

O processo de envelhecimento dos seres vivos é natural. Nos seres humanos, podemos dizer que o envelhecimento é um processo biológico, psicológico, cultural e social.

1. Temperaturas e concentrações mais baixas e menor superfície de contato diminuem a rapidez. Situações contrárias aos fatores citados e o uso de catalisadores, aumentam a rapidez.

2. Discuta como uma dieta equilibrada e um estilo de vida saudável podem retardar o envelhecimento ao reduzir o estresse oxidativo e melhorar a regeneração celular. Valores nutricionais adequados e exercício físico são essenciais.

A rapidez das transformações químicas

Durante o período em que se praticava a alquimia, sobretudo no século XV, muitos alquimistas tentaram criar o elixir da vida, um preparado que eles acreditavam ter o poder de curar doenças, prolongar a vida e até mesmo conceder a imortalidade.

Embora as ideias dos alquimistas tenham seu lugar sob a perspectiva histórica da construção do conhecimento, ao longo do tempo percebe-se uma busca constante pela compreensão do envelhecimento, um processo que ocorre na maioria dos seres vivos. Alguns fatores podem acelerar as reações que fazem parte desse processo, enquanto outros podem retardá-las.

O estudo da rapidez de reações químicas e os fatores que podem ter influência sobre elas serão o nosso objeto de estudo neste tema. Esse conhecimento está relacionado não apenas à compreensão do envelhecimento, mas também à otimização de processos industriais, a questões ambientais, ao desenvolvimento de novos materiais, entre diversas outras áreas de interesse. Dessa forma, seu entendimento pode ser relacionado a diferentes Objetivos de Desenvolvimento Sustentável (ODS) da ONU.



Início de conversa



X Não escreva no livro

- Na sua opinião, quais fatores podem diminuir a rapidez de uma reação química? E quais podem aumentar?
- Os hábitos alimentares e o estilo de vida de uma pessoa são fatores que podem influenciar no seu envelhecimento? De que forma?
- O que você acha que tende a acontecer com a rapidez do nosso metabolismo enquanto envelhecemos?
- Explique que o metabolismo tende a diminuir com a idade, devido à perda de massa muscular e a mudanças hormonais.

Ao promover um momento para a expressão de informações, ideias e opiniões, esta seção favorece o desenvolvimento da competência geral 4.

Conceito de rapidez nas reações químicas

Depois de quanto tempo um medicamento começa a agir em um organismo depois de ingerido? O que faz algumas frutas amadurecerem mais rapidamente do que outras? Por que alguns materiais estão mais sujeitos à ação das intempéries do que outros?

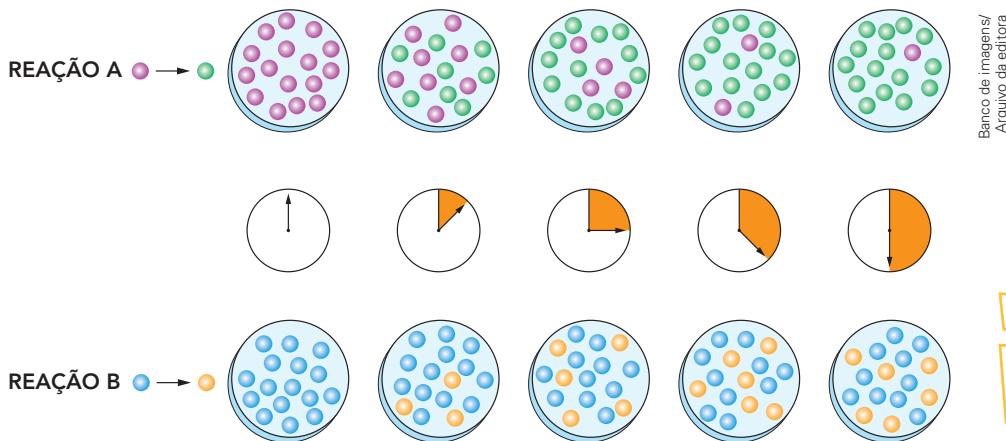
Antes de abordar esse primeiro tópico em aula, incentive os estudantes a buscarem respostas para essas questões em fontes confiáveis. A busca por respostas a questões prévias permite trabalhar a competência geral 2 e a habilidade EM13CNT303.



Elementos representados em tamanhos não proporcionais entre si.

A rapidez das reações químicas é variável: uma banana em ambiente interno pode ficar madura em alguns dias; já o aço pode levar alguns meses para escurecer, dependendo das condições do ambiente.

Em uma reação química, os reagentes transformam-se em produtos. Mas, no decorrer da reação, a quantidade de reagentes convertidos e de produtos formados varia ao longo do tempo. Acompanhe as duas reações químicas genéricas representadas a seguir:



Representação esquemática genérica de reações químicas A e B com consumo de reagente e formação de produto.

A quantidade de reagentes transformada em produto, em um mesmo intervalo de tempo, foi maior na reação A do que na reação B; logo, podemos concluir que a rapidez da reação A é maior do que a rapidez da reação B.

Para entender melhor o conceito de rapidez de uma reação química (também chamada de taxa de conversão), vamos analisar a **decomposição do dióxido de nitrogênio**, um gás poluente liberado na queima de combustíveis fósseis. Esse gás decompõe-se em monóxido de nitrogênio e gás oxigênio.



Na troposfera (a camada mais baixa da atmosfera terrestre), o NO₂ pode se decompor sob a ação da luz solar formando NO e um átomo isolado de oxigênio (O), uma espécie química muito reativa. O átomo de oxigênio pode então se ligar a uma molécula de gás oxigênio (O₂), encontrada no ar, para formar o gás ozônio (O₃), que na troposfera atua como um poluente.

Considerando uma situação em que uma pesquisadora está estudando a decomposição do dióxido de nitrogênio, a 300 °C, e no decorrer da reação ela mede as concentrações desse reagente, bem como dos produtos monóxido de nitrogênio e gás oxigênio. Acompanhe no quadro a seguir o resultado das medições que ela fez.

Decomposição de dióxido de nitrogênio

	$2 \text{NO}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$		
$t = 0 \text{ s}$	0,0100 mol/L	0 mol/L	0 mol/L
$t = 50 \text{ s}$	0,0079 mol/L	0,0021 mol/L	0,0011 mol/L
$t = 100 \text{ s}$	0,0065 mol/L	0,0035 mol/L	0,0018 mol/L
$t = 200 \text{ s}$	0,0048 mol/L	0,0052 mol/L	0,0026 mol/L
$t = 300 \text{ s}$	0,0038 mol/L	0,0062 mol/L	0,0031 mol/L

Elaborado com base em: ZUMDAHL, S.; ZUMDAHL, S. *Chemistry*. 7. ed. Boston New York Copyright: Houghton Mifflin Company, 2007.

Por muito tempo, o termo velocidade foi utilizado para se referir à rapidez com que uma reação química ocorre.

Esse termo, porém, não é adequado, já que em Física é usado para definir a razão entre o deslocamento de um corpo e o intervalo de tempo em que ele ocorre; mesmo assim, esse termo ainda é utilizado em alguns exames de seleção e em alguns livros de Química.

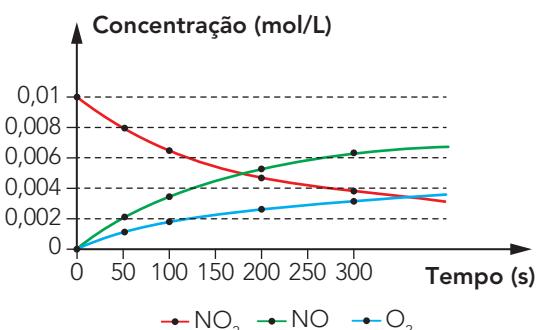
Com o passar do tempo, a concentração do reagente diminui à medida que a concentração dos produtos aumenta. Acompanhe a representação gráfica das variações das concentrações, em mol/L, em função do tempo, em segundos.

Conhecer a **rapidez** de uma reação é conhecer a taxa de consumo dos reagentes e a taxa de formação dos produtos em um dado intervalo de tempo, de acordo com a seguinte relação:

$$\text{Taxa de consumo (ou formação)} = \frac{\text{quantidade consumida (ou formada)}}{\text{intervalo de tempo}}$$

As quantidades de reagentes e produtos podem ser expressas de diferentes maneiras: em massa, volume (para gases), número de mol ou concentração em mol/L. Já o tempo pode ser expresso em hora, minuto e segundo.

Variação das concentrações do reagente e dos produtos em função do tempo de decomposição de NO_2



Elaborado com base em: ZUMDAHL, S.; ZUMDAHL, S. *Chemistry*. 7. ed. Boston New York Copyright: Houghton Mifflin Company, 2007.

Representação gráfica de decomposição do NO_2 .

A rapidez de uma reação pode ser uma informação relevante em muitos contextos. Em monitoramentos ambientais e de saúde pública, por exemplo, determinar a rapidez de degradação de um certo poluente pode auxiliar na escolha de estratégias adequadas para mitigar a presença dele no ambiente, gerando o menor impacto possível nos seres vivos do local. Em processos industriais, conhecer a rapidez de uma reação pode permitir, por exemplo, a otimização das condições de operação, a melhoria na eficiência dos processos e o monitoramento adequado dos resíduos gerados.

Como a rapidez pode variar ao longo da ocorrência da reação química, habitualmente trabalha-se com a **rapidez média** da reação.

Rapidez média

A rapidez média ($R_{média}$) de uma reação química é dada pelo quociente entre a variação (simbolizada por Δ) das quantidades dos reagentes ou dos produtos e o intervalo de tempo em que essa variação ocorreu, conforme a equação a seguir.

$$R_{média} = \frac{\Delta \text{quantidade}}{\Delta t} = \frac{\text{quantidade final} - \text{quantidade inicial}}{\text{tempo final} - \text{tempo inicial}}$$

Usualmente, nessa equação a concentração é expressa em mol/L e representada por dois colchetes: []; assim, podemos reescrever a expressão da rapidez média para uma substância genérica A como:

$$R_{média} = \frac{\Delta [A]}{\Delta t} = \frac{[A]_{final} - [A]_{inicial}}{\text{tempo final} - \text{tempo inicial}}$$

Se calcularmos a variação da concentração de um reagente, em mol/L, ($\Delta[\text{reagente}]$), vamos perceber que ela apresenta um valor menor do que zero, ou seja, um valor negativo, pois a concentração final é menor do que a inicial. Para não trabalhar com valores negativos na expressão da rapidez média dos reagentes, consideramos o valor de $\Delta[\text{reagente}]$ em **módulo**, ou seja, o valor absoluto do número (sem considerar o sinal negativo). Lembrando que o valor em módulo é representado entre duas barras verticais, podemos expressar a rapidez média por:

$$R_{média} = \frac{|\Delta[\text{reagente}]|}{\Delta t} \text{ ou } R_{média} = \frac{\Delta[\text{produto}]}{\Delta t}$$

No exemplo que estamos estudando, vamos considerar que a pesquisadora utilizará os dados do quadro anterior para calcular a rapidez média da reação de decomposição do dióxido de nitrogênio:



A rapidez média de decomposição desse reagente, nessa reação, pode ser calculada por meio da expressão matemática a seguir:

$$R_{média} = \frac{|([NO_2]_{final} - [NO_2]_{inicial})|}{t_{final} - t_{inicial}} \Rightarrow R_m = \frac{|\Delta[NO_2]|}{\Delta t}$$

Com base nos dados do quadro anterior, vamos determinar a rapidez média para o intervalo de tempo inicial até 50 segundos de reação.

Variação de $[NO_2]$ em 50 s

Tempo	$t = 0 \text{ s}$	$t = 50 \text{ s}$	$\Delta t = 50 - 0 = 50 \text{ s}$
$[NO_2]$	0,01 mol/L	0,0079 mol/L	$\Delta [NO_2] = 0,0079 \text{ mol/L} - 0,01 \text{ mol/L} = -0,0021 \text{ mol/L}$

Utilizando esses valores na expressão matemática da rapidez média, teremos:

O valor em módulo de um número, ou seu valor absoluto, é sempre representado entre duas barras verticais, sendo essa uma notação muito usada em expressões matemáticas. Quando trabalhamos com a notação em módulo, isso significa que estamos interessados apenas na magnitude do número, independentemente de estar à esquerda (número negativo) ou à direita (número positivo) de zero na reta numérica.



$$R_{\text{média}} = \frac{|\Delta[\text{NO}_2]|}{\Delta t} \Rightarrow \frac{|-0,0021 \text{ mol/L}|}{50 \text{ s}} = 0,000042 \text{ mol/L} \cdot \text{s}$$

Conhecendo a rapidez média de um dos participantes da reação, é possível determinar a rapidez média dos demais participantes, pois obedecem à proporção estequiométrica, no caso, 2 : 2 : 1.

Assim teremos, para o mesmo intervalo de tempo:

Rapidez média dos participantes da reação de decomposição de NO_2

Substância (proporção)	(2) NO_2	(2) NO	(1) O_2
Rapidez média dos participantes	$R_{\text{média}} = 0,000042 \text{ mol/L} \cdot \text{s}$	$R_{\text{média}} = 0,000042 \text{ mol/L} \cdot \text{s}$	$R_{\text{média}} = 0,000021 \text{ mol/L} \cdot \text{s}$

Elaborado com base em: ZUMDAHL, S.; ZUMDAHL, S. *Chemistry*. 7. ed. Boston New York Copyright: Houghton Mifflin Company, 2007.

Se dividirmos os valores de rapidez média pelos respectivos coeficientes estequiométricos, encontraremos o valor da rapidez média da reação de decomposição do dióxido de nitrogênio, a 300 °C, conforme o cálculo a seguir.

$$R_{\text{média}} = \frac{R_{\text{média}_{\text{NO}_2}}}{2} = \frac{R_{\text{média}_{\text{NO}}}}{2} = \frac{R_{\text{média}_{\text{O}_2}}}{1} = 0,000021 \text{ mol/L} \cdot \text{s}$$

História em foco:

Um dos objetivos desta atividade é trabalhar a leitura inferencial de textos. Ao buscar informações e refletir sobre as perguntas propostas, os estudantes poderão desenvolver a habilidade EM13CNT303. Essa atividade possibilita ainda o trabalho interdisciplinar com Língua Portuguesa e o desenvolvimento da escrita em textos do gênero argumentativo.

