a concentração de B não influencia na velocidade da reação.

Do experimento 02 para o 03, ao se dobrar a concentração de A, a velocidade da reação irá quadruplicar. Assim, a lei de velocidade será dada por:

$$v = k \cdot [A]^2 [B]^0$$

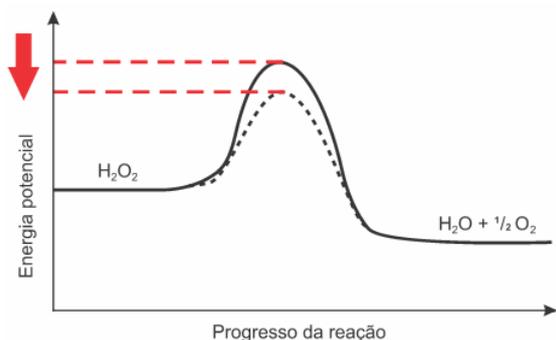
Conclusão: a reação será de segunda ordem em relação a A e de ordem zero em relação a B.

3. D

A velocidade de aparecimento do dióxido de nitrogênio é o dobro da velocidade de desaparecimento do pentóxido de dinitrogênio. Assim, será o dobro de  $6 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ , ou seja,  $12 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ .

4. A

Na presença da catalase, a energia de ativação diminui e, conseqüentemente, a velocidade da reação de decomposição do peróxido de hidrogênio aumenta.



5. D

$$v = \frac{(0,020 - 0,050) \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}{(20 - 0) \text{ min}^{-1}} v = 1,5 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

6. E

A lei cinética é de segunda ordem em relação ao dióxido de nitrogênio (expoente dois) e de ordem zero (expoente zero) em relação ao monóxido de carbono, então:

$$v = k[NO_2]^2 [CO]^0 v_{inicial} = k[NO_2]^2$$

Ao dobrar-se a concentração de dióxido de nitrogênio e reduzir-se a concentração de monóxido de carbono pela metade, teremos:

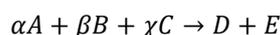
$$v = k(2 \times [NO_2])^2 \left(\frac{1}{2} \times [CO]\right)^0 v = k(2 \times [NO_2])^2 \left(\frac{1}{2} \times [CO]\right)^0 v = k \times 4[NO_2]^2 = 4k[NO_2]^2 \text{ } \leftarrow \text{velocidade inicial}$$

$$v = 4 \times v_{inicial}$$

7. D

Para compostos na ordem de milionésimos de milímetros, quanto maior a superfície de contato entre os reagentes e os nanomateriais catalíticos, maior a velocidade da reação, ou seja, quanto maior a eficiência dos catalisadores, menor a energia de ativação.

8. A



$$V = K \times [A]^\alpha \times [B]^\beta \times [C]^\chi$$

Substituindo os valores da tabela, vem:

- (1)  $4 \times 10^{-4} = K \times (0,10)^\alpha \times (0,10)^\beta \times (0,10)^\chi$  (Experimento 1)  
 (2)  $8 \times 10^{-4} = K \times (0,20)^\alpha \times (0,10)^\beta \times (0,10)^\chi$  (Experimento 2)

Dividindo (2) por (1):

$$\frac{8 \times 10^{-4}}{4 \times 10^{-4}} = \frac{K \times (0,20)^\alpha \times (0,10)^\beta \times (0,10)^\chi}{K \times (0,10)^\alpha \times (0,10)^\beta \times (0,10)^\chi} \Rightarrow 2^1 = \frac{2^\alpha \times (0,10)^\alpha}{(0,10)^\alpha}$$

$$2^1 = 2^\alpha \Rightarrow \alpha = 1$$

- (1)  $4 \times 10^{-4} = K \times (0,10)^\alpha \times (0,10)^\beta \times (0,10)^\chi$  (Experimento 1)  
 (4)  $16 \times 10^{-4} = K \times (0,10)^\alpha \times (0,10)^\beta \times (0,20)^\chi$  (Experimento 4)

Dividindo (4) por (1):

$$\frac{16 \times 10^{-4}}{4 \times 10^{-4}} = \frac{K \times (0,10)^\alpha \times (0,10)^\beta \times (0,20)^\chi}{K \times (0,10)^\alpha \times (0,10)^\beta \times (0,10)^\chi} \Rightarrow 2^2 = \frac{2^\chi \times (0,10)^\chi}{(0,10)^\chi}$$

$$2^2 = 2^\chi \Rightarrow \chi = 2$$

- (1)  $4 \times 10^{-4} = K \times (0,10)^\alpha \times (0,10)^\beta \times (0,10)^\chi$  (Experimento 1)  
 (3)  $8 \times 10^{-4} = K \times (0,10)^\alpha \times (0,20)^\beta \times (0,10)^\chi$  (Experimento 3)

Dividindo (3) por (1):

$$\frac{8 \times 10^{-4}}{4 \times 10^{-4}} = \frac{K \times (0,10)^\alpha \times (0,20)^\beta \times (0,10)^\chi}{K \times (0,10)^\alpha \times (0,10)^\beta \times (0,10)^\chi} \Rightarrow 2^1 = \frac{2^\beta \times (0,10)^\beta}{(0,10)^\beta}$$

$$2^1 = 2^\beta \Rightarrow \beta = 1$$

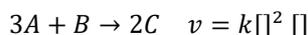
Conclusão:

$$V = K \times [A]^\alpha \times [B]^\beta \times [C]^\chi \Rightarrow V = K \times [A]^1 \times [B]^1 \times [C]^2$$

9. B

$$Vmédia_{(0-5)} = \frac{\Delta[]}{\Delta t} \therefore \frac{|14,9 - 22,4|}{5 - 0} = 1,5 \text{ mols/L} \cdot h \quad Vmédia_{(1-3)} = \frac{\Delta[]}{\Delta t} \therefore \frac{|16,6 - 20,8|}{3 - 1} = 2,1 \text{ mols/L} \cdot h$$

10. D



Utilizando a primeira linha da tabela fornecida, vem:

$$3,0 \times 10^{-5} = k(0,01)^2 \times (0,01)k = \frac{3,0 \times 10^{-5}}{(10^{-2})^2 \times 10^{-2}} = 3,0 \times 10^1 = 30$$

Para  $x$ :

$$v = 30 \times [ ]^2 \times [ ] x = 30 \times (2 \times 10^{-2})^2 \times (10^{-2})x = 12,0 \times 10^{-5}$$

Para  $y$ :

$$v = 30 \times [ ]^2 \times [ ] y = 30 \times (2 \times 10^{-2})^2 \times (2 \times 10^{-2})y = 24,0 \times 10^{-5}$$

---

## Equilíbrio químico - Kc e Kp

### Objetivos

Você irá aprender a interpretar um gráfico de concentração de reagentes e de produtos em função do tempo e conceituar o equilíbrio químico.

### Se liga

Para que você possa entender os conceitos de equilíbrio químico: Kc e Kp, é recomendável que compreenda antes a cinética química. Tem alguma dúvida nesse assunto? [Clique aqui](#) para ver uma aula e tirar todas suas dúvidas. Ou, caso não seja direcionado, procure na biblioteca pela aula "Cinética química".

### Curiosidade

Em uma garrafa de refrigerante há a decomposição/formação do ácido carbônico, que se decompõe em água e dióxido de carbono. Essa reação está em equilíbrio, pois à medida que ocorre a decomposição, também ocorre a formação de ácido carbônico. Quando a garrafa é aberta, a pressão interna cai de forma que a queda de pressão promova a decomposição do ácido carbônico, liberando gás da garrafa.

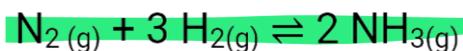
## Teoria

---

### Na vida ou na química, tudo é questão de equilíbrio!

Existem reações em que os reagentes e os produtos estão em constante reação em processos opostos. Tais reações chamamos de reversíveis, que, quando com a mesma velocidade de reação em ambos os sentidos, atingem o **equilíbrio químico**.

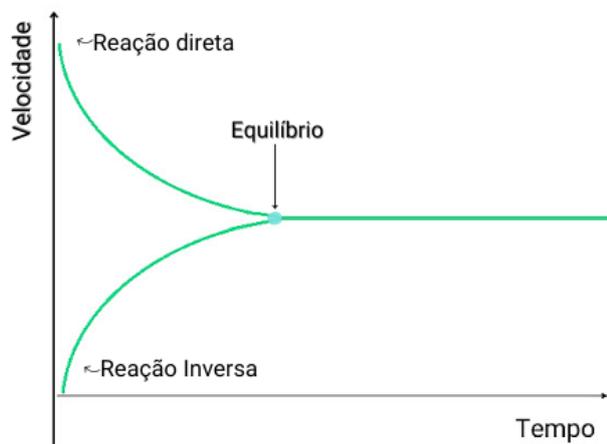
### Se liga no exemplo!