Assim, genericamente, para uma reação:



podemos usar a seguinte expressão para o cálculo da rapidez média da reação:

$$R_{\text{média}_{\text{reação}}} = \frac{R_{\text{média}_{\text{A}}}}{a} = \frac{R_{\text{média}_{\text{B}}}}{b} = \frac{R_{\text{média}_{\text{C}}}}{c}$$

Essa definição foi convencionada pela IUPAC e permite calcular a rapidez média de uma reação sem especificar as substâncias participantes.

História em foco

O tópico favorece o desenvolvimento do TCT Multiculturalismo – Diversidade cultural.

Ahmed Hassan Zewail e o início da femtoquímica



Ahmed H. Zewail (nascido em 26 de fevereiro de 1946, em Damanhur, Egito — falecido em 2 de agosto de 2016, em Pasadena, Califórnia, EUA) foi um químico egípcio que ganhou o Prêmio Nobel de Química em 1999 por desenvolver uma técnica rápida a laser que permitiu aos cientistas estudar a ação de átomos durante reações químicas. Esse avanço criou um novo campo da física-química conhecido como femtoquímica. Zewail foi o primeiro egípcio e o primeiro árabe a ganhar um Prêmio Nobel em uma categoria científica. [...] Em 2011, ele fundou a Cidade de Ciência e Tecnologia Zewail, um instituto de tecnologia de ponta no Cairo (Egito).

No final da década de 1980, [...] Zewail conseguiu observar o movimento de átomos e moléculas usando um método baseado em uma nova tecnologia de laser capaz de produzir *flashes* de

luz com duração de apenas dezenas de femtossegundos. Durante o processo, conhecido como espectroscopia de femtossegundos, moléculas eram misturadas em um tubo de vácuo no qual um laser ultrarrápido emitia dois pulsos. O primeiro pulso fornecia a energia para a reação, e o segundo examinava a ação em andamento. Os espectros característicos, ou padrões de luz, das moléculas eram então estudados para determinar as mudanças estruturais das moléculas. [...]

ENCYCLOPÆDIA BRITANNICA. Ahmed H. Zewail.

Disponível em: <https://tedit.net/mqr8j>. Acesso em: 29 set. 2024. Tradução dos autores.

- Um fentossegundo equivale a $0,0000000000000001$ segundo, ou 10^{-15} s. Qual é a importância de usarmos e compreendermos notações científicas na comunicação de avanços científicos e tecnológicos? **1.** A notação científica é uma ferramenta fundamental na comunicação científica e tecnológica, pois possibilita uma compreensão mais precisa dos fenômenos estudados.
- Reflita com os colegas: qual é a importância de reconhecermos e valorizarmos contribuições científicas de cientistas de diferentes origens? Como a inclusão de diferentes perspectivas culturais e regionais pode enriquecer o desenvolvimento científico? Redija um texto dissertativo-argumentativo solicitando, se possível, o auxílio do professor de Língua Portuguesa para orientação na escrita. **2.** Reconhecer contribuições científicas de diferentes origens promove a equidade e a justiça na identificação do conhecimento. Discuta como perspectivas culturais e regionais diversas podem oferecer soluções inovadoras e enriquecedoras para problemas científicos.



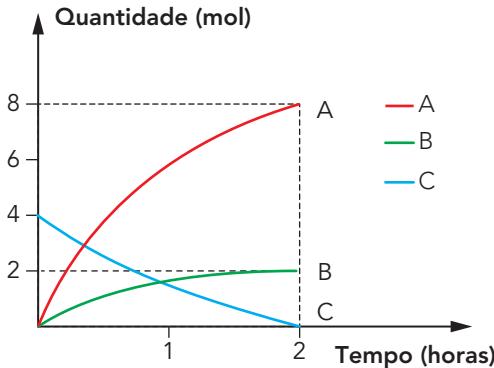
ATIVIDADES

Não escreva no livro

Esta atividade favorece o desenvolvimento da habilidade EM13CNT205.

- O gráfico a seguir mostra a variação das quantidades de três substâncias envolvidas na reação química de decomposição do pentóxido de dinitrogênio, um forte agente oxidante.

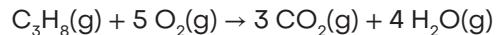
Decomposição do pentóxido de dinitrogênio



Com base nas informações, responda aos itens a seguir.

- Identifique corretamente as substâncias A, B e C. **1a.** A = NO₂, B = O₂ e C = N₂O₅.
- Calcule a rapidez média da reação, considerando o intervalo de 0 a 2 horas. **1b.** Consulte o Manual do Professor.
- Propano (C₃H₈) é uma fonte de energia amplamente utilizada em sistemas de aquecimento e em motores de combustão interna. Em várias comunidades rurais e suburbanas, o propano

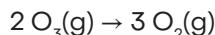
é uma alternativa confiável aos combustíveis fósseis por sua eficiência e menor impacto ambiental. Considere que em um pequeno gerador alimentado por propano, a combustão ocorre conforme a seguinte equação química:



Considere que, em um experimento de laboratório, 3 mol de propano são consumidos em 8 minutos. Com base nisso, calcule:

- a rapidez média de consumo do propano, em mol/minuto; **2a.** e **2b.** Consulte o Manual do Professor.
- a rapidez média de consumo do oxigênio, em mol/hora.

- (Uepa) Um dos grandes problemas ambientais na atualidade relaciona-se com o desaparecimento da camada de ozônio na atmosfera. É importante notar que, quando desaparece o gás ozônio, aparece imediatamente o gás oxigênio de acordo com a equação abaixo:



Considerando a velocidade de aparecimento de O₂ igual a 12 mol/L · s, a velocidade de desaparecimento do ozônio na atmosfera em mol/L · s é: **3.** Alternativa **b.** Consulte o Manual do Professor.

12. **b.** 8. **c.** 6. **d.** 4. **e.** 2.

Fatores para a ocorrência das reações

A ocorrência de uma reação química depende de alguns fatores, isto é, não basta que duas ou mais substâncias entrem em contato.

Antes de prosseguirmos com o estudo da rapidez das reações químicas, precisamos conhecer dois desses fatores: as colisões efetivas e a energia de ativação.

Teoria das colisões

A teoria das colisões foi elaborada pelo químico alemão Max Trautz (1880-1960) e pelo físico-químico britânico William Lewis (1885-1956). Embora não tenham trabalhado juntos, ambos contribuíram para seu desenvolvimento na década de 1910, um período de intensas transformações científicas, tecnológicas, geopolíticas, sociais e culturais, marcado sobretudo pela Primeira Guerra Mundial (1914-1918).

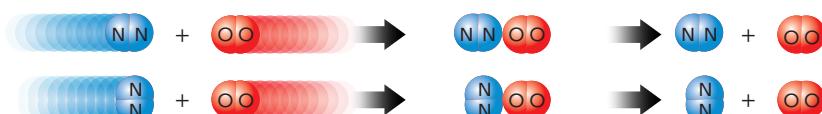
A **teoria das colisões** é um modelo que nos ajuda a compreender como as reações químicas ocorrem e por que há variação na rapidez com que se desenvolvem. Essa teoria foi elaborada com base na ideia de que as partículas reagentes devem colidir para reagir, ou seja, elas precisam se chocarumas com as outras. Entretanto, a formação de produtos não depende apenas das colisões, mas também da orientação com que elas ocorrem e de uma energia cinética mínima envolvida.

Quando os choques entre as partículas que compõem os reagentes não dão origem a produtos, eles são chamados de **choques não eficazes**. Nesses casos, as partículas reagentes colidem sem orientação favorável ou sem energia necessária para o rompimento das ligações químicas dos reagentes e formação dos produtos.

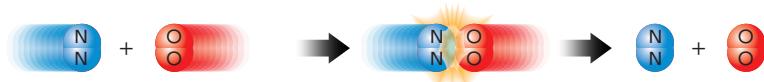
Os choques que resultam em rompimento e formação de novas ligações químicas são denominados **eficazes** ou **efetivos**, pois ocorrem com orientação favorável e energia cinética suficiente.

Acompanhe, a seguir, três representações das colisões entre moléculas de gás nitrogênio (N_2) e gás oxigênio (O_2) para formar o produto monóxido de nitrogênio (NO). Essa é uma reação de importância ambiental, já que na atmosfera os gases N_2 e O_2 podem reagir e formar óxidos de nitrogênio, que são poluentes.

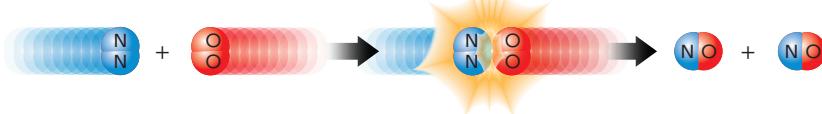
Colisões não efetivas, sem orientação favorável



Colisão não efetiva, sem energia suficiente para originar o produto



Colisão efetiva, com orientação favorável e energia suficiente

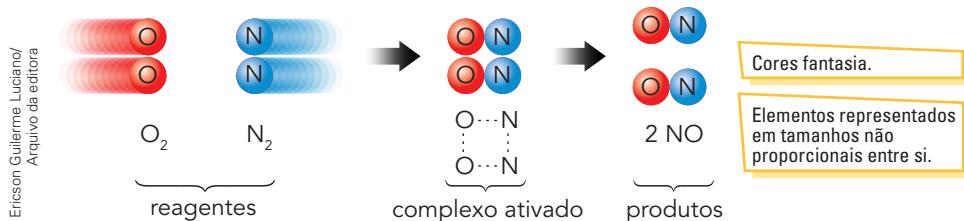


Cores fantasia.

Elementos representados em tamanhos não proporcionais entre si.

Representação esquemática de colisões moleculares para a formação de monóxido de nitrogênio (NO).

No momento da colisão das partículas com orientação favorável e energia cinética suficiente, há formação de uma configuração intermediária, chamada **complexo ativado** ou **estado de transição**. Acompanhe a representação a seguir.



Representação esquemática de colisão com orientação favorável para a formação de monóxido de nitrogênio (NO) e complexo ativado da reação.

A energia necessária para a formação do complexo ativado, ou estado de transição, é chamada de **energia de ativação**, assunto que vamos estudar a seguir.

Energia de ativação

A energia de ativação (E_a) é a quantidade mínima de energia necessária para romper as ligações entre os átomos dos reagentes para que a reação química ocorra, podendo levar à formação de um estado de transição, ou complexo ativado.

Acompanhe no diagrama a representação do início de uma reação química envolvendo os reagentes N_2 e O_2 até a formação do produto (NO).

Analizando dados experimentais, é possível observar que a energia de ativação é diferente para cada tipo de reação; além disso, as reações que apresentam **menor energia de ativação** ocorrem com **maior rapidez** (é alta a probabilidade de existirem choques efetivos entre as partículas reagentes).

Sob determinadas condições, é possível que em uma reação química os produtos passem a colidir efetivamente para formar, de maneira inversa, os reagentes. São os chamados **processos reversíveis**. Um exemplo é representado a seguir: a reação entre monóxido de carbono (CO) e dióxido de nitrogênio (NO_2) para formar dióxido de carbono (CO_2) e monóxido de nitrogênio (NO), cuja compreensão é bastante importante em estudos de poluição atmosférica, especialmente em áreas onde há grandes quantidades de poluentes (como CO , NO_2 e NO) devido a emissões de veículos e indústrias. Para essa reação, também podemos representar um diagrama de energia em função do caminho da reação.



A técnica desenvolvida pelo químico egípcio Ahmed H. Zewail foi fundamental para o estudo das espécies no estado de transição, um arranjo momentâneo, instável e altamente energético, cuja duração é de apenas alguns femtossegundos (10^{-15} s). Os trabalhos de Zewail e seu grupo de pesquisa tornaram possível o estudo detalhado dos estados de transição, aprofundando o entendimento de como as reações ocorrem.

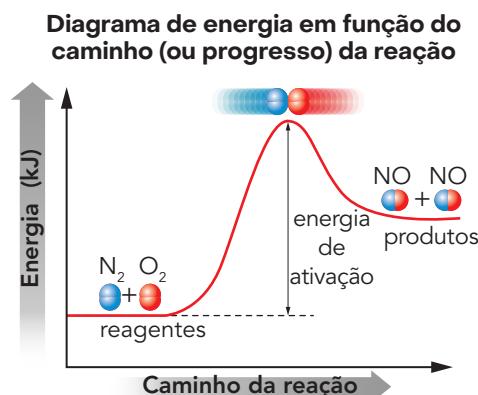


Diagrama de energia para formação do (NO).

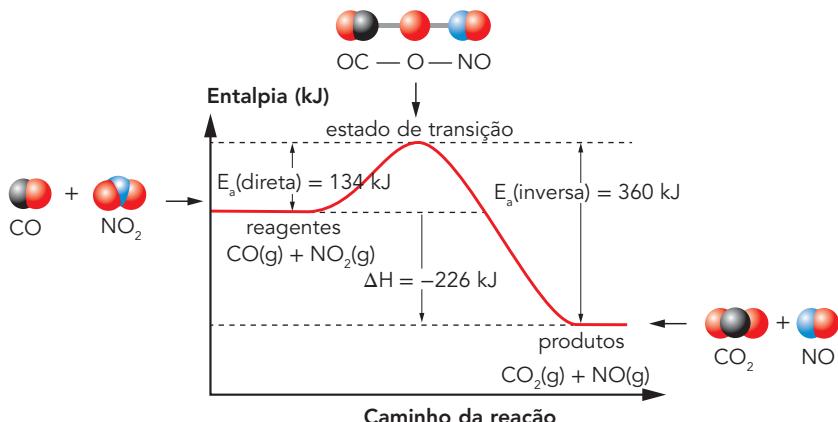
Cores fantasia.

Elementos representados em tamanhos não proporcionais entre si.

Reações que são reversíveis serão estudadas no próximo tema. Para representá-las, utilizamos uma seta dupla, que indica a reversibilidade. É importante desde já ter em mente a existência de reações que são geralmente irreversíveis, como as reações de combustão.

Diagrama de energia em função do caminho (ou progresso) da reação

Cores fantasia.
Elementos representados em tamanhos não proporcionais entre si.



Ericson Guilherme Luciano/Arquivo da editora

Diagrama de energia para formação de dióxido de carbono (CO₂) e monóxido de nitrogênio (NO).

A realização desta atividade favorece o trabalho com os TCT Economia (Trabalho) e Cidadania e Civismo (Processo de envelhecimento, respeito e valorização do idoso). É também uma oportunidade para um trabalho interdisciplinar com o professor de Sociologia.

TRABALHO EM FOCO

Não escreva no livro

Década do Envelhecimento Saudável nas Américas (2021-2030)

A população mundial está envelhecendo mais rapidamente do que no passado, mas na América Latina e no Caribe essa transição demográfica está ocorrendo de forma ainda mais acelerada. Mais de 8% da população tinha 65 anos ou mais em 2020 e estima-se que essa porcentagem dobre até 2050 e exceda 30% até o final do século.

Um dos principais efeitos desta drástica mudança demográfica é que muitas pessoas idosas não têm acesso aos recursos básicos necessários para desfrutar de uma vida digna e muitas outras enfrentam múltiplos obstáculos para participar plenamente na sociedade.

A Década do Envelhecimento Saudável 2021-2030, declarada pela Assembleia Geral das Nações Unidas em dezembro de 2020, é a principal estratégia para construir uma sociedade para todas as idades. Esta iniciativa global reúne os esforços dos governos, da sociedade civil, das agências internacionais, das equipes profissionais, da academia, dos meios de comunicação social e do setor privado para melhorar a vida

das pessoas idosas, das suas famílias e das suas comunidades. [...]

ORGANIZAÇÃO PAN-AMERICANA DA SAÚDE. Década do Envelhecimento Saudável nas Américas (2021-2030). Disponível em: <https://tedit.net/q4buc3>. Acesso em: 29 set. 2024.

- Uma das áreas dessa iniciativa tem como objetivo “Garantir que as comunidades promovam as capacidades das pessoas idosas”. Considerando esse objetivo e as informações do texto, reflita e responda no caderno:
 - quais são os desafios que as pessoas idosas de sua comunidade enfrentam para acessar recursos básicos e participar plenamente da sociedade? Quais iniciativas locais você acredita que poderiam promover e valorizar as capacidades dessas pessoas?
 - você acredita que a busca por soluções para desafios como esse, envolvendo especialmente o respeito pelas pessoas idosas, podem ser relevantes para você como estudante e futuro profissional? De que forma?

1a. Oriente os estudantes a identificar desafios como acesso a saúde,

transporte e inclusão digital enfrentados por idosos. Discuta iniciativas que promovam e valorizem as capacidades dos idosos.

1b. Explique que buscar soluções para os desafios dos idosos desenvolve empatia e responsabilidade social nos estudantes, preparando-os para serem profissionais conscientes e cidadãos ativos. Discuta como o respeito pelos idosos é fundamental para uma sociedade justa e inclusiva.

CIÊNCIA NA PRÁTICA



Esta atividade favorece o desenvolvimento da habilidade EM13CNT301, bem como competências socioemocionais relacionadas ao trabalho em grupo, e também os pilares do pensamento computacional: decomposição, abstração e reconhecimento de padrões.

As estações científicas

Introdução

Sabemos que cada reação química ocorre com uma determinada rapidez. Mas será que é possível alterar essa rapidez? E, se for possível, o que pode influenciar a rapidez de uma reação?

Nesta atividade, a turma deverá se organizar em quatro grupos. Dois grupos vão trabalhar com a estação 1 e dois grupos com a estação 2, preparadas pelo professor. Escolha um dos grupos para participar, e, ao chegar à estação, verifique qual experimento coube ao seu grupo. Antes de iniciar, vocês devem levantar hipóteses para o que será observado, sempre anotando as ideias no caderno. Após o término dos experimentos e discussões dos resultados, cada grupo deverá apresentar ao restante da turma o que foi verificado e as conclusões a que chegaram.

Estação 1

Material

- 1 comprimido de antiácido efervescente
- 200 mL de água em temperatura ambiente
- 2 copos de plástico transparentes

Procedimentos

- Quebrem o comprimido ao meio e em partes menores uma das metades. Preservem a outra parte.
- Coloquem volumes iguais de água nos dois copos. Em um deles, ponham a metade que foi quebrada em pedaços menores; no outro, coloquem a metade preservada. As duas ações devem ser executadas ao mesmo tempo.

- Acompanhem o que ocorre no experimento e registrem as observações no caderno.

Estação 2

Material

- 1 frasco de água oxigenada a 10 volumes, adquirida em farmácias
- 2 copos de plástico transparentes
- 2 pedaços de batata crua

Procedimentos

- Coloquem quantidades iguais de água oxigenada em cada um dos copos.
- Em um dos copos, ponham um pedaço de batata crua. No outro copo, não acrescentem nada. Acompanhem o que ocorre no experimento e registrem no caderno.

Resultados e discussão

- Descreva o que foi observado no experimento realizado pelo grupo e uma possível explicação para o resultado. De que forma ele se relaciona ao aumento ou à diminuição da rapidez de uma reação?
- Discuta com a turma os resultados obtidos: como vocês denominariam os fatores que influenciaram a rapidez das reações?
- O pedaço de batata usado poderia ser reaproveitado, com o mesmo efeito, em outra reação semelhante? Por quê?

Atenção:

Depois de feitas as atividades, a fase líquida pode ser descartada na pia ou no vaso sanitário, e a fase sólida no lixo orgânico.

Conclusão

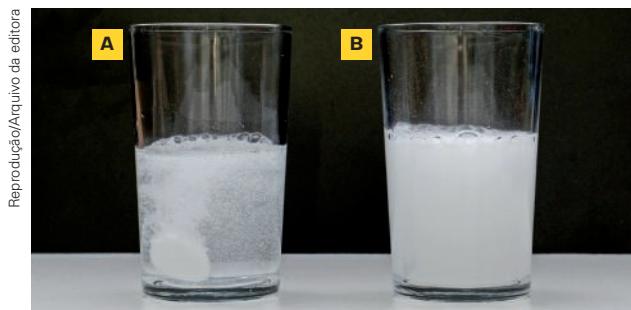
Cada grupo vai apresentar ao restante da turma o que foi verificado na sua estação e as conclusões obtidas.

Fatores que influem na rapidez das reações químicas

Ao realizar a atividade da seção **Ciência na prática**, você estudou alguns dos fatores que podem influenciar a rapidez de reações químicas, aumentando-a ou diminuindo-a. Você conseguiu identificá-los na atividade? A seguir, vamos estudar cada um deles.

Superfície de contato

Vamos analisar o seguinte experimento, semelhante ao proposto na atividade prática: em dois copos (A e B), foi adicionada a mesma quantidade de água, na mesma temperatura. Depois, adicionou-se um comprimido efervescente de 1,0 g no copo A e um comprimido, também de 1,0 g, porém triturado (em pó), no copo B.



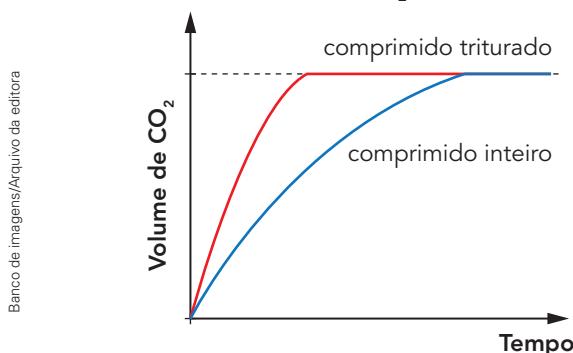
Reprodução/Arquivo da editora

No copo A, foi adicionado à água um comprimido efervescente inteiro; no copo B, um comprimido triturado (em pó).

A efervescência evidencia a ocorrência da reação e está relacionada à liberação de gás carbônico. Note, na imagem, que a efervescência no copo B é mais acentuada. Isso ocorre porque, quanto mais fragmentado for o material que contém o reagente, maior será a superfície de contato entre as partículas reagentes e as moléculas de água, propiciando maior probabilidade de ocorrerem colisões efetivas e, consequentemente, maior rapidez da reação.

É importante ressaltar que o aumento da superfície de contato aumenta também a rapidez da reação, mas não a quantidade do produto formado. Então, nesse exemplo, o volume de CO_2 produzido na reação de efervescência será o mesmo ao final das duas reações, como pode ser acompanhado no gráfico a seguir.

Variação no volume de CO_2 produzido em função do tempo de reação



Banco de imagens/Arquivo da editora

O volume de CO_2 produzido é o mesmo para a reação ocorrida no copo A (comprimido inteiro) e para a ocorrida no copo B (comprimido triturado); a diferença está na rapidez com que o produto é formado.

Temperatura

A rapidez de uma reação química aumenta à medida que a temperatura aumenta. Isso ocorre porque o aumento da temperatura eleva o grau de agitação das partículas, aumentando também a probabilidade de ocorrer colisões efetivas entre os reagentes.

O efeito oposto, ou seja, a redução da rapidez de uma reação química, ocorre quando a temperatura é reduzida: quanto menor for a temperatura, menor será a agitação das partículas e a probabilidade de que ocorram colisões efetivas. No cotidiano, a manutenção de alimentos na geladeira tem como um dos objetivos retardar a rapidez das reações químicas que levam à decomposição dos alimentos. É importante considerar ainda que, em baixas temperaturas, a atividade de microrganismos que atuam na decomposição de alimentos é, geralmente, reduzida.

Andrey_Popov/Shutterstock



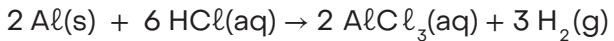
Na geladeira, a baixa temperatura retarda a rapidez das reações químicas que provocam a decomposição dos alimentos.

Concentração dos reagentes

As reações químicas ocorrem mais rapidamente se a concentração de pelo menos um dos reagentes aumenta.

Por exemplo, imagine que um profissional que trabalhe com controle de qualidade em uma indústria precise confirmar se uma determinada amostra é de alumínio e escolha fazer um teste colocando dois anéis de alumínio, de mesma massa e mesmo tamanho, em dois tubos de ensaio identificados (A e B), cada qual com 10 mL de solução aquosa de HCl, com as respectivas concentrações de 2 mol/L e 1 mol/L. Acompanhe a imagem a seguir.

A reação química que ocorre nessa situação pode ser representada pela equação:



Depois de determinado tempo do início da reação, a efervescência é mais acentuada no tubo A. Essa efervescência se deve à liberação do gás hidrogênio formado na reação. Como o tubo A contém a solução com maior concentração de ácido clorídrico, a probabilidade de ocorrer colisões efetivas entre os reagentes é maior. Dessa forma, é possível concluir que, aumentando-se a concentração de pelo menos um dos reagentes, maior será a chance de ocorrerem colisões, gerando, assim, um aumento da rapidez da reação.

Analizando esse fato, concluímos que a rapidez de uma reação depende da concentração dos reagentes, pois ela está diretamente relacionada ao número de colisões entre os componentes presentes no meio reacional.



Dotta2/Arquivo da editora

Reação observada quando anéis de alumínio são colocados em tubos de ensaio contendo diferentes concentrações de ácido clorídrico.

Catalisador

O catalisador é uma substância que pode acelerar a rapidez com que uma reação química ocorre, participando em algum momento dela, mas não como um reagente.

Para cada reação há uma barreira de energia a ser superada, a energia de ativação (E_a). Assim, ao ser fornecido um novo caminho para a reação ocorrer, com menor energia de ativação, ela ocorre em menor tempo, ou seja, mais rapidamente. É assim que um catalisador atua: permitindo que a reação ocorra com uma energia de ativação mais baixa e, com isso, mais rapidamente. Acompanhe o gráfico a seguir.

Diagrama de energia para uma reação genérica

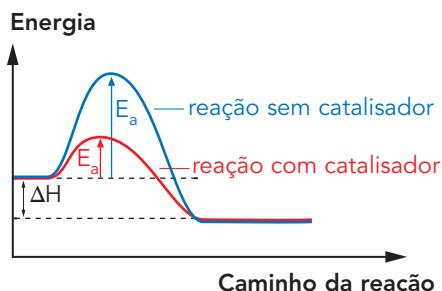


Diagrama de energia para uma reação genérica na presença e na ausência de catalisador.

Banco de imagens/Arquivo da editora

Analizando o gráfico, observamos que, embora o catalisador diminua a energia de ativação (E_a), o ΔH da reação não é alterado.

É importante entender que os catalisadores podem acelerar as reações mas não aumentam o rendimento delas. Em outras palavras, a quantidade de produto formada será a mesma em duas reações com os mesmos reagentes, uma com catalisador e outra sem.

Tipos de catálise

Cores fantasia.

Elementos representados em tamanhos não proporcionais entre si.

Representação de um catalisador automotivo com corte em seção transversal. Os metais que atuam como catalisador das reações encontram-se na parte interna.



Existem dois tipos de catálise, ou seja, de reação que ocorre na presença de um catalisador.

Na **catálise homogênea**, os reagentes e o catalisador da reação formam um sistema homogêneo, uma única fase. Um exemplo é a redução da camada de ozônio da Terra, acelerada ao longo das últimas décadas pela liberação na atmosfera de moléculas formadas por átomos de cloro, flúor e carbono, chamados gases CFCs. A radiação UV rompe a ligação entre carbono e cloro que existe nessas moléculas e átomos de cloro livre são liberados. Esses átomos catalisam a transformação de O_3 em O_2 .

O outro tipo é a **catálise heterogênea**, na qual os reagentes e o catalisador formam um sistema heterogêneo. Um exemplo cotidiano de catálise heterogênea é o que ocorre nos conversores catalíticos utilizados em veículos, como carros e caminhões. Eles contêm metais como platina, paládio e ródio, que aceleram a conversão de poluentes gasosos (gases produzidos na queima de combustíveis fósseis, como monóxido de carbono e óxidos de nitrogênio) em gases menos nocivos.

Enzimas

As enzimas são catalisadores biológicos que desempenham um importante papel nas diversas etapas e reações do metabolismo da maioria dos seres vivos.

Geralmente apresentam alta massa molecular e são formadas por longas sequências de moléculas chamadas aminoácidos, umas ligadas às outras. Essas sequências produzem estruturas complexas e regiões chamadas de sítio ativo, onde ocorre a catálise. As enzimas são altamente específicas, ou seja, cada enzima, geralmente, catalisa apenas uma reação. Por exemplo, a enzima urease catalisa apenas a hidrólise da ureia.

Na batata, está presente uma enzima chamada catalase, que acelera a decomposição do peróxido de hidrogênio (H_2O_2) em água (H_2O) e gás oxigênio (O_2). Essa enzima também é encontrada em tecidos animais, como o fígado, e em várias partes de plantas.