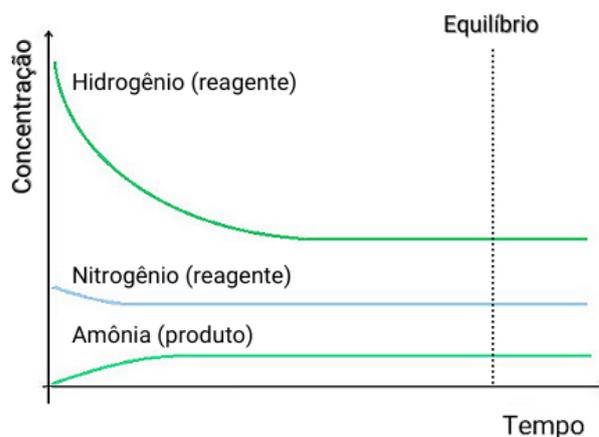
A reação de produção da amônia (NH<sub>3</sub>) representada acima é uma reação reversível, em que a todo momento temos H<sub>2</sub> e N<sub>2</sub> reagindo para formar NH<sub>3</sub>, mas também temos a amônia (NH<sub>3</sub>) se decompondo e voltando a se tornar H<sub>2</sub> e N<sub>2</sub>. Quando essas velocidades de reação em ambos os sentidos se igualam, dizemos que alcançamos o equilíbrio químico.

---

**Gráficos de equilíbrio químico**



Velocidade das reações direta e inversa em função do tempo



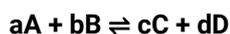
Concentração das substâncias envolvidas em função do tempo.

**Gráficos de equilíbrio químico.**

**Atente-se:** no momento em que as velocidades ou a concentração se tornam constantes, atingimos o equilíbrio químico da reação.

**Expressão para Equilíbrio Químico e a constante Kc**

Em 1886, químicos noruegueses descobriram a existência de uma relação entre a concentração dos reagentes e dos produtos em equilíbrio químico, excluindo os reagentes e produtos em estado físico sólido. Essa relação foi chamada de Lei de Ação das massas, em que, para uma reação reversível genérica:



Temos que a relação entre as concentrações será:

$$Kc = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

Em que **Kc** é a nossa constante de equilíbrio.

**Atente-se:** quanto maior o valor de Kc, maior a tendência de ocorrer a reação no sentido de formação dos produtos. Quanto menor o valor de Kc, maior a tendência de ocorrer a reação no sentido de formação dos reagentes.

Em soluções aquosas, a concentração da água deve ser considerada constante e não aparecerá na expressão do Kc.

**Se liga no exemplo!** São dadas as concentrações de  $H_2$ ,  $I_2$  e  $HI$  no equilíbrio igual a 2 mol/L, 1 mol/L e 6 mol/L, respectivamente. Para a reação  $H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2 HI_{(g)}$ , calcule a constante de equilíbrio:

$$K_c = \frac{[\text{Produto}]}{[\text{Reagente}]} \therefore K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]} \therefore K_c = \frac{(6)^2}{(2) \cdot (1)} \therefore K_c = \frac{36}{2} \therefore K_c = 18$$

## Expressão para Equilíbrio Químico e a constante $K_p$

Com relação aos gases participantes do equilíbrio, podemos gerar uma relação entre reagentes e produtos através de suas pressões parciais, já que essas pressões são proporcionais às suas molaridades.

**Se liga no exemplo:** para a reação  $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$ , temos que a relação entre as pressões parciais será:

$$K_p = \frac{P_C^c \cdot P_D^d}{P_A^a \cdot P_B^b}$$

Em que  $K_p$  é a nossa constante de equilíbrio em relação à pressão parcial.

**Atente-se:** para o cálculo de  $K_p$  não aparecem na expressão substâncias nos estados físicos sólido e líquido, apenas substâncias no estado físico gasoso.

**Se liga no exemplo!** Qual a expressão de  $K_p$  para a reação de síntese da amônia de Haber-Bosch? Dado: Reação:  $3 H_2 + N_2 \rightarrow 2 NH_3$

$$K_p = \frac{(pNH_3)^2}{(pH_2)^3 \cdot (pN_2)^1}$$

## Relação entre $K_p$ e $K_c$

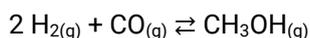
É possível chegar a uma relação entre  $K_c$  e  $K_p$  através da equação:

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} \text{ ou } K_c = K_p \cdot (R \cdot T)^{-\Delta n}$$

$\Delta n$  = variação do número de mols dos gases ( $n^\circ$  mols produtos –  $n^\circ$  mols reagentes)

## Se liga no exemplo!

Considere o seguinte equilíbrio químico:



Sabendo que  $K_c$  vale  $300 \text{ mol}^{-2} \cdot \text{L}^2$ , a  $425^\circ\text{C}$ , determine o valor de  $K_p$  a essa mesma temperatura:

(Dado:  $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ ).

$$273 + 425 = 698 \text{ K}$$

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n}$$

$$K_p = 300 \cdot (0,082 \cdot 698)^{-1-3}$$

$$K_p = 0,092$$

## Exercícios de fixação

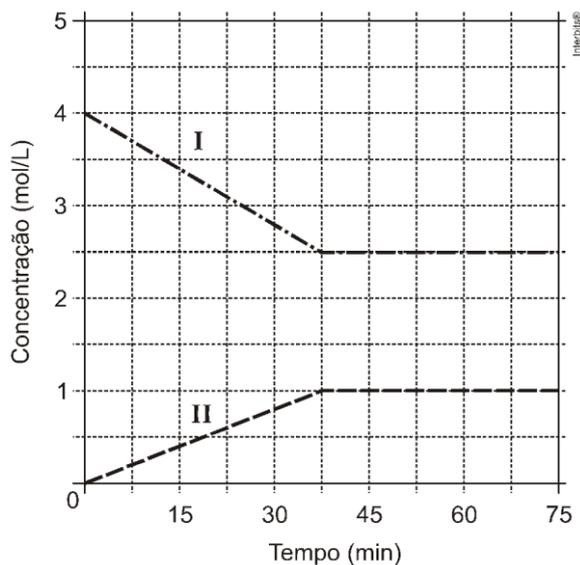
---

1. Analisando somente os valores das constantes de equilíbrio ( $K_c$ ) abaixo, que foram obtidas em várias reações, opte pela que for mais economicamente viável de ser desenvolvida para uma produção industrial:
    - a) 0,02.
    - b) 0,2.
    - c) 1.
    - d) 15.
    - e) 140.
  
  2. Uma reação química atinge o equilíbrio químico quando
    - a) ocorre simultaneamente nos sentidos direto e inverso.
    - b) as velocidades das reações direta e inversa são iguais.
    - c) os restantes são totalmente consumidos.
    - d) a temperatura do sistema é igual à do ambiente.
    - e) a razão entre as concentrações de reagentes e produtos é unitária.
  
  3. Nas condições ambientes, é exemplo de sistema em estado de equilíbrio uma:
    - a) xícara de café bem quente;
    - b) garrafa de água mineral gasosa fechada;
    - c) chama uniforme de bico de Bunsen;
    - d) porção de água fervendo em temperatura constante;
    - e) tigela contendo feijão cozido.
  
  4. Dada a reação:  $2 \text{NaHCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Na}_2\text{CO}_3(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g})$ , determine o valor de  $K_p$ .
  
  5. Em relação a uma reação em equilíbrio químico, assinale a alternativa incorreta:
    - a) Não pode ocorrer troca de matéria com o ambiente.
    - b) A energia não é introduzida ou removida do sistema.
    - c) A soma das quantidades de matéria dos reagentes deve ser igual à soma das quantidades de matéria dos produtos da reação.
    - d) As propriedades macroscópicas do sistema não variam com o tempo.
    - e) A rapidez é a mesma nos dois sentidos da reação e as concentrações das espécies envolvidas permanecem inalteradas.
-

## Exercícios de vestibulares



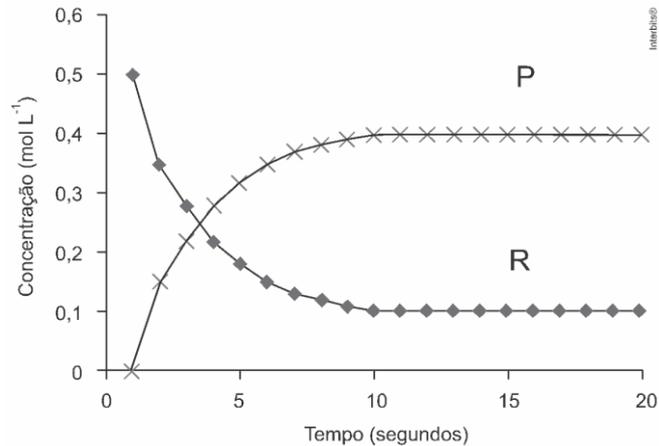
1. (Mackenzie 2011) O gráfico mostra a variação da concentração molar, em função do tempo e a uma dada temperatura, para um determinado processo reversível representado pela equação genérica  $3A_2(g) \rightleftharpoons 2A_3(g)$ .