Lei da rapidez e as concentrações

Vimos que um dos fatores que podem alterar a rapidez de uma reação é a concentração dos reagentes. Além de observarmos essa influência por meio de atividades experimentais, vamos retomar o exemplo inicial do tema, no qual a reação de decomposição do dióxido de nitrogênio era o objeto de estudo de uma pesquisadora. Relembrando a representação dessa reação por meio de equação química, temos:



Na tabela a seguir, constam os resultados obtidos em quatro experimentos realizados a uma temperatura constante. Podemos analisar a rapidez da decomposição do NO_2 relacionando-a com sua concentração.

Dados reacionais da decomposição de NO_2

Experimento	$[\text{NO}_2]$ (mol · L ⁻¹)	Rapidez (mol · L ⁻¹ · min ⁻¹)
I	0,20	$2,0 \cdot 10^{-4}$
II	0,40	$4,0 \cdot 10^{-4}$
III	0,60	$6,0 \cdot 10^{-4}$
IV	0,80	$8,0 \cdot 10^{-4}$

Se considerarmos, para maior clareza, apenas os experimentos I e II, será possível identificar que a concentração de NO_2 e a rapidez da reação de decomposição dessa substância dobraram do experimento I para o experimento II, conforme mostrado na tabela a seguir.

Análise de $[\text{NO}_2]$ e rapidez média

Experimento	$[\text{NO}_2]$	Rapidez
I	0,20 ↘	$2,0 \cdot 10^{-4}$ ↘
II	0,40 ↗	$4,0 \cdot 10^{-4}$ ↗

Note, entretanto, que a mesma observação poderá ser feita se compararmos os experimentos II e IV. Assim, podemos concluir que a

concentração de NO_2 e a rapidez da reação de sua decomposição são proporcionais. Assim, pode-se propor a seguinte expressão:

$$R = k \cdot [\text{NO}_2]$$

Essa expressão é denominada lei da rapidez (ou lei da velocidade) para a reação, em que:

- k é uma constante de proporcionalidade, que varia com a temperatura;
- $[\text{NO}_2]$ é a concentração, em mol/L, do reagente $\text{NO}_2(\text{g})$ elevada ao expoente 1.

Caso seja necessário determinar o valor da constante (k), pode-se utilizar qualquer um dos experimentos. Vamos utilizar os dados do experimento I:

$$R = k \cdot [\text{NO}_2]$$

$$k = \frac{R}{[\text{NO}_2]} = \frac{2,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}}{0,20 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}} = 1,0 \cdot 10^{-5} \text{ min}^{-1}$$

A determinação da lei da rapidez é uma medida experimental, porém podemos expressá-la por meio de uma reação genérica:

$$R = k \cdot [A]^a \cdot [B]^b$$

Nessa expressão matemática, os expoentes **a** e **b** são as chamadas ordens de reação, e se referem respectivamente aos reagentes A e B.

Determinação da ordem da reação

A ordem de uma reação é a soma dos expoentes das concentrações dos reagentes na expressão matemática da rapidez de uma reação, e ela é obtida experimentalmente.

Conhecer a ordem de uma reação ajuda a entender como a rapidez da reação varia com as concentrações dos reagentes, o que permite otimizar condições experimentais e industriais para controlar e prever a rapidez das reações químicas.

Primeiro, vamos compreender quais são as ordens de reação e, em seguida, como determiná-las, considerando, inicialmente, o caso mais simples, o de uma reação que apresenta apenas um reagente, chamado genericamente de A.

No caso de a rapidez da reação dobrar quando tiver dobrado a concentração de A, a rapidez dependerá da concentração de A elevada à primeira potência, ou seja, $[A]^1$ (o expoente 1 é geralmente omitido). Essa é a reação de ordem 1 (1^a ordem) em relação a [A].

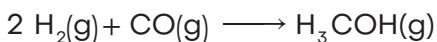
Quando a rapidez quadruplica, se a concentração de A dobrar, a rapidez dependerá da concentração de A elevada ao quadrado. Essa é a reação de ordem 2 (2^a ordem) em relação a [A].

Ordem da reação

Ordem	Expressão
1	$R = k \cdot [A]^1$
2	$R = k \cdot [A]^2$
0	$R = k \cdot [A]^0$

Se a rapidez da reação não se alterar quando a concentração de A variar, matematicamente, a rapidez independe da concentração de A, logo, a concentração será elevada à potência zero. Nesse caso, temos a reação de ordem zero.

Agora, vamos analisar os dados mostrados na tabela a seguir, referentes a uma reação cujo produto é o **metanol**, H_3COH . A formação do metanol é representada a seguir:



Dados reacionais de formação do metanol

Experimento	Concentração inicial de H_2 (mol · L ⁻¹)	Concentração inicial de CO (mol · L ⁻¹)	Rapidez (mol · L ⁻¹ · s ⁻¹)
I	0,1	0,1	12
II	0,1	0,2	24
III	0,1	0,3	36
IV	0,2	0,3	144

Analisando os dados dos experimentos I e II, temos:

Análise da concentração de reagentes e rapidez média

Experimento	[H_2]	[CO]	Rapidez
I	0,1	0,1	12
II	0,1	0,2	24



A concentração do reagente H_2 é a mesma nos dois experimentos; portanto, ela não foi a responsável pela variação da rapidez.

Já a concentração de CO no experimento II é o dobro de sua concentração no experimento I, e o mesmo aumento aconteceu com a rapidez; assim, é possível concluir que os expoentes na expressão matemática da rapidez serão 1 para a [CO] e 0 para a [H_2]:

$$R = k \cdot [\text{CO}]^1 \cdot [\text{H}_2]^0$$

Sendo assim, a reação é de 1^a ordem em relação ao CO.

Vamos analisar agora os dados dos experimentos III e IV.



Análise da concentração de reagentes e rapidez média

Experimento	[H_2]	[CO]	Rapidez
III	0,1	0,3	36
IV	0,2	0,3	144

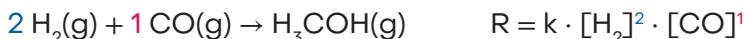


A concentração de CO permaneceu constante nos dois experimentos; ou seja, ela não foi a responsável pela variação da rapidez. Porém, ao dobrar a concentração de H_2 , a rapidez quadruplicou; logo, os expoentes na equação da rapidez serão 2 para a [H_2] e 0 para a [CO], resultando na expressão:

$$R = k \cdot [\text{CO}]^0 \cdot [\text{H}_2]^2$$

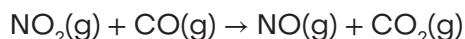
Dessa forma, a reação é de 2^a ordem em relação ao H₂. Por fim, a ordem global da reação é 3, ou reação de 3^a ordem.

Note que os coeficientes da equação da reação coincidem com os expoentes presentes na equação da rapidez, conforme indicado a seguir:



Quando isso ocorre, as reações são denominadas **reações elementares** e sempre acontecem em uma única etapa – ou seja, uma colisão efetiva entre as moléculas dos reagentes H₂ e CO produz metanol.

Porém, a maioria das reações não é elementar. Considere como exemplo a reação, de interesse ambiental, que ocorre entre o dióxido de nitrogênio e o monóxido de carbono:



A lei da rapidez pode ser expressa por $R = k \cdot [\text{NO}_2]^2$. Logo, pode-se observar que não ocorrerá em uma única etapa.

É possível propor que essa reação ocorra em duas etapas, uma delas lenta e a outra rápida:

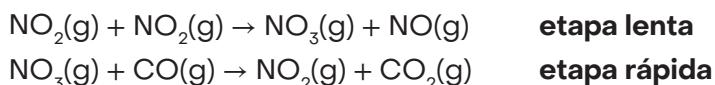
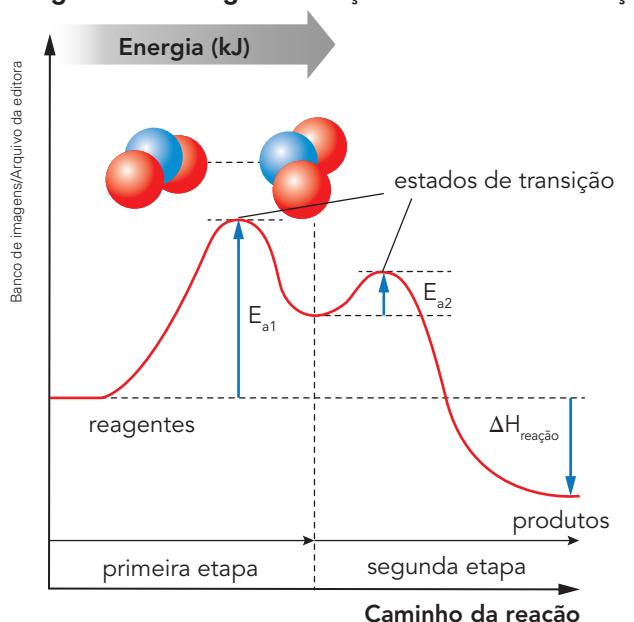


Diagrama de energia em função do caminho da reação



Observe o diagrama a seguir para esse mecanismo.

O gráfico mostra que a reação da primeira etapa tem maior energia de ativação e menor rapidez que a segunda. A etapa mais lenta determina a lei da rapidez global da reação: $R = k \cdot [\text{NO}_2]^2$. Em **reações não elementares**, a etapa que caracteriza a lei da rapidez é a **etapa lenta**.

Cores fantasia.

Elementos representados em tamanhos não proporcionais entre si.

Diagrama de energia do mecanismo de reação não elementar que ocorre entre NO₂(g) e CO(g).

Fim de conversa

Neste tema, estudamos os conceitos de Cinética Química e os fatores que influenciam a rapidez das reações químicas: temperatura, concentração e catalisadores. Esses fatores são importantes para diversas reações industriais, ambientais e processos metabólicos relacionados ao envelhecimento, alinhados às metas do ODS 3 – Saúde e Bem-Estar da ONU.

Volte a abertura do tema e responda novamente ao que se pede no boxe *Início de conversa*. Compare suas respostas com aquelas que você respondeu anteriormente.

O que você sabia antes de estudar esse tema é diferente do que você sabe agora sobre Cinética Química?

Respostas pessoais. Consulte o Manual do Professor.



ATIVIDADES FINAIS

X Não escreva no livro

2b. De acordo com a equação balanceada, o número de mol do H₂ é o triplo do N₂, logo a curva de consumo do H₂ deve ser decrescente e estar acima da curva do N₂. Curva A: H₂; curva B do N₂; curva C: NH₃.

1. (UEA-AM) O *airbag*, componente de segurança passiva dos veículos automotores, possui um balão de ar muito resistente que contém, entre outras substâncias, o sólido azida de sódio (NaN₃). Quando ocorre uma colisão, os sensores distribuídos em partes específicas dos veículos transmitem um impulso elétrico (faísca) que provoca a rápida decomposição desse sólido, em gás nitrogênio (N₂), responsável por inflar o *airbag*, e o sólido sódio (Na), conforme a equação da reação:



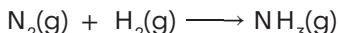
tempo (min)	NaN ₃ (mol)
0	0,8
10	0,5

Considerando a reação de decomposição e os dados da tabela, a velocidade média de formação do gás nitrogênio, no intervalo entre 0 e 10 minutos, é igual a

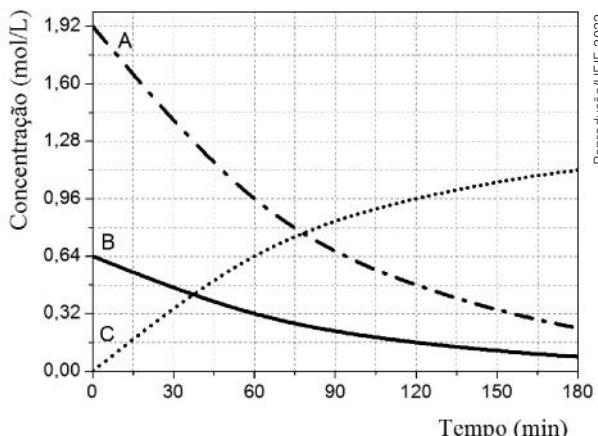
1. Alternativa e.

- a) $5,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{s}^{-1}$. d) $5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{s}^{-1}$.
 b) $3,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{s}^{-1}$. e) $7,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{s}^{-1}$.
 c) $7,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{s}^{-1}$.

2. (UFJF/Pism-MG) A amônia é produzida pelo conhecido processo Haber-Bosch a partir dos gases nitrogênio e hidrogênio, segundo a equação (não balanceada) a seguir:



O gráfico a seguir se refere às concentrações de reagentes e produto para um experimento de síntese da amônia.



Reprodução/UEF, 2023.

Com base nesses dados:

- a) Escreva a equação balanceada da síntese da amônia. 2a. $1 \text{ N}_2 + 3 \text{ H}_2 \rightarrow 2 \text{ NH}_3$
 b) Associe as curvas A, B e C com as substâncias N₂, H₂ e NH₃.
 c) Qual a velocidade média de consumo de H₂ entre 0 e 60 minutos.
 d) Qual a velocidade média de formação de NH₃ entre 60 e 120 minutos?
 2c. e 2d. Consulte o Manual do Professor.

3. (Fuvest-SP) O cientista Richard Feynman, prêmio Nobel de Física em 1965, fez comentários sobre o processo de combustão em uma entrevista chamada *Fun to Imagine*. Segundo ele, à primeira vista, é impressionante pensar que os átomos de carbono de uma árvore não entram em combustão com o oxigênio da atmosfera de forma espontânea, já que existe uma grande afinidade entre essas espécies para a formação de CO₂. Entretanto, quando a reação tem início, o fogo se espalha facilmente.

Essa aparente contradição pode ser explicada pois 3. Alternativa e. Para que a combustão do carbono coce, é necessário atingir a energia de ativação da reação. Após isso, a queima é desencadeada pela alta

- a) a reação depende de um processo que concentre o carbono para ocorrer. afinidade entre o carbono e o oxigênio para formar CO₂.
 b) o fogo torna a reação desfavorável.
 c) o fogo depende da presença de CO₂ para começar.
 d) o átomo de carbono da árvore é muito mais resistente ao O₂ do que os átomos de carbono dispersos no fogo.
 e) a reação precisa de uma energia de ativação para começar.

4. (Unesp-SP) Considere o seguinte procedimento, realizado para a obtenção de óleo de amendoim em pequena escala.

1. Remover as cascas e as peles dos grãos de amendoim.
2. Transferir os grãos para um almofariz, acrescentar etanol e triturar bem com um pistilo.
3. Coar a mistura do almofariz, recolhendo o líquido coado em um prato.
4. Deixar o prato exposto ao ambiente até que o etanol evapore completamente.
5. Recolher, com uma seringa, o óleo de amendoim que restou no prato.

4. Alternativa c. A trituração dos grãos aumenta a superfície de contato. O processo de trituração dos grãos e posterior contato com um líquido, deixando "descansar" por um tempo, é conhecido como extração. A pressão de vapor do etanol é maior que a do óleo, ou seja, o etanol é mais volátil que o óleo, por isso ocorre sua evaporação.

A Trituração dos grãos favorece a dissolução do óleo no etanol, pois _____ a superfície de contato, tornando o processo de separação de misturas, chamado _____, mais rápido. A separação da mistura do óleo com o álcool é possível porque o etanol possui maior _____ do que o óleo.

As lacunas do texto são preenchidas, respectivamente, por:

- diminui – extração com solvente – pressão de vapor.
- aumenta – extração com solvente – temperatura de ebulação.
- aumenta – extração com solvente – pressão de vapor.
- aumenta – filtração – temperatura de ebulação.
- diminui – filtração – pressão de vapor.

5. O monóxido de carbono (CO) é um gás inodoro e incolor, gerado na combustão incompleta de compostos com carbono. Sua afinidade com a hemoglobina é 200 vezes maior que a do oxigênio, tornando-o extremamente tóxico. Segundo a OMS, 2,8 bilhões de pessoas ainda dependem de combustíveis sólidos, como lenha e carvão, resultando em 4,3 milhões de mortes anuais, com o CO sendo um dos principais responsáveis. A reação entre CO e O_2 produz CO_2 , que é menos tóxico.

Experimento	$[\text{O}_2]_{\text{ inicial}}$ (mol/L)	$[\text{CO}]_{\text{ inicial}}$ (mol/L)	Rapidez (mol/L · s)
1	1,0	2,0	$4 \cdot 10^{-6}$
2	2,0	2,0	$8 \cdot 10^{-6}$
3	1,0	1,0	$1 \cdot 10^{-6}$

Com base nas informações, responda aos itens a seguir.

- Escreva a equação que representa a rapidez da reação e indique a ordem para cada reagente.

- Pesquise em fontes confiáveis e discuta com os colegas os cuidados necessários para a utilização de fogões a lenha.

5b. Consulte o Manual do Professor.

- Observe a reação de adição que ocorre entre o HCl e o eteno ($\text{H}_2\text{C} = \text{CH}_2$).

7b. A ordem da reação para o NO é 2 e para o O_2 é 1. Já a ordem global da reação é 3.

7c. Se a concentração do NO for dobrada, a velocidade quadruplicará.

7d. Se a concentração do O_2 for triplicada, a velocidade triplicará.

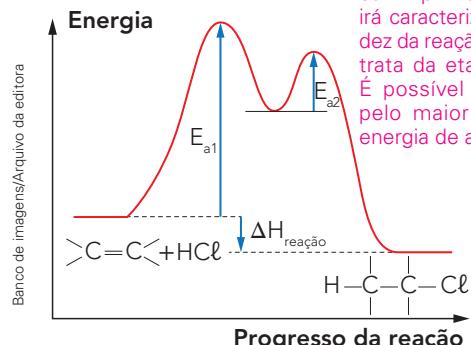
7e. Se ambas as concentrações forem dobradas, a velocidade ficará oito vezes maior que a inicial.

$\text{HCl} + \text{H}_2\text{C} = \text{CH}_2 \rightarrow \text{H}_3\text{C} - \text{CH}_2\text{Cl}$
O seguinte mecanismo, acompanhado do diagrama de energia, foi sugerido para a reação.

Etapa 1: $\text{HCl} + \text{H}_2\text{C} = \text{CH}_2 \rightarrow \text{H}_3\text{C} - (\text{CH}_2) + \text{Cl}^-$

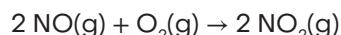
Etapa 2: $\text{H}_3\text{C} - (\text{CH}_2) + \text{Cl}^- \rightarrow \text{H}_3\text{C} - \text{CH}_2\text{Cl}$

6a. A primeira etapa irá caracterizar a rapidez da reação, pois se trata da etapa lenta. É possível perceber pelo maior valor de energia de ativação.



- Com base no diagrama, identifique a etapa que irá caracterizar a rapidez da reação. Justifique.
- Equacione a expressão da rapidez para a reação. **6b.** $R_{\text{média}} = k \cdot [\text{HCl}] \cdot [\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2]$
- Indique a ordem da reação para o HCl e o $\text{H}_2\text{C} = \text{CH}_2$. **6c.** Ordem 1.

- Um dos gases eliminados pelos canos de escapamento de veículos automotores é o NO(g) . Em contato com o gás oxigênio, presente no ar, espontaneamente ele se transforma em $\text{NO}_2(\text{g})$. A equação dessa reação elementar pode ser representada por:



Com base nas informações e no seu conhecimento, responda aos itens.

- Escreva a expressão da equação da rapidez dessa reação. **7a.** $R = k \cdot [\text{O}_2] \cdot [\text{NO}]^2$
- Indique a ordem dessa reação em relação ao NO e O_2 e a ordem global da reação.
- O que irá acontecer com a rapidez se a concentração do NO for dobrada e a concentração do O_2 permanecer constante?
- O que irá acontecer com a rapidez se a concentração do O_2 for triplicada e a concentração do NO permanecer constante?
- O que irá acontecer com a rapidez se ambas as concentrações, a do NO e a do O_2 , forem dobradas?

REUNINDO CONCEITOS

CONSULTE A SEÇÃO PRODUÇÃO EM FOCO, NO INÍCIO DESTE VOLUME.



Atualmente, a busca pelo denominado “corpo ideal”, sob o ponto de vista estético padronizado pela sociedade atual, leva muitas pessoas à adoção de dietas restritivas extremas e possivelmente prejudiciais à saúde, tanto física como mental.

As mídias sociais, por sua vez, são responsáveis, muitas vezes, pela promoção de soluções rápidas para a perda de peso usando *fake news*, ignorando informações científicas e desprezando uma estratégia de nutrição equilibrada e sustentável, essencial para uma vida saudável.

Nesta atividade, a proposta é investigar os princípios de uma alimentação saudável e os riscos associados às “dietas da moda”. Para isso, reunidos em grupos de três a quatro estudantes, pesquisem em fontes confiáveis, como sites de organizações de saúde, os princípios de uma alimentação saudável.

Como estratégia de comunicação, elaborem um infográfico que sintetize as informações coletadas. Com o infográfico pronto, organizem, com o professor e a turma, um debate sobre os prejuízos da perda excessiva de peso em um curto espaço de tempo, assegurando-se de que os argumentos utilizados sejam baseados em evidências científicas e discutindo os possíveis impactos físicos e psicológicos das dietas extremamente restritivas.

Com base nas pesquisas e discussões feitas, elaborem um fólder informativo sobre os riscos das dietas da moda. Lembrem-se de que o texto deve ser claro, acessível e embasado cientificamente.

Avalie se, ao final desta unidade, você:

- Compreende os conceitos fundamentais de Termoquímica, incluindo entalpia, processos endotérmicos e exotérmicos, e consegue aplicá-los em cálculos que envolvam diferentes contextos;
- Assimila os princípios fundamentais da Cinética Química, incluindo os fatores que afetam a rapidez das reações e consegue relacioná-los a processos industriais e fenômenos ambientais, biológicos e cotidianos;
- Consegue interpretar gráficos e dados relacionados às reações químicas, tanto em termos de energia quanto de rapidez;
- Percebe a ação dos catalisadores na otimização de processos químicos e no desenvolvimento de tecnologias mais ambientalmente sustentáveis.

unidade

7

EQUILÍBRIO QUÍMICO

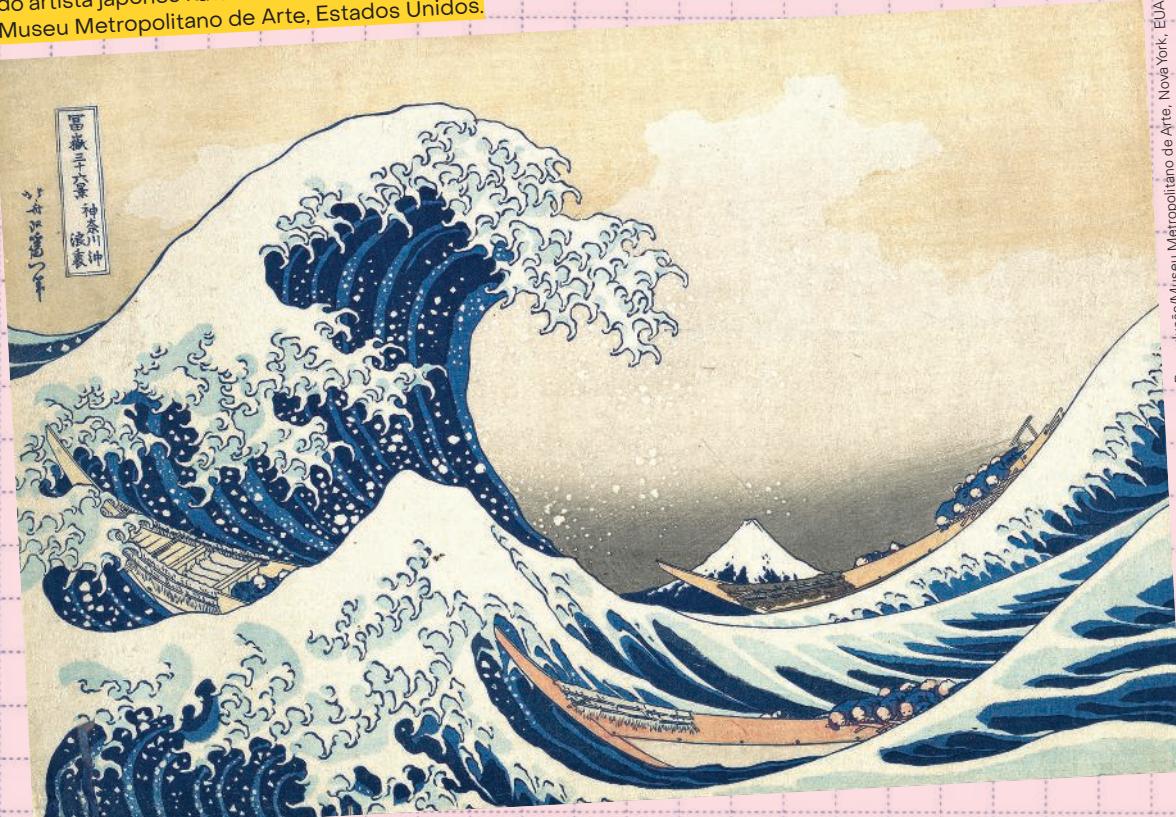
O conceito de equilíbrio químico está presente em diversos aspectos de nossa vida: no nosso organismo, na influência dos oceanos para a regulação do clima e até mesmo em processos industriais relacionados à economia global.

Nesta unidade, vamos estudar como diversos sistemas químicos podem atingir um estado de equilíbrio dinâmico, analisando suas aplicações em diferentes contextos.

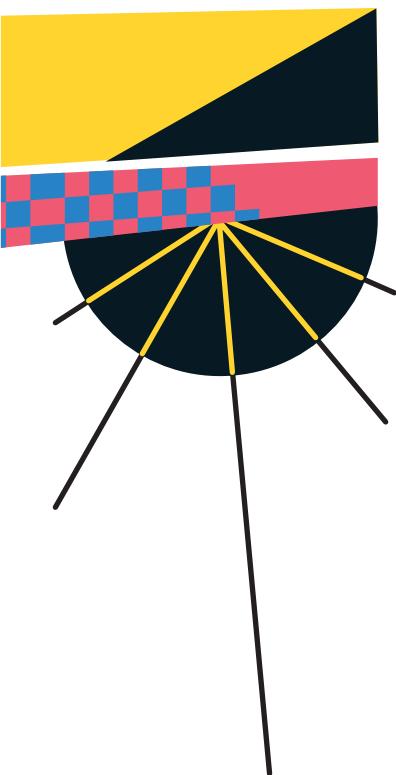
Ao longo desta unidade, vamos estabelecer relações entre os mais diferentes conceitos químicos e os Objetivos de Desenvolvimento Sustentável (ODS) da ONU, evidenciando como a Química pode contribuir com estes objetivos: Saúde e Bem-estar (ODS 3); e Vida na água (ODS 14).

Representação artística A grande onda de Kanagawa, do artista japonês Katsushika Hokusai (1830), xilogravura, Museu Metropolitano de Arte, Estados Unidos.

A foto de abertura da unidade possibilita um trabalho interdisciplinar com os professores de Linguagens e Ciências Humanas e Sociais Aplicadas. A presença de elementos visuais, símbolos, significados e o objetivo pessoal do artista são pontos que podem ser discutidos. Dessa forma, é possível favorecer o desenvolvimento da competência geral 3.



Reprodução/Museu Metropolitano de Arte, Nova York, EUA.



Parque Estadual de Terra Ronca, São Domingos (GO), 2023. As estalactites e as stalagmites são formações rochosas que se desenvolvem no interior das cavernas.

1. Sugirmos que deixe os estudantes livres para compartilhar suas concepções sobre a formação de estalactites e stalagmites.

2. Estalactites e stalagmites formam-se em cavernas pela precipitação de carbonato de cálcio (CaCO_3). A água rica em dióxido de carbono (CO_2) dissolve o calcário, formando bicarbonato de cálcio, que precipita ao liberar CO_2 .

3. O equilíbrio químico é um processo dinâmico no qual as taxas das reações direta e inversa são iguais, mantendo as concentrações dos reagentes e produtos constantes ao longo do tempo.

Processos reversíveis

As estalactites e as stalagmites são formações decorrentes do gotejamento de água através das fendas nas paredes das cavernas de rochas calcárias.

As estalactites se projetam a partir do teto das cavernas, podendo apresentar um aspecto bem longo e afilado. Já as stalagmites vão do solo em direção ao teto das cavernas, sendo mais espessas do que as estalactites, devido ao seu tipo de formação. A junção ocasional dessas estruturas pode resultar na ocorrência de colunas que se espalham pelas cavernas.

Entre outras localidades, esse fenômeno pode ser observado na Caverna do Diabo, localizada no Parque Estadual Caverna do Diabo, no município de Eldorado, no estado de São Paulo, como também no Parque Estadual de Terra Ronca, no município de São Domingos, no estado de Goiás.