Dessa forma, segundo o gráfico, é incorreto afirmar que

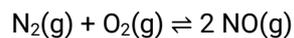
- o sistema entrou em equilíbrio entre 30 e 45 minutos.
- a curva I representa a variação da concentração molar da substância  $A_{2(g)}$ .
- esse processo tem valor de  $K_C = 0,064$ .
- até atingir o equilíbrio, a velocidade média de consumo do reagente é de  $0,04 \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$ .
- até atingir o equilíbrio, a velocidade média de formação do produto é de  $0,08 \text{ mol.L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$ .

2. (PUC) O gráfico abaixo mostra o caminho da reação de conversão de um reagente (R) em um produto (P), tendo r e p como coeficientes estequiométricos. A cinética da reação é de primeira ordem.



A partir das informações do gráfico é certo que

- a reação é completa.
  - o valor da constante de equilíbrio é 4
  - o equilíbrio reacional é alcançado somente a partir de 15s
  - a velocidade da reação é maior em 10s do que em 5s
  - a reação tem os coeficientes r e p iguais a 2 e 1, respectivamente.
3. (Fuvest) A altas temperaturas, N<sub>2</sub> reage com O<sub>2</sub> produzindo NO, um poluente atmosférico:

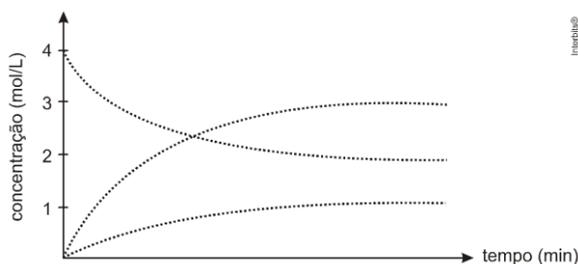
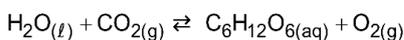


À temperatura de 2000 Kelvins, a constante do equilíbrio acima é igual a  $4,0 \cdot 10^{-4}$ . Nesta temperatura, se as concentrações de equilíbrio de N<sub>2</sub> e O<sub>2</sub> forem, respectivamente,  $4,0 \cdot 10^{-3}$  e  $1,0 \cdot 10^{-3}$  mol/L, qual será a de NO?

- $1,6 \cdot 10^{-9}$  mol/L
- $4,0 \cdot 10^{-9}$  mol/L
- $1,0 \cdot 10^{-5}$  mol/L
- $4,0 \cdot 10^{-5}$  mol/L
- $1,6 \cdot 10^{-4}$  mol/L



4. (Mackenzie) Sob condições adequadas de temperatura e pressão, ocorre a formação do gás amônia. Assim, em um recipiente de capacidade igual a 10 L, foram colocados 5 mol de gás hidrogênio junto com 2 mol de gás nitrogênio. Ao ser atingido o equilíbrio químico, verificou-se que a concentração do gás amônia produzido era de 0,3 mol/L. Dessa forma, o valor da constante de equilíbrio ( $K_c$ ) é igual a:
- $1,80 \cdot 10^{-4}$
  - $3,00 \cdot 10^{-2}$
  - $6,00 \cdot 10^{-1}$
  - $3,60 \cdot 10^1$
  - $1,44 \cdot 10^{-4}$
5. (UECE) O tetróxido de dinitrogênio gasoso, utilizado como propelente de foguetes, dissocia-se em dióxido de nitrogênio, um gás irritante para os pulmões, que diminui a resistência às infecções respiratórias. Considerando que no equilíbrio a 60 °C a pressão parcial do tetróxido de dinitrogênio é 1,4atm e a pressão parcial do dióxido de nitrogênio é 1,8atm, a constante de equilíbrio  $K_p$  será, em termos aproximados,
- 1,09 atm
  - 1,67 atm
  - 2,09 atm
  - 2,31 atm
  - 3,07 atm
6. (G1 – cftmg, adaptado)A fotossíntese é um processo bioquímico que converte gás carbônico e água em moléculas de glicose. Diferente do que aparenta, equivale a uma sequência complexa de reações que acontecem nos cloroplastos. Considere que esse fenômeno ocorra em uma única etapa, representada pela equação química, não-balanceada, e pela curva da variação das concentrações em função do tempo, mostradas abaixo.



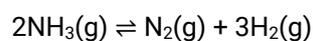
Nessa situação, a constante de equilíbrio ( $K_c$ ) para a reação é, aproximadamente, igual a

- 0,1.
- 1,5.
- 11.
- 15.
- 4.

7. A constante de equilíbrio  $K_p$  para a reação  $N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2 NO_2(g)$  é igual a 0,1. Numa mistura em equilíbrio, a pressão parcial do  $NO_2$  é igual a 0,7 atm. A pressão parcial do  $N_2O_4$  é em atm.

- a) 0,5
- b) 0,7
- c) 1,5
- d) 2,5
- e) 4,9

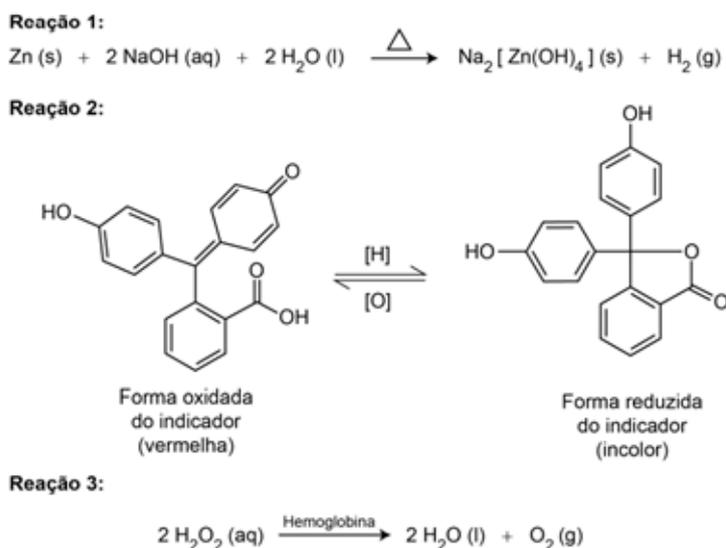
8. A constante de equilíbrio é  $K_c = 1,7$  para a reação abaixo a uma temperatura T.



Sabendo-se que o equilíbrio é estabelecido nessa temperatura T quando as concentrações de  $NH_3(g)$ ,  $N_2(g)$  e  $H_2(g)$  são respectivamente, 2, X e 1 mol/L, assinale entre as opções abaixo, o valor de X:

- a) 0,4.
  - b) 1,0.
  - c) 3,0.
  - d) 3,8.
  - e) 6,8.
-

9. (Enem/Digital - 2021) O reagente conhecido como Kastle-Meyer é muito utilizado por investigadores criminais para detectar a presença de sangue. Trata-se de uma solução aquosa incolor, preparada com zinco metálico, hidróxido de sódio (Reação 1) e indicador (Reação 2). Essa solução, quando em contato com a hemoglobina contida no sangue e na presença de água oxigenada (Reação 3), passa de incolor para vermelha, indicando a presença de sangue no local, conforme as reações descritas.

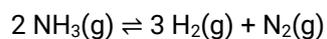


DIAS FILHO, C. R.; ANTEDOMENICO, E. A perícia criminal e a interdisciplinaridade no ensino de ciências naturais. *Química Nova na Escola*, n. 2, maio 2010 (adaptado).

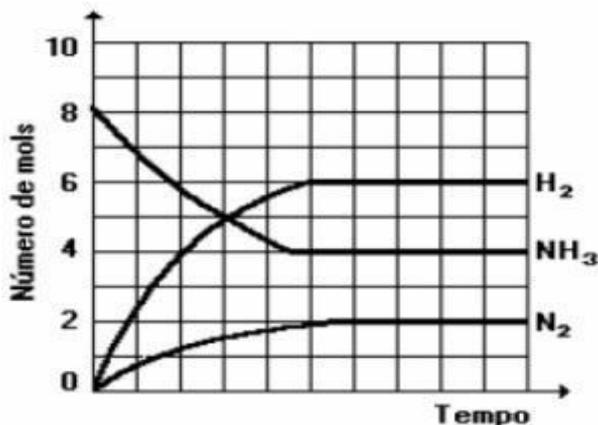
A mudança de coloração que indica a presença de sangue ocorre por causa da reação do indicador com o(a):

- sal de  $\text{Na}_2[\text{Zn(OH)}_4]$  na presença de hemoglobina.
- água produzida pela decomposição da água oxigenada.
- hemoglobina presente na reação com a água oxigenada.
- gás oxigênio produzido pela decomposição da água oxigenada.
- gás hidrogênio produzido na reação do zinco com hidróxido de sódio.

10. (UECE) São colocados 8,0 mols de amônia num recipiente fechado de 5,0 litros de capacidade. Acima de 450°C, estabelece-se, após algum tempo, o equilíbrio:



Sabendo que a variação do número de mols dos participantes está registrada no gráfico, podemos afirmar que, nestas condições, a constante de equilíbrio,  $K_c$ , é igual a:



- a) 27,00
- b) 5,40
- c) 1,08
- d) 2,16
- e) 5,79

**Se liga!**

Sua específica é naturezas e quer continuar treinando esse conteúdo?  
Clique [aqui](#) para fazer uma lista extra de exercícios.

## Gabaritos

---

### Exercícios de fixação

1. E

Um valor alto de  $K_c$  indica que os produtos estão em maior concentração, pois na expressão de  $K_c$  eles estão no numerador.

2. B

Uma reação química atinge o equilíbrio quando as velocidades das reações direta e inversa se igualam e as concentrações dos reagentes e produtos permanecem inalteradas.

3. B

O estado de equilíbrio ocorre quando as taxas de desenvolvimento (velocidade) das reações direta e inversa igualam-se sob temperatura constante.

4. Em  $K_p$  só entram gases, então:  $K_p = [PH_2O].[PCO_2]$

5. C

Incorreta, pois as concentrações em quantidade de matéria das substâncias envolvidas não precisam ser iguais, basta que permaneçam inalteradas depois que se atinge o equilíbrio químico.

### Exercícios de vestibulares

1. E

O sistema entrou em equilíbrio no tempo de 37,5 minutos (entre 30 e 45 minutos). A curva I representa a variação da concentração em mol/L da substância  $A_{2(g)}$ , pois trata-se de um reagente. Sendo assim, basta aplicar a expressão da constante de equilíbrio:

$$K_c = \frac{A_3}{A_2} \therefore K_c = \frac{1^2}{2,5^3} \therefore K_c = 0,064$$

$$Vm_{A2} = -\frac{\Delta[M]}{\Delta t}$$

$$Vm_{A2} = \frac{1,5 \text{ mol/L}}{37,5 \text{ min}} \therefore Vm_{A2} = 0,4 \text{ mol/Lmin.}$$

$$Vm_{A3} = 0,027 \text{ mol/L} \cdot \text{min}$$

2. B

Para encontrar a constante de equilíbrio, basta aplicar a fórmula:  $K_c = \frac{[\text{produtos}]}{[\text{reagentes}]}$ . Sendo assim,

$$K_c = \frac{0,4}{0,1} = 4$$

---

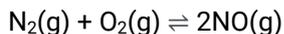
### 3. D

$$K_c = \frac{[NO]^2}{[O_2][N_2]} \rightarrow 4 \times 10^{-4} = \frac{[NO]^2}{(4 \times 10^{-3})(10^{-3})} \rightarrow [NO] = 4 \times 10^{-5} M$$

$$K_c = 4 \cdot 10^{-4}$$

$$[N_2] = 4 \cdot 10^{-3}$$

$$[O_2] = 1 \cdot 10^{-3}$$



Para encontrar a constante de equilíbrio, basta aplicar a fórmula:  $K_c = \frac{[produtos]}{[reagentes]}$ . Sendo assim,

$$K_c = \frac{[NO]^2}{[N_2] \cdot [O_2]}$$

$$4 \cdot 10^{-4} = x^2 / 4 \cdot 10^{-3} \cdot 1 \cdot 10^{-3}$$

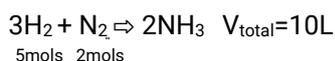
$$x^2 = 4 \cdot 10^{-4} \cdot 4 \cdot 10^{-3} \cdot 1 \cdot 10^{-3}$$

$$x^2 = 16 \cdot 10^{-10}$$

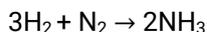
$$X = \sqrt{16 \cdot 10^{-10}}$$

$$X = 4 \cdot 10^{-5}$$

### 4. E



$$M_{H_2} = 5/10 = 0,5M \quad M_{N_2} = 2/10 = 0,2M$$



$$0,5M \quad 0,2M \quad \rightarrow \text{início}$$

$$0,45M \quad 0,15M \quad 0,3M \quad \rightarrow \text{reagiu/formou}$$

$$0,05M \quad 0,05M \quad 0,3M \quad \rightarrow \text{equilíbrio}$$

$$K_c = \frac{[NH_3]^2}{[H_2]^3[N_2]} \rightarrow K_c = \frac{(0,3)^2}{(0,05)^3(0,05)} = 14400 = 1,44 \times 10^4$$

### 5. D

Dados:  $N_2O_4 \rightarrow 2NO_2$  e as pressões  $P = 1,4atm$   $P = 1,8atm$ .

Para encontrar a constante de equilíbrio, basta aplicar a fórmula:  $K_c = \frac{[produtos]}{[reagentes]}$ . Então,

$$(1,8)^2 \div 1,4 = 2,31atm.$$

### 6. C

A partir da reação:  $6H_2O + 6CO_2 \rightarrow C_6H_{12}O_6 + 6O_2$

$$K_c = \frac{[glicose][O_2]^6}{[CO_2]^6}$$

$$K_c = 1 \times 3^6 / 2^6 = 11,4$$

Atenção: Água e Sólidos não entram nos cálculos de  $K_c$ .

### 7. E

A partir da reação:  $2NO_2 \rightleftharpoons N_2O_4$

$$K_p = \frac{(NO_2)^2}{(N_2O_4)} \rightarrow 0,1 = \frac{(0,7)^2}{(N_2O_4)}$$

$$(N_2O_4) = 4,9atm$$

8. E

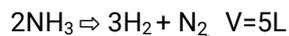
$$K_c = \frac{[H_2]^3 [N_2]}{[NH_3]^2} \rightarrow 1,7 = \frac{1^3 \times X}{2^2}$$

$$X = 6,8M$$

9. D

Para deslocar o equilíbrio (Reação 2) para a forma oxidada (coloração vermelha), deve-se adicionar  $O_2$ . Considerando a Reação 3, esse gás é produzido pela decomposição da água oxigenada.

10. C



4mols    6mols    2mols

Note que no equilíbrio são encontrados 4 mols de  $NH_3$ , 2 mols de  $N_2$  e 6 mols de  $H_2$ . Com isso, o cálculo do  $K_c$  é feito sobre as concentrações de cada um, basta pegar o número de mols de cada um e dividir pelo número de litros.

Sendo assim:

$$K_c = \frac{1,2^3 \cdot 0,4}{0,8^2}$$

$$K_c = 1,728 \cdot 0,4/0,64$$

$$K_c = 1,08mol/L$$

---

## Equilíbrio químico: princípio de Le Chatelier

### Objetivos

Você irá aprender como alterações no sistema promovem o deslocamento do equilíbrio químico.

### Se liga

Para que você entenda como funciona o princípio de Le Chatelier, é recomendável que compreenda o funcionamento do  $K_c$  e  $K_p$ .

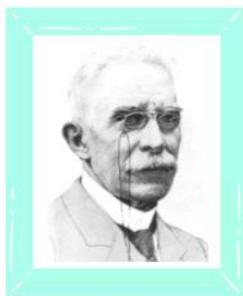
### Curiosidade

Em uma garrafa de refrigerante, há a decomposição/formação do ácido carbônico, que se decompõe em água e dióxido de carbono. Essa reação está em equilíbrio, pois à medida que ocorre a decomposição, também ocorre a formação de ácido carbônico. Quando a garrafa é aberta, a pressão interna cai, de forma que a queda de pressão promove a decomposição do ácido carbônico, liberando gás da garrafa.

## Teoria

---

### O princípio de Le Chatelier



Le Chatelier

É possível alterar um equilíbrio químico por meio de algumas ações externas. Essas ações são chamadas de perturbação do equilíbrio. Esse tipo de perturbação tem como consequência o deslocamento do equilíbrio. Segundo Chatelier, se um sistema em equilíbrio químico é submetido a uma perturbação, ele tende a mudar de maneira a se opor a essa perturbação. Esse é o princípio.

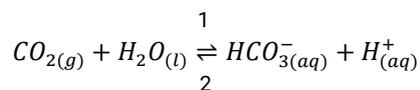
Le Chatelier foi um químico francês, mas também era engenheiro químico e metalúrgico, e em 1884 enunciou uma generalização sobre o comportamento de sistemas em equilíbrio ao serem perturbados.

### O efeito da concentração

Ao aumentarmos a concentração de um composto, o equilíbrio se desloca no sentido de consumir esse composto. Ou seja, se aumentamos a quantidade de um reagente, o equilíbrio se desloca no sentido direto para diminuir a concentração desse reagente; já se aumentamos a quantidade de um produto, o equilíbrio se desloca no sentido inverso para diminuir a concentração desse produto. Em outras palavras, ao se aumentar a concentração de um composto da reação, o equilíbrio se desloca para o sentido oposto.

---

**Se liga no exemplo:**



$$v_1 = k_1[CO_2]$$

$$v_2 = k_2[HCO_3^-][H^+]$$

**Atente-se!** Sólidos e solventes não entram na lei de velocidade, por isso a água não entrou na velocidade 1.

Esse é o sistema encontrado dentro de uma garrafa de água gaseificada. Por estar em situação de **equilíbrio**,  **$v_1$  é igual à  $v_2$  ( $v_1 = v_2$ )**. Quando bebemos a água, esse sistema cai para o nosso estômago, que é ácido, o que significa dizer que lá a concentração de  $H^+$  é alta.