Andre Dib/Pulsar Imagens

Início de conversa



Ao promover um momento para expressão de informações, ideias e opiniões, esta seção favorece o desenvolvimento da competência geral 4.

1. Você já visitou cavernas com estalactites ou stalagmites? Compartilhe a experiência com os colegas.
2. Você sabe quais são as substâncias envolvidas na formação das estalactites e das stalagmites? Se sim, compartilhe com a turma.
3. Muitas vezes, ao pensarmos em uma situação de equilíbrio, imaginamos que esse conceito está relacionado ao fato de um objeto (ou sistema) se manter inalterado. Será que essa concepção pode ser totalmente aplicada ao conceito de equilíbrio químico? Para você, o que é equilíbrio químico?

Sugerimos que, se possível, converse com a coordenação escolar e organize uma excursão para visitar locais com esses tipos de formações, desde que seja viável. A excursão pode ser alinhada e organizada com professores de outros componentes, como o de Geografia.

Equilíbrios químicos

Você já ouviu falar do galinho do tempo? Observe a imagem a seguir e entenda melhor. Para iniciar o estudo sobre equilíbrios químicos, vamos tomar como exemplo esse objeto de decoração de origem portuguesa.



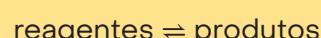
O galinho fica cor-de-rosa em ambiente úmido (com alta umidade) e azul em ambiente seco (com baixa umidade).

O cloreto de cobalto é utilizado em cartões indicadores de umidade para garantir o armazenamento adequado de produtos eletrônicos, ou seja, livre de umidade. Contudo, devido à toxicidade dos compostos de cobalto para o sistema respiratório e a pele, diretrizes europeias recomendam sua substituição por outros indicadores.

O corpo do galinho do tempo é coberto por um sal denominado **cloreto de cobalto** (COCl_2). Esse sal pode ser encontrado na forma anidra (sem água na formulação) ou na forma hidratada (com água na formulação). Na forma anidra, ele apresenta coloração azulada e, na forma hidratada, coloração rosada.

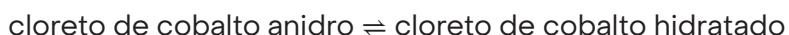
A mudança de cor observada no galinho é reversível e depende da umidade do ar: quando o ar está úmido, ocorre a formação da forma hidratada e o galinho fica cor-de-rosa; quando o ar está seco, acontece a formação da forma anidra, e o galinho fica azul. Em outras palavras, podemos dizer que existe um equilíbrio entre as formas anidra e hidratada.

Chamamos de **equilíbrio químico** um processo dinâmico no qual os reagentes são constantemente convertidos em produtos (reação direta) e os produtos são constantemente convertidos em reagentes (reação inversa). Em uma equação química, o equilíbrio pode ser representado por duas semissetas em direções opostas.



O Brasil é um dos maiores importadores mundiais desse tipo de fertilizantes. Os principais fornecedores de fertilizantes nitrogenados para o Brasil são: Rússia, China e países do Oriente Médio. Esse e outros tipos de fertilizantes são essenciais para a produção de soja, milho e cana-de-açúcar em nosso país.

No exemplo do galinho do tempo, o equilíbrio químico pode ser representado pela seguinte equação:

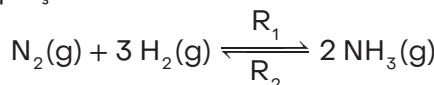


Outro exemplo de equilíbrio químico está relacionado à síntese da amônia (NH_3), uma das cinco substâncias mais produzidas no mundo. Sua importância está relacionada ao seu uso direto como fertilizante, como matéria-prima para a fabricação de **fertilizantes nitrogenados** e na produção de explosivos e plásticos.

Recomendamos enfatizar aos estudantes que tanto a reação direta quanto a reação inversa acontecem simultaneamente desde o início da reação. O que muda em equilíbrio é que a velocidade dessas reações se igualam. Outro ponto importante de ser ressaltado é que todos os participantes da reação estão presentes ao mesmo tempo, resultando em colisões entre reagentes, produtos e entre reagentes e produtos constantemente, em um mesmo espaço.

Em 1898, o químico escocês Sir William Ramsay (1852–1916) apontou que, em meados do século XX, em decorrência da escassez de fertilizantes nitrogenados, ocorreria uma redução desastrosa na produção de alimentos em todo o mundo. Na época, o nitrogênio era obtido de depósitos naturais de nitrato de sódio (NaNO_3) e de nitrato de potássio (KNO_3) ou de excrementos de aves marinhas.

A previsão de Ramsay não se concretizou, devido aos trabalhos de dois alemães, no início do século XX: o químico Fritz Haber (1868–1934), que desenvolveu em laboratório a síntese da amônia a partir de seus elementos constituintes, e o engenheiro Carl Bosch (1874–1940), que adaptou esse processo para a produção industrial. A reação pode ser simplificada pela seguinte equação:



Na reação direta, ocorre o consumo de N_2 e H_2 para a formação da NH_3 com rapidez R_1 . Simultaneamente, acontece a reação inversa: a NH_3 é decomposta, formando N_2 e H_2 , com rapidez R_2 .

Um processo reversível como esse entra em equilíbrio químico quando a rapidez da reação direta (R_1) se iguala à da reação inversa (R_2). Esta relação é representada no gráfico.

Como consequência dessa situação, não são mais observadas mudanças nas concentrações dos componentes da mistura, ou seja, a quantidade de cada substância que participa do processo permanece constante. Pode-se representar graficamente a concentração das substâncias que fazem parte da síntese da amônia como foi feito no "Gráfico da concentração para a síntese da amônia, em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, em função do tempo".

Os equilíbrios químicos envolvendo gases só são observados em sistemas fechados, sob temperatura e pressão constantes.

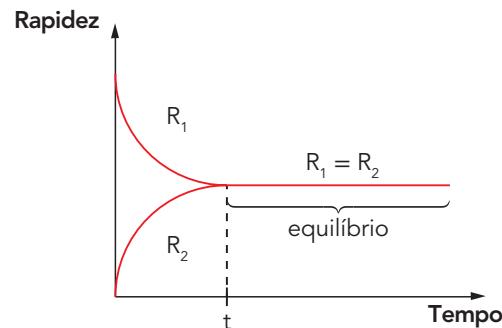
É importante lembrar que em um equilíbrio químico:

- as reações direta e inversa ocorrem simultaneamente;
- a rapidez da reação direta é sempre igual à rapidez da reação inversa;
- a quantidade das substâncias que participam do equilíbrio é constante;
- todos os participantes estarão presentes.



Nitrito de potássio, um fertilizante nitrogenado.

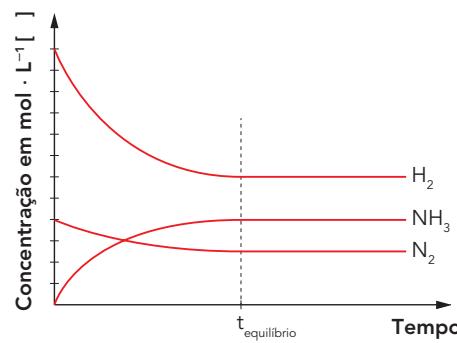
Gráfico da rapidez de uma reação em função do tempo



Banco de imagens/Arquivo da editora

O equilíbrio químico é atingido quando a rapidez da reação direta se iguala à da reação inversa; no gráfico, indicado como instante t .

Gráfico da concentração para a síntese da amônia, em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, em função do tempo



Banco de imagens/Arquivo da editora

A concentração dos gases reagentes e da amônia não se altera após o momento em que o sistema entra em equilíbrio.

O debate sobre a utilização de conhecimentos químicos no contexto da Primeira Guerra Mundial favorece o desenvolvimento da habilidade EM13CNT304 e da competência geral 1. As atividades também favorecem o desenvolvimento das competências gerais 4, 7 e 9. Além disso, a seção mobiliza o TCT Ciência e Tecnologia.

História em foco

Mondadori Portfolio/Archivio Marco Piraccini/Marco Piraccini/Mondadori via Getty



Em 1919, Fritz Haber recebeu o Prêmio Nobel de Química pela síntese da amônia.

Scherl/Süddeutsche Zeitung Photo/Fotoarena



Em 1931, Carl Bosch recebeu, com Friedrich Bergius, o Prêmio Nobel de Química pelo trabalho com métodos químicos de alta pressão.

O processo Haber

O processo Haber foi desenvolvido no início do século XX, antes do início da Primeira Guerra Mundial. Antes disso, as fontes de nitrogênio para a produção de fertilizantes incluíam nitrato de sódio (NaNO_3) – denominado também salitre do Chile – e guano, uma excreta proveniente de aves marinhas, morcegos e focas.

Durante o século XX, diversos processos foram desenvolvidos para fixar o nitrogênio atmosférico. Um desses corresponde ao denominado processo Haber, que avançou por meio do trabalho de dois alemães, Fritz Haber e Karl Bosch (o processo também pode ser denominado Haber-Bosch).

Durante a Primeira Guerra Mundial, a amônia feita pelo processo Haber foi utilizada para a produção de explosivos. Essa foi uma das vantagens para a Alemanha, uma vez que, ao terem desenvolvido o processo Haber, não dependiam de outras nações para a obtenção das substâncias químicas necessárias para a síntese de amônia.

FHSST Authors. *Textbooks for High School Students Studying the Sciences Chemistry*: Grades 10-12. Cape Town: FHSST, 2008. p. 452. (The Free High School Science Texts). Tradução dos autores.

A partir da leitura do texto, responda às questões. Em seguida, compartilhe suas respostas com os colegas. [Respostas pessoais. Consulte o Manual do Professor.](#)

1. O cientista alemão Fritz Haber, atuou, durante a Primeira Guerra Mundial, como auxiliar do exército alemão, sendo um dos responsáveis pela chamada “guerra química”, ou seja, a utilização de gases tóxicos como armas de guerra.

- Você considera ético um cientista auxiliar na produção de armas químicas? Justifique sua resposta.
- De que outro modo você acha que os cientistas citados no texto poderiam ter utilizado seus conhecimentos durante a guerra?

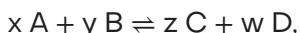
Sugerimos que esta seção seja trabalhada em conjunto com o professor de História, favorecendo a interdisciplinaridade com a área de Ciências Humanas e Sociais Aplicadas.

Constante de equilíbrio (K_c)

A Química é uma ciência fundamentalmente baseada em experimentos. Um exemplo disso foi o desenvolvimento do conceito de equilíbrio.

A partir de experimentos e observações de diversas reações químicas, dois químicos noruegueses, Cato Maximilian Guldberg (1836–1902) e Peter Waage (1833–1900), propuseram, em 1864, a lei de ação das massas como uma descrição geral da condição de equilíbrio.

Guldberg e Waage postularam que, em uma reação elementar em equilíbrio, do tipo



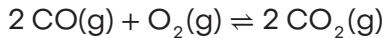
A, B, C e D representam espécies químicas e x, y, z e w são seus coeficientes na equação balanceada.

A lei de ação das massas do sistema em equilíbrio químico é expressa por:

$$K_c = \frac{[C]^z \cdot [D]^w}{[A]^x \cdot [B]^y}$$

Os colchetes, [], indicam as concentrações, em mol/L, das espécies químicas em equilíbrio, e K_c é a constante de equilíbrio, em termos de concentração.

Observe um exemplo da expressão para **equilíbrio homogêneo**:



$$K_c = \frac{[\text{CO}_2]^2}{[\text{CO}]^2 \cdot [\text{O}_2]}$$

No **equilíbrio heterogêneo**, os sólidos e os líquidos puros, apesar de participarem dos equilíbrios, apresentam concentrações constantes a determinada temperatura, independentemente de estarem ou não em estado de equilíbrio.

Para exemplificar esse fato, considere que temos dois frascos de tamanhos diferentes com água e que a densidade da água é igual a 1 g/mL a 4 °C. No frasco menor, temos 1,0 L de água, correspondendo a 1000 g. No frasco maior, de 2,0 L, temos 2000 g de água.

Como a massa molar da água é igual a 18 g/mol, é possível calcular a quantidade em mol dessa substância em cada frasco.

Frasco I:

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{m}{M} = \frac{1000}{18} = 55,5 \text{ mol de água}$$

Frasco II:

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{m}{M} = \frac{2000}{18} = 111 \text{ mol de água}$$

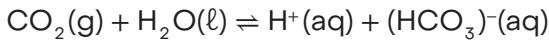
As concentrações em mol/L nos frascos I e II são:

$$[\text{H}_2\text{O}]_I = \frac{n}{V} = \frac{55,5 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 55,5 \text{ mol/L}$$

$$[\text{H}_2\text{O}]_{II} = \frac{n}{V} = \frac{111 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 55,5 \text{ mol/L}$$

Mesmo com a quantidade de água sendo diferente em cada frasco, a concentração (mol/L) permaneceu constante. Essa característica também é comum aos participantes sólidos. Por esse motivo, líquidos puros e sólidos não devem ser representados nas expressões da constante de equilíbrio.

Considerando o equilíbrio:



A expressão da constante de equilíbrio será:

$$K_c = \frac{[\text{H}^+] \cdot [(\text{HCO}_3)^-]}{[\text{CO}_2]}$$

Observe a seguir a representação esquemática de um sólido participante de um equilíbrio.



equilíbrio homogêneo:
equilíbrio químico no qual todos os componentes participantes estão na mesma fase.

equilíbrio heterogêneo:
equilíbrio químico no qual pelo menos um dos componentes está em uma fase diferente dos demais.

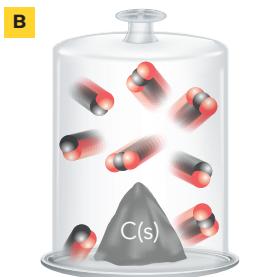
#Fica a dica!

Qual é o segredo do galinho do tempo?

Conheça neste vídeo um pouco da história do galinho do tempo e uma série que explicam seu funcionamento. Disponível em: <https://tedit.net/drtp1r>. Acesso em: 2 out. 2024.



Ericson Guilherme Luciano/Arquivo da editora



Representação esquemática de equilíbrio químico heterogêneo (entre CO e CO₂). A e B possuem diferentes quantidades de sólido, no entanto, a quantidade de moléculas de [CO₂] e [CO] permanece inalterada.

Cores fantasia.

Elementos representados em tamanhos não proporcionais entre si.