Isso se configura como uma perturbação ao sistema, pois: se  $v_2$  é proporcional a  $[H^+]$ ,

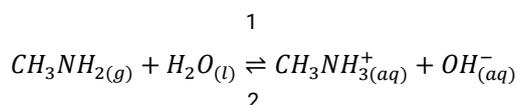
$$v_2 = k_2[HCO_3^-][H^+]$$

Quando se aumenta a quantidade de  $H^+$  no sistema,  $v_2$  também aumenta. Com isso,  $v_2$  fica maior que  $v_1$  ( **$v_2 > v_1$** ), o que nos diz que o sistema saiu do equilíbrio.

Nesse caso, o equilíbrio se deslocou para o lado esquerdo, sentido 2 (inverso). Pois, se  $v_2$  agora é o sentido de maior velocidade, a reação está acontecendo mais para a esquerda do que para a direita. Esse deslocamento faz com que as concentrações dos reagentes aumentem no sentido de restabelecer o equilíbrio. Ou seja, forma-se mais água e  $CO_2$ , provocando-nos o arroto.

Ao diminuirmos a concentração de um composto, o equilíbrio se desloca no sentido de produzir esse composto. Ou seja, se reduzimos a quantidade de um reagente, o equilíbrio se desloca no sentido inverso para aumentar a concentração desse reagente. Já se reduzirmos a quantidade de um produto, o equilíbrio se desloca no sentido direto para aumentar a concentração desse produto. Em outras palavras, se diminuirmos a concentração de um composto da reação, o equilíbrio se desloca no mesmo sentido.

**Se liga no exemplo:**



$$v_1 = k_1[CH_3NH_2]$$

$$v_2 = k_2[CH_3NH_3^+][OH^-]$$

Os peixes possuem um odor característico devido à produção de metilamina ( $CH_3NH_2$ ). Esse composto tem caráter básico, pois reage com água, formando  $OH^-$ . Para tirar o odor do peixe, as pessoas costumam colocar limão ou vinagre nele, e de fato tira. Mas por quê?

Quando pingamos limão (solução de ácido cítrico) ou vinagre (solução de ácido acético), acrescentamos  $H^+$  ao sistema, por serem ambos ácidos. Essa quantidade de  $H^+$  neutraliza íons  $OH^-$ , consumindo-os, para formar água ( $H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$ ), o que diminui a concentração de  $OH^-$  no sistema.

Isso se configura como uma perturbação ao sistema, pois: se  $v_2$  é proporcional a  $[OH^-]$ ,

$$-v_2 = k_2[CH_3NH_3^+][OH^-]$$

Quando se diminui a quantidade de  $OH^-$  no sistema,  $v_2$  também diminui. Com isso,  $v_1$  fica maior que  $v_2$  ( $v_1 > v_2$ ), o que nos diz que o sistema saiu do equilíbrio.

Nesse caso o equilíbrio se deslocou para o lado direito, sentido 1 (direto). Pois, se  $v_1$  agora é o sentido de maior velocidade, a reação está andando mais para a direita do que para a esquerda. Esse deslocamento faz com que as concentrações dos produtos aumentem no sentido de restabelecer o equilíbrio. Ou seja, consome-se mais metilamina e água, o que reduz ou elimina o odor de peixe.

Para entendermos o deslocamento de equilíbrio devido a alterações de concentração, podemos analisar a **fórmula do  $K_c$** . Lembre que a **constante de equilíbrio só depende da temperatura** e que a mudança de concentração não muda o  $K_c$ .

Se liga no caso A:

$K_c = \frac{[HCO_3^-][H^+]}{[CO_2]}$  → Se aumentamos  $[H^+]$ , para o  $K_c$  se manter constante, temos que aumentar  $[CO_2]$  também. E isso só ocorre se a reação se deslocar no sentido inverso.

Se liga no caso B:

$K_c = \frac{[CH_3NH_3^+][OH^-]}{[CH_3NH_2]}$  → Se diminuirmos  $[OH^-]$ , para o  $K_c$  se manter constante, temos que diminuir  $[CH_3NH_2]$  também. E isso só ocorre se a reação se deslocar no sentido direto.

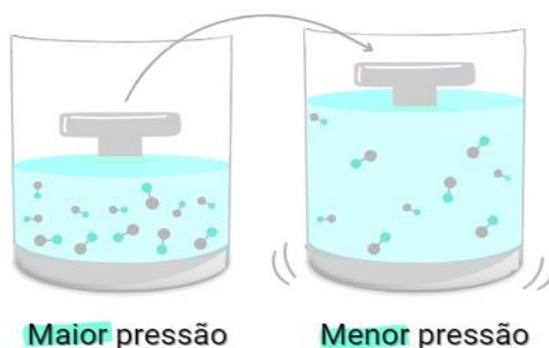
## O efeito da pressão

Em primeiro lugar, precisamos ter em mente que o fator pressão só vai ter influência sobre equilíbrios gasosos e lembrar que a relação entre pressão e volume é íntima e inversa (são inversamente proporcionais) à temperatura constante. Ou seja, quando aumentamos a pressão sobre um sistema gasoso, seu volume diminui. Já se diminuirmos a pressão sobre ele, seu volume aumenta.

No sistema gasoso abaixo, por exemplo, ao pressionarmos o êmbolo (cinza), o espaço onde o gás está inserido diminui; ou seja, seu volume se reduz. O que fizemos foi uma compressão do gás.



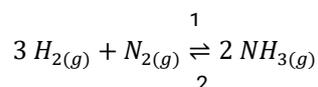
Ao puxarmos o êmbolo para cima, em contrapartida, o espaço onde o gás está inserido fica maior; ou seja, seu volume aumenta. O que fizemos foi uma **descompressão/expansão** do gás.



Esquema de expansão. Vanussa Faustino, 2021

Dito isso, já podemos prosseguir para as influências básicas.

Ao  **aumentarmos a pressão** de um sistema em equilíbrio, **o equilíbrio se desloca para o lado de menor volume**. Observe atentamente a reação a seguir:



No sistema gasoso em equilíbrio acima, a reação direta produz 2 mols de gás; já a reação inversa produz 4 mols de gás; no total: 3 mols de  $H_2$  + 1 mol de  $N_2$ . **Em determinado volume, esse sistema mantém cada um desses gases em concentração adequada ao espaço que ocupam** (por estar em situação de equilíbrio).

Assim, quando comprimimos esse recipiente, seu volume diminui, e as concentrações preexistentes precisam se alterar para que o conjunto dos gases caiba no novo e menor espaço. É óbvio que a nova conformação exige um volume menor de gases. Para tanto, o equilíbrio terá de se deslocar para formar uma quantidade de gases que ocupem menos espaço do que o que havia antes, e a saída terá que ser o deslocamento no sentido direto, o que forma apenas 2 mols de gás.

Ao **diminuirmos a pressão** de um sistema em equilíbrio, **o equilíbrio se desloca para o lado de maior volume**. Utilizamos o mesmo raciocínio do **caso C** (logo abaixo), aproveitando o caso da produção de amônia.

Quando descomprimos aquele recipiente, seu volume aumenta, e as concentrações preexistentes precisam se alterar para que o conjunto dos gases se adeque ao novo e maior espaço. É óbvio, da mesma forma, que a nova conformação exige um volume maior de gases. Para tanto, o equilíbrio terá de se deslocar para formar uma quantidade de gases que ocupem mais espaço do que o que havia antes, e a saída terá que ser o deslocamento no sentido inverso, o que forma 4 mols de gás.



Para entendermos o deslocamento de equilíbrio devido a alterações de pressão, podemos analisar a fórmula do  $K_p$ .

**Atente-se!** A constante de equilíbrio só depende da temperatura, então a mudança de pressão não pode mudar o  $K_p$ .

Se liga no **caso C**:

$K_p = \frac{(P_{NH_3})^2}{(P_{H_2})^3 (P_{N_2})}$  → Se aumentamos a pressão total do sistema, as pressões parciais de cada gás aumentam na mesma proporção.

Para encontrarmos a pressão parcial de um gás hipotético X, utilizamos a fórmula:

$$P_X = \frac{n_X \cdot P_{total}}{n_{total}}$$

( $n_X/n_{total}$  = fração molar)

Nessa fórmula, a pressão parcial de um gás é proporcional à pressão total e à fração molar em que se encontra. Assim, vemos que na expressão do  $K_p$  a pressão parcial de cada gás também está elevada ao seu coeficiente estequiométrico.

No caso analisado, portanto, olhando para a expressão do  $K_p$ , a compressão aumenta mais o valor do denominador do que do numerador, o que reduziria o valor de  $K_p$ . Qual é a saída, então, para que o valor de  $K_p$  não seja alterado? A resposta é: aumentar a fração molar de  $NH_3$  e diminuir as frações molares de  $H_2$  e  $N_2$  (**o sentido de menor volume**).

Se liga no **caso D**:

$K_p = \frac{(P_{NH_3})^2}{(P_{H_2})^3 (P_{N_2})}$  → Se diminuirmos a pressão total do sistema, as pressões parciais de cada gás diminuem na mesma proporção.

Nesse momento, olhando para a expressão do  $K_p$ , a descompressão (redução da  $P_{total}$ ) diminui mais o valor do denominador do que do numerador, o que aumentaria o valor de  $K_p$ . A solução para que o valor de  $K_p$  não seja alterado é diminuir a fração molar de  $NH_3$  e aumentar as frações molares de  $H_2$  e  $N_2$ . Isso é feito deslocando-se a reação de modo a consumir mais  $NH_3$  e formar mais  $H_2$  e  $N_2$  (**o sentido de maior volume**).

## O efeito da temperatura

Influências básicas:

- Ao **aumentarmos a temperatura** de um sistema, **o equilíbrio se desloca no sentido da reação endotérmica**; ou seja, a que absorve calor mais do que libera, para formar produtos;
- Ao **diminuirmos a temperatura** de um sistema, **o equilíbrio se desloca no sentido da reação exotérmica**; ou seja, a que libera calor mais do que absorve, para formar produtos.

**Atente-se!** Toda reação química absorve energia (calor) para quebrar as ligações interatômicas dos reagentes e libera calor para formar as ligações interatômicas dos produtos, como vimos no estudo da entalpia de ligações.

O calor absorvido ou liberado – ou seja, o  $\Delta H$  – **se trata apenas de um saldo de calor**. Isso nos diz que o aumento de temperatura acelera qualquer reação química, mas acelera mais a que precisar absorver mais calor para acontecer (a endotérmica).

**Se liga no exemplo:**

$$v_1 = k_1[H_2]^3[N_2]$$

$$v_2 = k_2[NH_3]^2 \text{ (saldo de calor)}$$

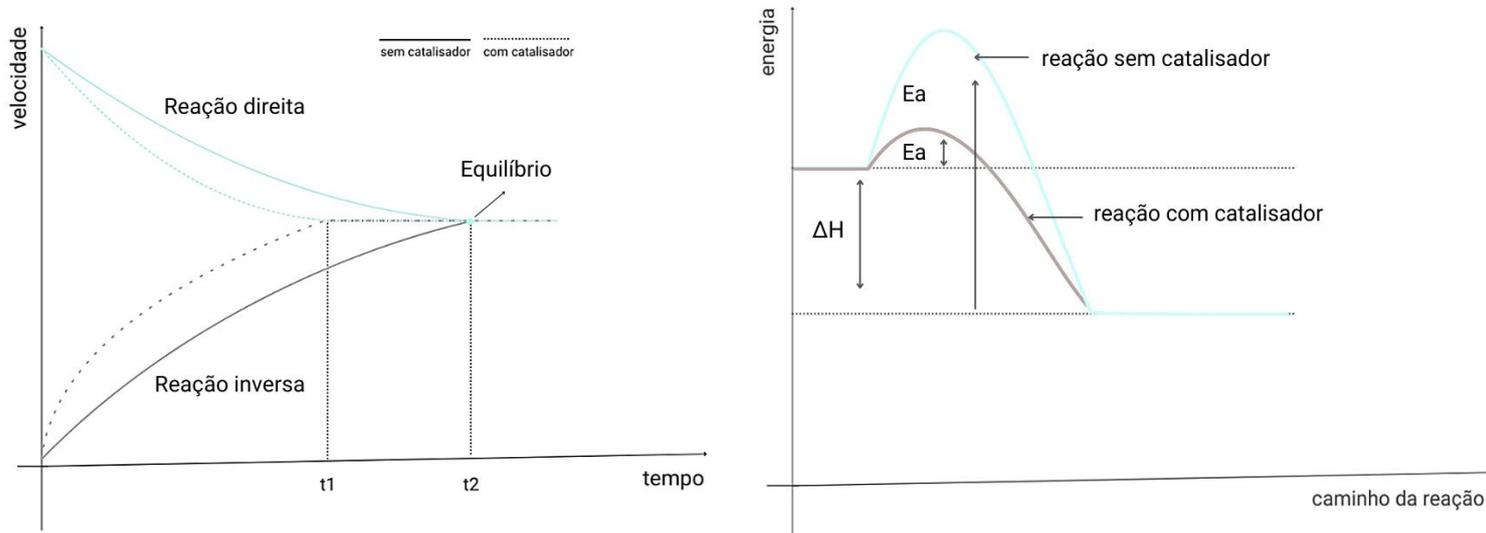
Podemos imaginar que o **saldo de calor** entre na **lei de velocidade**. Assim sendo, o acréscimo de calor aumenta o valor de  $v_2$ , e o sistema deixa de estar em equilíbrio (em que  $v_1 = v_2$ ). Então, se  $v_2 > v_1$ , a reação anda mais para a direita do que para a esquerda. A diminuição de calor, em contrapartida, diminui o valor de  $v_2$ , e de novo o sistema fica desequilibrado. Se  $v_2 < v_1$ , a reação anda mais para a esquerda do que para a direita.

## Efeito do catalisador

E os **catalisadores**? Como deslocam o equilíbrio de uma reação reversível? Simples: **não deslocam**.

O efeito dos catalisadores é acelerar uma reação **reduzindo sua energia de ativação**, lembra? Essa redução é igual para ambos os sentidos de qualquer reação reversível. Portanto, o **único efeito do catalisador**, nesse caso, é **diminuir o tempo necessário para que o equilíbrio seja alcançado**.

Repare que, dos reagentes para os produtos ( $\rightarrow$ ) ou dos produtos para os reagentes ( $\leftarrow$ ), a energia diminui na mesma quantidade. Repare, agora, que o catalisador reduz o tempo necessário para que o equilíbrio seja alcançado ( $t_1 < t_2$ ):

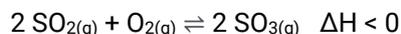


Gráficos de equilíbrio químico

## Exercícios de fixação

---

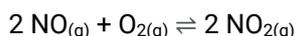
1. Observe o seguinte equilíbrio:



Se aumentarmos a concentração do dióxido de enxofre, acontecerá o seguinte:

- O equilíbrio se deslocará para a direita, aumentando a concentração de  $\text{SO}_3$  e diminuindo a concentração de  $\text{O}_2$ .
  - O equilíbrio se deslocará para a esquerda, aumentando a concentração de  $\text{O}_2$  e diminuindo a concentração de  $\text{SO}_3$ .
  - O equilíbrio se deslocará para a direita, diminuindo a concentração de  $\text{SO}_3$  e aumentando a concentração de  $\text{O}_2$ .
  - O equilíbrio se deslocará para a esquerda, mas todas as concentrações permanecerão inalteradas.
  - O equilíbrio não se deslocará porque somente a variação da temperatura afeta esse tipo de equilíbrio.
2. O aumento da concentração de um dos reagentes em uma reação em equilíbrio fará o equilíbrio dessa reação se deslocar em qual sentido?
- De formação dos reagentes.
  - De não alterar o equilíbrio.
  - De formação dos produtos.
  - Nenhuma das alternativas.

3. Qual o efeito produzido sobre o equilíbrio



quando se provoca:

- aumento da  $[\text{NO}]$ ;
  - diminuição da  $[\text{NO}]$ ;
  - aumento da  $[\text{O}_2]$ .
4. Considere o equilíbrio:  $\text{Br}_{2(g)} + \text{Cl}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{BrCl}_{(g)}$ . Que efeito terá um aumento de pressão sobre ele?
5. Qual o efeito de variações de temperatura sobre o seguinte equilíbrio químico?  $\text{PCl}_{5(g)} \rightleftharpoons \text{PCl}_{3(g)} + \text{Cl}_{2(g)} \quad \Delta H > 0$ .
-

## Exercícios de vestibulares

---



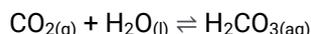
1. (Enem-2015) Hipóxia ou mal das alturas consiste na diminuição de oxigênio ( $O_2$ ) no sangue arterial do organismo. Por essa razão, muitos atletas apresentam mal-estar (dores de cabeça, tontura, falta de ar etc.) ao praticarem atividade física em altitudes elevadas. Nessas condições, ocorrerá uma diminuição na concentração de hemoglobina oxigenada ( $HbO_2$ ) em equilíbrio no sangue, conforme a relação:



Mal da montanha. Disponível em: [www.feng.pucrs.br](http://www.feng.pucrs.br). Acesso em: 11 fev. 2015 (adaptado).