Analisando a representação é possível observar que, mesmo alterando a quantidade de sólido (C), a quantidade de moléculas de cada participante no estado gasoso não se alterou.

Assim, a expressão da constante de equilíbrio será:

$$K_c = \frac{[\text{CO}_2]}{[\text{CO}]^2}$$

A seguir, apresentaremos outra maneira de compreender a constante de equilíbrio, quando existe um componente sólido na reação:



Inicialmente, escrevemos a expressão da constante de equilíbrio representada por K_c:

$$K_{c'} = \frac{[\text{CO}_2] \cdot [\text{C}]}{[\text{CO}]^2}$$

No entanto, devemos considerar que os sólidos apresentam concentrações constantes, independentemente de estarem ou não em equilíbrio.

Considerando que a concentração do carbono (C) é constante, podemos deslocá-lo para o primeiro membro da equação, no qual temos o valor da constante. Assim, a expressão da constante de equilíbrio pode ser demonstrada por:

$$\underbrace{\frac{K_{c'}}{[\text{C}]}}_{\text{constante}} = \frac{[\text{CO}_2]}{[\text{CO}]^2}$$

Logo, a razão $\frac{K_{c'}}{[\text{C}]}$ é uma constante e corresponde à constante de equilíbrio K_c:

$$K_c = \frac{[\text{CO}_2]}{[\text{CO}]^2}$$

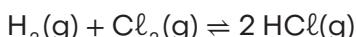
Constante de equilíbrio (K_p)

Nos exemplos anteriores, expressamos a constante de equilíbrio em termos de K_c, ou seja, em termos de concentração mol/L.

Podemos também expressar a constante de equilíbrio em termos de pressões parciais, em equilíbrios nos quais pelo menos um dos participantes é um gás.

Nesse caso, representamos a constante de equilíbrio por K_p.

Como exemplo, vamos utilizar o seguinte equilíbrio:



$$K_c = \frac{[\text{HCl}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{Cl}_2]}$$

$$K_p = \frac{(\text{P}_{\text{HCl}})^2}{(\text{P}_{\text{H}_2}) \cdot (\text{P}_{\text{Cl}_2})}$$

Na expressão, só devem ser representados os componentes gasosos. Tanto K_c como K_p (constantes de equilíbrio) só variam com a temperatura.

Cálculo da constante de equilíbrio

Vamos, agora, compreender como é determinado o valor da constante de equilíbrio (K_c).

O quadro a seguir apresenta os valores de concentração dos reagentes e dos produtos de uma reação reversível em três momentos: no **início** da reação, **durante** a reação e quando o equilíbrio é **atingido**.

	2 CO(g)	$+ \text{ O}_2(\text{g})$	\rightleftharpoons	$2 \text{ CO}_2(\text{g})$
Início	20 mol	10 mol		0
Durante	consome X	consome Y		forma Z
Equilíbrio	W mol	T mol		10 mol

Como a quantidade de CO_2 no início era igual a zero e no equilíbrio há 10 mol, podemos concluir que ocorreu um consumo de 10 mol de CO e 5 mol de O_2 , pois a proporção estequiométrica é de:

	2 CO(g)	$+ \text{ O}_2(\text{g})$	\rightleftharpoons	$2 \text{ CO}_2(\text{g})$
Proporção	2	1		2

Assim, temos:

	2 CO(g)	$+ \text{ O}_2(\text{g})$	\rightleftharpoons	$2 \text{ CO}_2(\text{g})$
Início	20 mol	10 mol		0
Proporção	consome 10 mol	consome 5 mol		forma 10 mol
Equilíbrio	10 mol	5 mol		10 mol

Logo, as concentrações em mol/L no equilíbrio são:

$$[\text{CO}] = \frac{10 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 10 \text{ mol/L} \quad [\text{O}_2] = \frac{5 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 5 \text{ mol/L}$$

$$[\text{CO}_2] = \frac{10 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 10 \text{ mol/L}$$

Se substituirmos esses valores na expressão da K_c , temos:

$$K_c = \frac{[\text{CO}_2]^2}{[\text{CO}]^2 \cdot [\text{O}_2]} \Rightarrow \frac{(10)^2}{(10)^2 \cdot (5)} \Rightarrow K_c = 0,2$$

Ou, simplesmente, $K_c = 0,2$.

A dedução da K_c envolve conceitos termodinâmicos que não são objeto de nosso estudo e que evidenciam que a K_c é adimensional (não tem unidade). Por isso, você notará que a K_c aparecerá como um número puro.



ATIVIDADES

Não escreva no livro

Esta atividade favorece o desenvolvimento da habilidade EM13CNT205.

- Observe os gráficos a seguir.

Concentração

Tempo

t₁ t₂

Rapidez

Tempo

t₃ t₄
- No instante t_1 , as concentrações de reagentes e produtos são iguais. **1. I.** Verdadeira.
- No instante t_1 , o equilíbrio está estabelecido. **1. II.** Falsa. O equilíbrio é alcançado em t_2 .
- No instante t_2 , o equilíbrio está estabelecido. **1. III.** Verdadeira.
- A curva 3 representa a rapidez da reação inversa. **1. IV.** Falsa. A curva 3 representa a reação direta.
- Em t_4 , a rapidez das reações direta e inversa é igual e o equilíbrio está estabelecido. **1. V.** Verdadeira.

Banco de imagens/
Arquivo da editora

Considerando as informações, indique se as afirmações são verdadeiras ou falsas.

- 2.** Os óxidos de enxofre (SO_2 e SO_3) são óxidos ácidos e responsáveis pela chuva ácida em ambientes poluídos. Esses óxidos podem estabelecer um equilíbrio, entre si, em determinadas condições:



No quadro a seguir, apresentamos a concentração de SO_3 em determinados momentos.

Concentração de SO_3 em diferentes instantes

Tempo	Concentração de SO_3 em mol/L
t_1	20
t_2	10
t_3	6
t_4	6
t_5	6

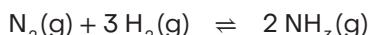
2a. Consulte o Manual do Professor.

a) Escreva a expressão da constante de equilíbrio e faça um gráfico a partir dos dados da tabela.

b) A partir de que instante o equilíbrio se estabelece? Justifique sua resposta.

2b. A partir do instante 3. A resposta pode ser justificada por meio do gráfico constituído no item anterior.

- 3.** Em condições adequadas de pressão e de temperatura e com catalisador apropriado, o gás N_2 reage com o gás H_2 , produzindo gás amônia.



À temperatura de 500°C , a constante do equilíbrio representado é igual a $1,0 \cdot 10^2$.

Sabendo que nessa temperatura as concentrações de NH_3 e H_2 são, respectivamente, $1 \cdot 10^{-2}$ mol/L e $1 \cdot 10^{-1}$ mol/L, calcule a concentração em mol/L do N_2 .

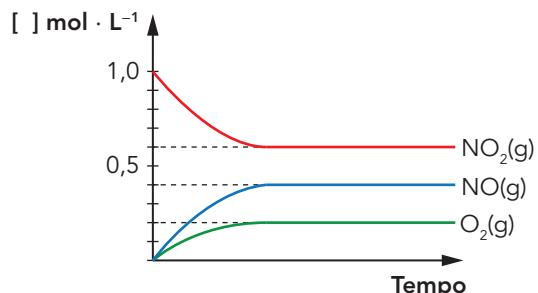
- 4.** Os óxidos de nitrogênio (NO e NO_2) são conhecidos poluentes atmosféricos (poluentes primários e responsáveis pela acidez das chuvas, redução da camada de ozônio e formação de oxidantes fotoquímicos – smog).

O diagrama a seguir representa um equilíbrio entre esses óxidos.

Interprete o diagrama e determine o valor de K_c para o equilíbrio.

3. $K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^3}$. Utilizando os valores fornecidos pelo enunciado,

$$1 \cdot 10^2 = \frac{(1 \cdot 10^{-2})^2}{[\text{N}_2] \cdot (1 \cdot 10^{-1})^3} \Rightarrow [\text{N}_2] = \frac{1 \cdot 10^{-4}}{1 \cdot 10^{-1}} \Rightarrow \\ \Rightarrow [\text{N}_2] = 1 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L.}$$



Banco de imagens/Arquivo da editora

O químico francês Henry Louis Le Chatelier (1850-1936) foi um dos primeiros cientistas a relacionar os princípios da Termodinâmica às reações químicas. Dedicou-se ao estudo das maneiras de produzir deslocamentos nos equilíbrios químicos, o que é fundamental para a indústria, permitindo a produção de maior quantidade de determinado produto de forma mais rápida e com menor custo.

Deslocamento do equilíbrio

Como já estudamos anteriormente, quando um sistema se encontra em equilíbrio, a rapidez da reação direta é igual à da reação inversa e as concentrações permanecem constantes.

Porém, se o sistema em equilíbrio for perturbado por variação de temperatura, pressão ou concentração de um dos participantes, o equilíbrio se deslocará no sentido da reação em que o efeito da perturbação seja minimizado. Esse comportamento ficou conhecido como princípio de **Le Chatelier**.

Vamos analisar a seguir alguns efeitos que podem provocar o deslocamento de um equilíbrio químico.

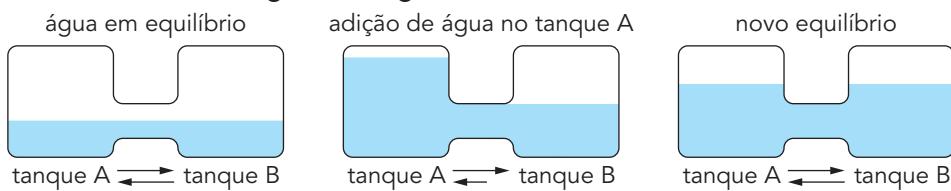
- 4.** Para a reação $2\text{NO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$, escrevemos a expressão da constante de equilíbrio: $K_c = \frac{[\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]}{[\text{NO}_2]^2}$. Aplicados os valores das concentrações no equilíbrio fornecidos pelo gráfico, temos: $K_c = \frac{(0,4)^2 \cdot 0,2}{(0,6)^2} = 0,089$.

Efeito da concentração

Uma analogia utilizada pela professora emérita de química Karen Timberlake, da Universidade Valley, de Los Angeles, pode ser útil para compreender o comportamento de um equilíbrio químico.

Observe as imagens a seguir.

Ericson Guilherme Luciano/
Arquivo da editora



Cores fantasia.

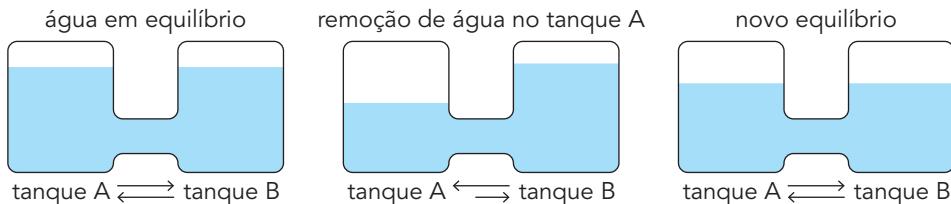
Elementos representados em tamanhos não proporcionais entre si.

Representação esquemática de dois tanques conectados com água em três situações: inicial, com adição de água no tanque A e final.

As imagens mostram dois tanques conectados, com água preenchendo parcialmente o conector entre elas. Logo que se adiciona água ao tanque **A** até preenchê-lo, observamos um fluxo de água no sentido do tanque **B**, até que ambos os tanques apresentem o mesmo volume de água. A partir desse momento, o volume dos tanques permanecerá o mesmo e dizemos que o **equilíbrio foi atingido**. No entanto, é importante ressaltar que a água continuará movimentando-se constantemente entre os tanques.

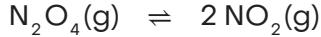
O que aconteceria se alterássemos o equilíbrio atingido? Voltemos à nossa analogia. Por exemplo, ao drenar a água do tanque **A**, haveria um fluxo de água no sentido desse tanque até que, novamente, ambos os tanques apresentassem o mesmo volume de água. Desse modo, um novo estado de equilíbrio seria atingido, conforme pode ser observado nas imagens a seguir.

Ericson Guilherme Luciano/
Arquivo da editora



Representação esquemática de dois tanques conectados com água em três situações: inicial, com remoção de água no tanque A e final.

Vamos analisar agora o efeito da concentração em uma reação química:



Ao adicionarmos $NO_2(g)$ ao sistema que está em equilíbrio, vamos provocar uma perturbação. De acordo com o princípio de Le Chatelier, o equilíbrio se desloca para minimizar a perturbação; sendo assim, ele deverá se deslocar para a formação de $N_2O_4(g)$, consumindo parte do $NO_2(g)$ adicionado:

No equilíbrio	$N_2O_4(g) \xrightleftharpoons[R \text{ inversa}]{R \text{ direta}} 2NO_2(g)$	$R \text{ direta} = R \text{ inversa}$
Perturbação do equilíbrio pela adição de NO_2	$N_2O_4(g) \xrightleftharpoons[R \text{ inversa}]{R \text{ direta}} 2NO_2(g)$	$R \text{ direta} < R \text{ inversa}$
O equilíbrio é restabelecido	$N_2O_4(g) \xrightleftharpoons[R \text{ inversa}]{R \text{ direta}} 2NO_2(g)$	$R \text{ direta} = R \text{ inversa}$

Note que, ao adicionarmos $\text{NO}_2(\text{g})$ ao sistema em equilíbrio, ocorre um aumento na sua concentração, o que resulta no aumento do número de colisões e, consequentemente, no aumento da rapidez da reação inversa, favorecendo a formação de $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$.

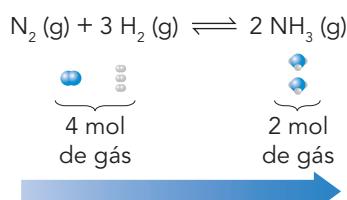
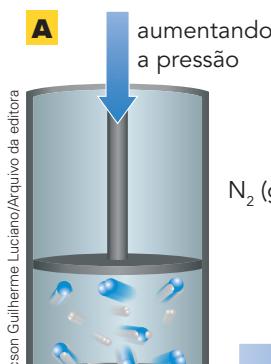
Com o decorrer da reação, a concentração de $\text{NO}_2(\text{g})$ diminui até o momento em que a concentração de $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$ aumenta, atingindo uma nova situação de equilíbrio.

Caso seja feita a adição de $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$ ao sistema em equilíbrio, ocorrerá um aumento em sua concentração. Em seguida, parte do que foi adicionado será consumida para formar $\text{NO}_2(\text{g})$.