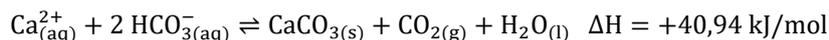
A alteração da concentração de hemoglobina oxigenada no sangue ocorre por causa do(a)

- a) elevação da pressão arterial.
  - b) aumento da temperatura corporal.
  - c) redução da temperatura do ambiente.
  - d) queda da pressão parcial de oxigênio.
  - e) diminuição da quantidade de hemácias.
2. (Enem/ppi-2010) Às vezes, ao abrir um refrigerante, percebe-se que uma parte do produto vaza rapidamente pela extremidade do recipiente. A explicação para esse fato está relacionada à perturbação do equilíbrio químico existente entre alguns dos ingredientes do produto, de acordo com a equação:



A alteração do equilíbrio anterior, relacionada ao vazamento do refrigerante nas condições descritas, tem como consequência a

- a) liberação de  $CO_2$  para o ambiente.
  - b) elevação da temperatura do recipiente.
  - c) elevação da pressão interna no recipiente.
  - d) elevação da concentração de  $CO_2$  no líquido.
  - e) formação de uma quantidade significativa de  $H_2O$ .
3. (Enem/ppi-2014) A formação de estalactites depende da reversibilidade de uma reação química. O carbonato de cálcio ( $CaCO_3$ ) é encontrado em depósitos subterrâneos na forma de pedra calcária. Quando um volume de água rica em  $CO_2$  dissolvido infiltra-se no calcário, o minério dissolve-se formando íons  $Ca^{2+}$  e  $HCO_3^-$ . Numa segunda etapa, a solução aquosa desses íons chega a uma caverna e ocorre a reação inversa, promovendo a liberação de  $CO_2$  e a deposição de  $CaCO_3$  de acordo com a equação apresentada.

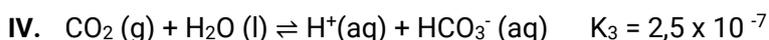
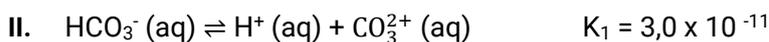


Considerando o equilíbrio que ocorre na segunda etapa, a formação de carbonato será favorecida pelo(a)

- a) diminuição da concentração de íons  $OH^-$  no meio.
  - b) aumento da pressão do ar no interior da caverna.
  - c) diminuição da concentração de  $HCO_3^-$  no meio.
  - d) aumento da temperatura no interior da caverna.
  - e) aumento da concentração de  $CO_2$  dissolvido.
-



4. (Enem-2015) Vários ácidos são utilizados em indústrias que descartam seus efluentes nos corpos d'água, como rios e lagos, podendo afetar o equilíbrio ambiental. Para neutralizar a acidez, o sal carbonato de cálcio pode ser adicionado ao efluente, em quantidades apropriadas, pois produz bicarbonato, que neutraliza a água. As equações envolvidas no processo são apresentadas:



Com base nos valores das constantes de equilíbrio das reações II, III e IV a 25 °C, qual é o valor numérico da constante de equilíbrio da reação I?

- a)  $4,5 \times 10^{-26}$
  - b)  $5 \times 10^5$
  - c)  $0,8 \times 10^{-9}$
  - d)  $0,2 \times 10^5$
  - e)  $2,2 \times 10^{26}$
5. (Enem/ppl-2018) O sulfato de bário ( $\text{BaSO}_4$ ) é mundialmente utilizado na forma de suspensão como contraste em radiografias de esôfago, estômago e intestino. Por se tratar de um sal pouco solúvel, quando em meio aquoso, estabelece o seguinte equilíbrio:



Por causa da toxicidade do bário ( $\text{Ba}^{2+}$ ), é desejado que o contraste não seja absorvido, sendo totalmente eliminado nas fezes. A eventual absorção de íons  $\text{Ba}^{2+}$ , porém, pode levar a reações adversas ainda nas primeiras horas após sua administração, como vômito, cólicas, diarreia, tremores, crises convulsivas e até mesmo a morte.

PEREIRA, L. F. *Entenda o caso da intoxicação por Celobar®*. Disponível em: [www.unifesp.br](http://www.unifesp.br). Acesso em: 20 nov. 2013 (adaptado).

Para garantir a segurança do paciente que fizer uso do contraste, deve-se preparar essa suspensão em

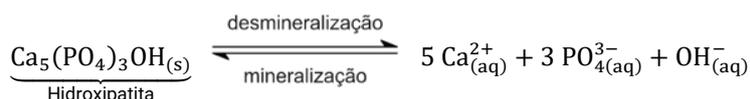
- a) água destilada.
- b) soro fisiológico.
- c) solução de cloreto de bário,  $\text{BaCl}_2$ .
- d) solução de sulfato de bário,  $\text{BaSO}_4$ .
- e) solução de sulfato de potássio,  $\text{K}_2\text{SO}_4$ .

6. (Enem/pp1-2016) As águas dos oceanos apresentam uma alta concentração de íons e pH entre 8,0 e 8,3. Dentre esses íons, estão em equilíbrio as espécies carbonato ( $\text{CO}_3^{2-}$ ) e bicarbonato ( $\text{HCO}_3^-$ ), representado pela equação química:



As águas dos rios, ao contrário, apresentam concentrações muito baixas de íons e substâncias básicas, com um pH em torno de 6. A alteração significativa do pH das águas dos rios e oceanos pode mudar suas composições químicas, por precipitação de espécies dissolvidas ou redissolução de espécies presentes nos sólidos suspensos ou nos sedimentos. A composição dos oceanos é menos afetada pelo lançamento de efluentes ácidos, pois os oceanos:

- contêm grande quantidade de cloreto de sódio;
  - contêm um volume de água pura menor que o dos rios;
  - possuem pH ácido, não sendo afetados pela adição de outros ácidos;
  - têm a formação dos íons carbonato favorecida pela adição de ácido;
  - apresentam um equilíbrio entre os íons carbonato e bicarbonato, que atuam como sistema-tampão.
7. (Enem-2011) Os refrigerantes têm-se tornado cada vez mais o alvo de políticas públicas de saúde. Os de cola apresentam ácido fosfórico, substância prejudicial à fixação de cálcio, o mineral que é o principal componente da matriz dos dentes. A cárie é um processo dinâmico de desequilíbrio do processo de desmineralização dentária, perda de minerais em razão da acidez. Sabe-se que o principal componente do esmalte do dente é um sal denominado hidroxiapatita. O refrigerante, pela presença da sacarose, faz decrescer o pH do biofilme (placa bacteriana), provocando a desmineralização do esmalte dentário. Os mecanismos de defesa salivar levam de 20 a 30 minutos para normalizar o nível do pH, remineralizando o dente. A equação química seguinte representa esse processo:

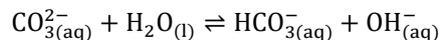


GROISMAN, S. *Impacto do refrigerante nos dentes é avaliado sem tirá-lo da dieta*. Disponível em: <http://www.isaude.net>. Acesso em: 1 maio 2010 (adaptado).

Considerando que uma pessoa consuma refrigerantes diariamente, poderá ocorrer um processo de desmineralização dentária, devido ao aumento da concentração de

- $\text{OH}^-$ , que reage com os íons  $\text{Ca}^{2+}$ , deslocando o equilíbrio para a direita.
- $\text{H}^+$ , que reage com as hidroxilas  $\text{OH}^-$ , deslocando o equilíbrio para a direita.
- $\text{OH}^-$ , que reage com os íons  $\text{Ca}^{2+}$ , deslocando o equilíbrio para a esquerda.
- $\text{H}^+$ , que reage com as hidroxilas  $\text{OH}^-$ , deslocando o equilíbrio para a esquerda.
- $\text{Ca}^{2+}$ , que reage com as hidroxilas  $\text{OH}^-$ , deslocando o equilíbrio para a esquerda.

8. (Enem-2010) O pH do solo pode variar em uma faixa significativa devido a várias causas. Por exemplo, o solo de áreas com chuvas escassas, mas com concentrações elevadas do sal solúvel carbonato de sódio ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ), torna-se básico devido à reação de hidrólise do íon carbonato, segundo o equilíbrio:



BAIRD, C. *Química ambiental*. São Paulo: Artmed, 1995 (adaptado).

Esses tipos de solo são alcalinos demais para fins agrícolas, e devem ser remediados pela utilização de aditivos químicos. Suponha que, para remediar uma amostra desse tipo de solo, um técnico tenha utilizado como aditivo a cal virgem ( $\text{CaO}$ ). Nesse caso, a remediação

- foi realizada, pois o caráter básico da cal virgem promove o deslocamento do equilíbrio descrito para a direita, em decorrência da elevação de pH do meio.
- foi realizada, pois o caráter ácido da cal virgem promove o deslocamento do equilíbrio descrito para a esquerda, em decorrência da redução de pH do meio.
- não foi realizada, pois o caráter ácido da cal virgem promove o deslocamento do equilíbrio descrito para a direita, em decorrência da redução de pH do meio.
- não foi realizada, pois o caráter básico da cal virgem promove o deslocamento do equilíbrio descrito para a esquerda, em decorrência da elevação de pH do meio.
- não foi realizada, pois o caráter neutro da cal virgem promove o deslocamento do equilíbrio descrito para a esquerda, em decorrência da manutenção de pH do meio.