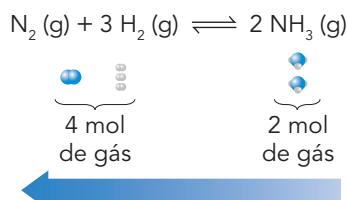
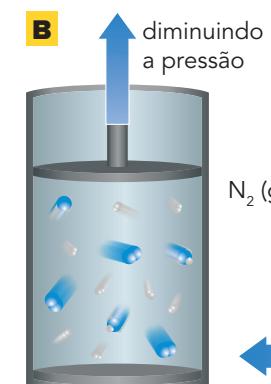
No equilíbrio	$\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \xrightleftharpoons[\text{R inversa}]{\text{R direta}} 2 \text{NO}_2(\text{g})$	$\text{R direta} = \text{R inversa}$
Perturbação do equilíbrio pela adição de N_2O_4	$\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \xrightleftharpoons[\text{R inversa}]{\text{R direta}} 2 \text{NO}_2(\text{g})$	$\text{R direta} > \text{R inversa}$
O equilíbrio é restabelecido	$\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \xrightleftharpoons[\text{R inversa}]{\text{R direta}} 2 \text{NO}_2(\text{g})$	$\text{R direta} = \text{R inversa}$

Cores fantasia.

Elementos representados em tamanhos não proporcionais entre si.



o equilíbrio se desloca para a direita
(menor número de mol – menor volume).



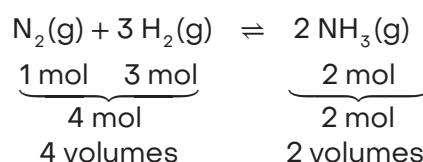
o equilíbrio se desloca para a esquerda
(maior número de mol – maior volume).

Representação esquemática do efeito da pressão no deslocamento de um equilíbrio químico.

A hipótese de Avogadro foi apresentada no tema 11. Caso julgue pertinente, crie um momento para relembrar com os estudantes essas relações.

Para entendermos o efeito da variação da pressão nos equilíbrios químicos, é necessário relembrar a hipótese de Avogadro. Essa hipótese considera que volumes iguais de diferentes gases, à mesma temperatura e pressão, têm a mesma quantidade de matéria, em mol. Dessa forma, em condições normais de temperatura e pressão (CNTP), ou seja, 273 K de temperatura e 1 atm de pressão, 1 mol de qualquer gás ocupa 22,4 L.

Com o intuito de verificar os efeitos da variação de pressão em um equilíbrio, vamos considerar o equilíbrio, a uma temperatura constante:

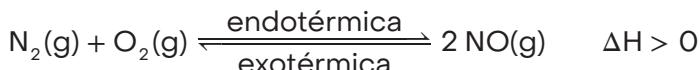


Um aumento de pressão deslocará o equilíbrio no sentido do menor volume, ou seja, favorecendo a formação do $\text{NH}_3(\text{g})$, como mostrado na ilustração **A**.

Caso haja uma diminuição da pressão, o equilíbrio se deslocará no sentido de maior volume, isto é, favorecendo a formação de $\text{N}_2(\text{g})$ e $3 \text{H}_2(\text{g})$, como mostrado na ilustração **B**.

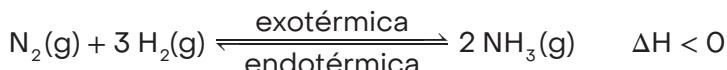
Efeito da temperatura

Embora os fatores que acabamos de estudar possam deslocar o equilíbrio de uma reação reversível, eles não alteram a constante de equilíbrio, pois ela só se altera em função da temperatura. Aumentar a temperatura favorece a reação que absorve calor (reação endotérmica), enquanto diminuir a temperatura favorece a reação que libera calor (reação exotérmica). Observe o equilíbrio a seguir.



A indicação de variação de entalpia ao lado de uma reação reversível se refere à reação direta. No exemplo anterior: a reação direta é endotérmica, ou seja, absorve calor. Por isso, a variação de entalpia (ΔH) será sempre maior que zero. Assim, se aumentarmos a temperatura, favoreceremos a reação endotérmica, fazendo com que o equilíbrio se desloque para a formação do produto. Dessa forma, teremos aumento na concentração de NO e diminuição nas concentrações de N_2 e O_2 .

Considere outro exemplo:



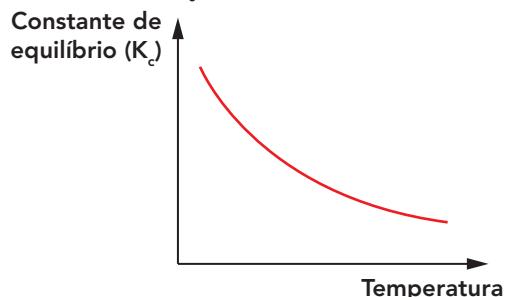
Se o sistema for resfriado, a reação exotérmica será favorecida. Como nesse caso a reação direta é exotérmica, o equilíbrio se desloca para a direita. Repare que, para as reações exotérmicas, a ΔH é sempre menor que zero.

Caso também desejarmos relacionar a variação da temperatura com a constante de equilíbrio (K_c), deveremos considerar que uma elevação da temperatura favorece a reação endotérmica. Então, nesse último exemplo, as concentrações de N_2 e H_2 aumentam e a concentração de NH_3 diminui, fazendo com o valor da K_c diminua:

$$K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2] \cdot [H_2]^3} \downarrow \Rightarrow K_c \text{ diminui}$$

O gráfico mostra a variação da K_c em função da temperatura para a reação. Repare na diminuição do valor da K_c conforme a temperatura aumenta.

Gráfico da variação da constante de equilíbrio pela temperatura para uma reação exotérmica



Para uma reação exotérmica, ocorre a diminuição do valor da K_c conforme a temperatura aumenta.

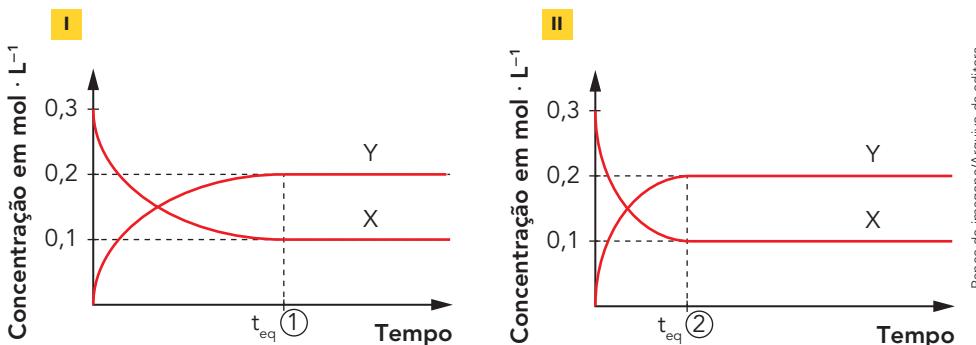
Banco de imagens/Arquivo da editora

Efeito de um catalisador

Como estudamos anteriormente, um catalisador é uma substância que aumenta a rapidez de uma reação química, mas não participa dela. Assim, os catalisadores aceleram igualmente as reações direta e inversa, fazendo com que alcancem seu equilíbrio mais rápido, ou seja, **eles não favorecem nenhum dos sentidos da reação**.

Os gráficos a seguir relacionam o comportamento de uma mesma reação reversível sem a presença de um catalisador (gráfico I) e com um catalisador (gráfico II). Note que no gráfico II o equilíbrio foi estabelecido em um tempo menor, o que caracteriza a ação de um catalisador.

Gráficos da concentração, em mol · L⁻¹, em função do tempo para uma reação química sem a presença de um catalisador e com a presença de um catalisador



Os catalisadores não favorecem nenhum sentido do equilíbrio. Entretanto, na presença de um catalisador, o equilíbrio é estabelecido em um tempo menor.

Banco de imagens/Arquivo da editora

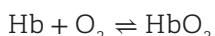
Integrando as Ciências



Reprodução/ONU

Equilíbrio oxigênio-hemoglobina e hipóxia

O transporte de oxigênio envolve um equilíbrio entre a hemoglobina (Hb), o oxigênio e a oxi-hemoglobina (HbO_2).



Quando o nível de O_2 é alto nos alvéolos pulmonares, a reação favorece o produto HbO_2 . Nos tecidos, onde a concentração de O_2 é baixa, a reação reversa libera oxigênio da hemoglobina.

Sob pressão atmosférica normal (1 atm), o oxigênio se difunde no sangue porque a pressão parcial de oxigênio nos alvéolos é maior que a pressão do sangue. A altitudes superiores a 2,4 km, a diminuição na pressão atmosférica causa redução significativa na pressão parcial de oxigênio, o que significa que há menos desse gás disponível para tecidos do sangue e do corpo.

A diminuição da pressão atmosférica em maiores altitudes reduz a pressão parcial do oxigênio inalado, o que faz com que haja menos pressão motriz para a troca de gases nos pulmões. [...]

Quando os níveis de oxigênio caem, uma pessoa pode ter hipóxia, cujos sintomas incluem aumento da frequência respiratória, dor de cabeça, diminuição da acuidade mental, fadiga, redução da coordenação motora, náusea, vômito [...].

De acordo com o princípio de Le Chatelier, observa-se que a diminuição do oxigênio desloca o equilíbrio para a esquerda. Esse deslocamento diminui a concentração de HbO_2 e produz a condição de hipóxia.

O tratamento imediato da doença da altitude consiste em hidratação, descanso e, se necessário, deslocamento para uma altitude mais baixa. São necessários cerca de dez dias para uma pessoa se adaptar a níveis mais baixos de oxigênio.

Durante esse período, a medula óssea aumenta a produção de glóbulos vermelhos, que fornecem mais hemoglobina. [...] Essa elevação da hemoglobina produz um deslocamento do equilíbrio na direção do produto HbO_2 . Com o tempo, a maior concentração de HbO_2 fornecerá mais oxigênio aos tecidos, fazendo com que os sintomas de hipóxia diminuam.

Para alguém que escala montanhas altas, por exemplo, é importante parar e se aclimatar por vários dias a maiores altitudes. Para grandes altitudes, pode ser necessário usar um tanque de ar comprimido.

TIMBERLAKE, Karen. *Chemistry: An Introduction to General, Organic, and Biological Chemistry*. 12th ed. New Jersey: Prentice Hall, 2014. p. 334.
Tradução dos autores.

Sugerimos que esta seção seja trabalhada em conjunto com o professor de Biologia, favorecendo a interdisciplinaridade com esse componente curricular.

O tópico abordado mobiliza o TCT Saúde.

Ao propor a pesquisa e a análise das adaptações fisiológicas dos animais para a sobrevivência em altitudes elevadas, a atividade 1 favorece o desenvolvimento da habilidade EM13CNT203 e das competências gerais 2, 4 e 5. A atividade 2 tem o objetivo de trabalhar a leitura inferencial de textos. Ao buscar informações no texto e refletir sobre as perguntas propostas, é possível mobilizar as competências gerais 2 e 4.



A hipóxia pode ocorrer em grandes altitudes, onde a concentração de oxigênio é menor.

1. Faça uma pesquisa em fontes de informação confiáveis sobre possíveis adaptações fisiológicas que possibilitam a sobrevivência de animais em altitudes elevadas. Registre as informações encontradas no caderno.

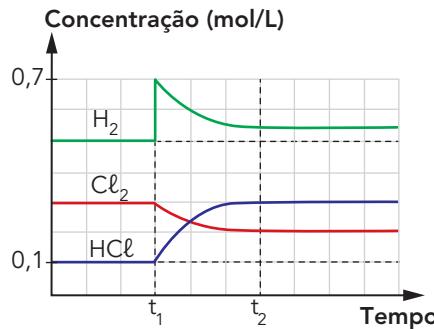
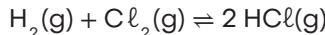
2. A partir do texto apresentado, como você considera que um time de futebol acostumado a jogar em baixas altitudes deveria proceder para não ser prejudicado, caso tivesse uma partida em um local de maior altitude?

Consulte o Manual do Professor.



ATIVIDADES

- 1.** O diagrama a seguir se refere a este equilíbrio, ao qual se aplica o princípio de Le Chatelier:



Analise o diagrama e, com base em seus conhecimentos, responda às questões.

- a)** Qual substância foi retirada ou adicionada no instante t₁? Como se comportou o sistema em equilíbrio?

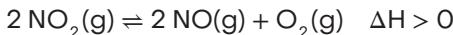
1a. Consulte o Manual do Professor.

- 1b.** O sistema entrou em equilíbrio. Pelo gráfico, observamos que, após esse instante, a concentração se manteve constante.

Não escreva no livro

- b)** O que aconteceu no instante t₂? Justifique.
c) O valor da constante de equilíbrio é maior, menor ou igual a 1? Justifique.

- 2.** Considere o equilíbrio a seguir.



Como cada uma das seguintes variações afetará a mistura em equilíbrio?

- a)** O₂(g) é adicionado ao sistema.
b) A mistura em equilíbrio é aquecida.
c) O volume do recipiente onde ocorre o equilíbrio é dobrado.
d) A pressão sobre os componentes do equilíbrio é dobrada.
e) Parte do NO(g) é removida.
f) Gás hélio (He) é adicionado ao sistema.

2. Consulte o Manual do Professor.

- 1c.** Utilizando os valores das concentrações a partir de t₂, temos: K = $\frac{[\text{HCl}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{Cl}_2]} = \frac{0,3^2}{0,55 \cdot 0,2} = 0,8$.

o equilíbrio químico envolvendo o oxigênio e a hemoglobina em nosso sangue pode ser associado ao ODS 3 (Saúde e Bem-estar).

Volte a abertura do tema e responda novamente ao que se pede no boxe *Início de conversa*. Compare suas respostas com aquelas que você respondeu anteriormente.

O que você sabia antes de estudar esse tema é diferente do que você sabe agora sobre equilíbrios químicos e processos reversíveis?

Fim de conversa



Neste tema, apresentamos os principais conceitos relacionados ao estado de equilíbrio químico. Estudamos as condições para que o equilíbrio seja estabelecido, assim como a possibilidade de se realizar a previsão quantitativa da formação dos produtos de uma reação, por meio de cálculos envolvendo a sua constante de equilíbrio.

Abordamos a produção de amônia, um importante insumo químico, relaciona-se ao ODS 9 (Indústria, Inovação e Infraestrutura) e como