9. (UFMG-2009) O “galinho do tempo”, abaixo representado, é um objeto que indica as condições meteorológicas, pois sua coloração muda de acordo com a temperatura e a umidade do ar.



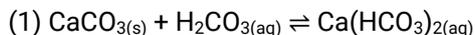
Nesse caso, a substância responsável por essa mudança de coloração é o cloreto de cobalto,  $\text{CoCl}_2$ , que, de acordo com a situação, apresenta duas cores distintas – azul ou rosa –, como representado nesta equação:



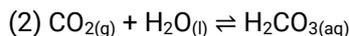
Considerando-se essas informações, é correto afirmar que as duas condições que favorecem a ocorrência, no “galinho do tempo”, da cor azul são:

- baixa temperatura; a umidade não interfere.
- alta temperatura; a umidade não interfere.
- alta temperatura e baixa umidade.
- baixa temperatura e alta umidade.
- baixa temperatura e baixa umidade.

10. (UFF-2006) A água que corre na superfície da Terra pode se tornar ligeiramente ácida devido à dissolução do  $\text{CO}_2$  da atmosfera e à dissolução de ácidos resultantes da decomposição dos vegetais. Quando essa água encontra um terreno calcário, tem início um processo de dissolução descrito em (1), abaixo:



Isso, em razão do  $\text{CaCO}_3$  ser insolúvel em água e o carbonato ácido ser bem mais solúvel. Inicia-se um processo de erosão química do calcário, que demora milhares de anos. À medida que a água vai-se aprofundando no terreno, a pressão da coluna d'água provoca um aumento da dissolução do  $\text{CO}_2$  na água, de acordo com a reação (2):



Variando-se a pressão, a posição de equilíbrio se altera. Quando a água goteja do teto de uma caverna, ela passa de uma pressão maior para uma pressão menor. Essa diminuição de pressão faz com que:

- a) o equilíbrio (2) e por consequência o equilíbrio (1) se desloquem para a esquerda;
- b) o equilíbrio (2) se desloque para a direita e por consequência o equilíbrio (1) para a esquerda;
- c) apenas o equilíbrio (1) se desloque para a direita;
- d) o equilíbrio (2) e por consequência o equilíbrio (1) se desloquem para a direita;
- e) o equilíbrio (2) se desloque para a esquerda e por consequência o equilíbrio (1) para a direita.

**Se liga!**

Sua específica é naturezas e quer continuar treinando esse conteúdo?  
Clique [aqui](#) para fazer uma lista extra de exercícios.

## Gabaritos

---

### Exercícios de fixação

1. A

Quando se acrescenta um reagente/produto, o equilíbrio se desloca no sentido de consumir a quantidade acrescida. Houve o acréscimo de  $\text{SO}_2$ , que é um reagente. Dessa forma, o equilíbrio se deslocará no sentido de consumir esse acréscimo de reagente; ou seja, se deslocará para o lado direito (produtos), pois o produto só é produzido com o consumo de reagente (que é justamente o objetivo).

2. C

Sempre que há o aumento da concentração de um participante de uma reação em equilíbrio, o equilíbrio é deslocado para o sentido oposto ao dele.

3.

- O aumento de  $[\text{NO}]$  (reagente) desloca o equilíbrio para a direita, ocorrendo um aumento na concentração de  $[\text{NO}_2]$  e diminuição de  $[\text{O}_2]$ .
- A diminuição de  $[\text{NO}]$  vai deslocar o equilíbrio no sentido inverso da reação, para a esquerda, ocorrendo um aumento na concentração de  $[\text{O}_2]$  e diminuição de  $[\text{NO}_2]$ .
- O aumento de  $[\text{O}_2]$ , que é um reagente, desloca o equilíbrio para a direita também, havendo um aumento na concentração de  $[\text{NO}_2]$  e diminuição de  $[\text{NO}]$ .

4. D

O princípio de Le Chatelier implica que um aumento de pressão desloca o equilíbrio para o lado da reação com o menor número de mols de gás, enquanto uma diminuição de pressão desloca o equilíbrio para o lado da reação com o maior número de mols de gás.

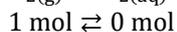
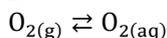
Como a quantidade de moléculas de gás é igual em ambos os lados, o aumento da pressão não promove alterações no equilíbrio.

5. Como o valor da entalpia é maior que 0, podemos afirmar que é um processo endotérmico. Segundo o princípio de Le Chatelier, um processo endotérmico faz com que a reação **se desloque para o sentido no qual ocorrerá a absorção de energia**, isto é, vai deslocar para o lado dos produtos.

Obs: se a temperatura for diminuída, o equilíbrio químico será deslocado no sentido de produção dos reagentes.

### Exercícios de vestibulares

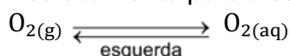
1. D



Quanto maior a altitude, menor a pressão (P): queda da pressão parcial do  $\text{O}_2$ .

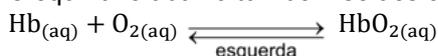


Deslocamento para a esquerda:



A concentração de  $\text{O}_{2(aq)}$  diminui.

O equilíbrio abaixo também se desloca para a esquerda:



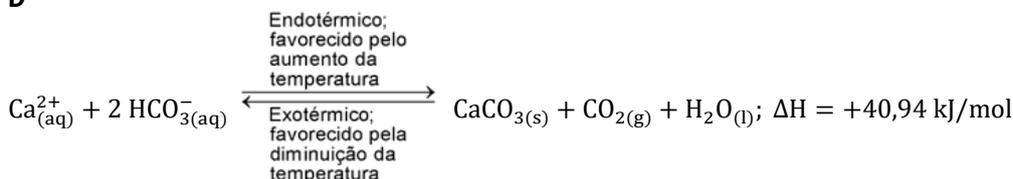
Conclusão: a concentração de hemoglobina oxigenada no sangue diminui devido à queda da pressão parcial do oxigênio.

---

2. A

O equilíbrio  $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$  é deslocado para a esquerda, com liberação de  $\text{CO}_2$  para o ambiente.

3. D



4. B

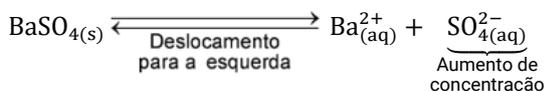
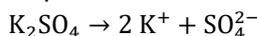
Visando a chegar na reação (I), inverte-se a reação (II) e mantém-se as reações (III) e (IV). Somando tais reações e lembrando que as constantes precisam ser multiplicadas, chegamos a:

$$K = K_2 \cdot K_3 K_1$$

$$K = 5,0 \cdot 10^{-5}$$

5. E

Para garantir a segurança do paciente que fizer uso do contraste, deve-se preparar essa suspensão em solução de sulfato de potássio ( $\text{K}_2\text{SO}_4$ ), pois o equilíbrio será deslocado para a esquerda, diminuindo a disponibilidade dos cátions bário ( $\text{Ba}^{2+}$ ) no meio.



6. E

A composição dos oceanos é menos afetada pelo lançamento de efluentes ácidos ( $\text{H}^+$ ), pois os oceanos apresentam um equilíbrio entre os íons carbonato e bicarbonato, que atuam como sistema-tampão, consumindo o excesso de cátions  $\text{H}^+$ .



7. A

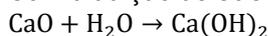
Considerando que uma pessoa consuma refrigerante diariamente, poderá ocorrer um processo de desmineralização dentária, devido ao aumento da concentração de  $\text{H}^+$ , que reage com as hidroxilas  $\text{OH}^-$ , deslocando o equilíbrio para a direita.

$$v_{\text{mineralização}} = K[\text{Ca}^{2+}]^5[\text{PO}_4^{3-}]^3[\text{OH}^-]$$

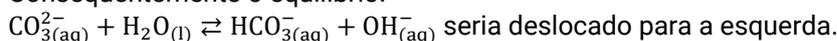
Como  $\text{H}_{(\text{aq})}^+ + \text{OH}_{(\text{aq})}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l})$ , os íons  $\text{OH}^-$  são consumidos e a velocidade de mineralização diminui, ou seja, o equilíbrio se desloca para a direita.

8. D

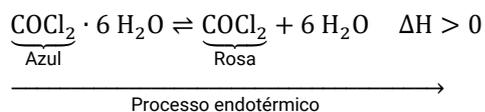
Com a adição de  $\text{CaO}$  ao solo, teríamos a seguinte reação:



Conseqüentemente o equilíbrio:



9. D



A diminuição da temperatura favorece o sentido de formação da coloração azul. Na reação, temos o cloreto hexahidratado, que determina a coloração azul com o aumento da temperatura. Essa água é eliminada, ficando só o cloreto, característica da cor rosa. Logo, com o aumento da umidade, temos o favorecimento da cor azul.

10. A

Com a diminuição da pressão, na reação 2, o equilíbrio será deslocado para a esquerda, pois é o sentido de maior volume, que produz mais reagentes. Em consequência, desloca o sentido da reação 1 para a esquerda.