

# Química

Aluno

## Caderno de Atividades Pedagógicas de Aprendizagem Autorregulada - 01

3ª Série | 1º Bimestre

Disciplina	Curso	Bimestre	Série
Química	Ensino Médio	1º	3ª
<b>Habilidades Associadas</b>			
1. Reconhecer a coexistência de reagentes e produtos (equilíbrio dinâmico) em reações químicas e bioquímicas (ex: metabolismo celular).			
2. Identificar os fatores que perturbam o equilíbrio de uma reação, tais como a concentração das substâncias envolvidas, a temperatura e a pressão (princípio de Le Chatelier).			



GOVERNO DO  
Rio de  
Janeiro

SECRETARIA  
DE EDUCAÇÃO

SOMANDO FORÇAS

## Apresentação

A Secretaria de Estado de Educação elaborou o presente material com o intuito de estimular o envolvimento do estudante com situações concretas e contextualizadas de pesquisa, aprendizagem colaborativa e construções coletivas entre os próprios estudantes e respectivos tutores – docentes preparados para incentivar o desenvolvimento da autonomia do alunado.

A proposta de desenvolver atividades pedagógicas de aprendizagem autorregulada é mais uma estratégia para se contribuir para a formação de cidadãos do século XXI, capazes de explorar suas competências cognitivas e não cognitivas. Assim, estimula-se a busca do conhecimento de forma autônoma, por meio dos diversos recursos bibliográficos e tecnológicos, de modo a encontrar soluções para desafios da contemporaneidade, na vida pessoal e profissional.

Estas atividades pedagógicas autorreguladas propiciam aos alunos o desenvolvimento das habilidades e competências nucleares previstas no currículo mínimo, por meio de atividades roteirizadas. Nesse contexto, o tutor será visto enquanto um mediador, um auxiliar. A aprendizagem é efetivada na medida em que cada aluno autorregula sua aprendizagem.

Destarte, as atividades pedagógicas pautadas no princípio da autorregulação objetivam, também, equipar os alunos, ajudá-los a desenvolver o seu conjunto de ferramentas mentais, ajudando-o a tomar consciência dos processos e procedimentos de aprendizagem que ele pode colocar em prática.

Ao desenvolver as suas capacidades de auto-observação e autoanálise, ele passa a ter maior domínio daquilo que faz. Desse modo, partindo do que o aluno já domina, será possível contribuir para o desenvolvimento de suas potencialidades originais e, assim, dominar plenamente todas as ferramentas da autorregulação.

Por meio desse processo de aprendizagem pautada no princípio da autorregulação, contribui-se para o desenvolvimento de habilidades e competências fundamentais para o aprender-a-aprender, o aprender-a-conhecer, o aprender-a-fazer, o aprender-a-conviver e o aprender-a-ser.

A elaboração destas atividades foi conduzida pela Diretoria de Articulação Curricular, da Superintendência Pedagógica desta SEEDUC, em conjunto com uma equipe de professores da rede estadual. Este documento encontra-se disponível em nosso site [www.conexao professor.rj.gov.br](http://www.conexao professor.rj.gov.br), a fim de que os professores de nossa rede também possam utilizá-lo como contribuição e complementação às suas aulas.

Estamos à disposição através do e-mail [curriculominimo@educacao.rj.gov.br](mailto:curriculominimo@educacao.rj.gov.br) para quaisquer esclarecimentos necessários e críticas construtivas que contribuam com a elaboração deste material.

**Secretaria de Estado de Educação**

## Caro aluno,

Neste caderno, você encontrará atividades diretamente relacionadas a algumas habilidades e competências do 1º Bimestre do Currículo Mínimo de Química da 3ª Série do Ensino Médio. Estas atividades correspondem aos estudos durante o período de um mês.

A nossa proposta é que você, Aluno, desenvolva estas Atividades de forma autônoma, com o suporte pedagógico eventual de um professor, que mediará as trocas de conhecimentos, reflexões, dúvidas e questionamentos que venham a surgir no percurso. Esta é uma ótima oportunidade para você desenvolver a disciplina e independência indispensáveis ao sucesso na vida pessoal e profissional no mundo do conhecimento do século XXI.

Neste Caderno de Atividades, vamos resgatar o conceito de reação química, aprender que este conceito está relacionado com a reorganização de uma ou mais substâncias e que através de uma equação química podemos verificar o significado da palavra “reversibilidade” nas reações do dia a dia. Neste primeiro contato com as reações químicas podemos perceber a tendência ao EQUILÍBRO, mas o que significa equilíbrio? Podemos pensar nas palavras como estabilidade, balanceamento, etc. No dicionário Novo Aurélio a definição para o equilíbrio químico: “estado de um sistema em que não existem diferenças de potencial químico dos diversos componentes e em que, portanto, a composição, do sistema não se altera ao longo do tempo”. Através desta definição, ressaltamos a importância ao estudar este tema e associá-lo ao cotidiano.

Este documento apresenta 05 (cinco) Aulas. As aulas podem ser compostas por uma **explicação base**, para que você seja capaz de compreender as principais ideias relacionadas às habilidades e competências principais do bimestre em questão, e **atividades** respectivas. Leia o texto e, em seguida, resolva as Atividades propostas. As Atividades são referentes a dois tempos de aulas. Para reforçar a aprendizagem, propõe-se, ainda, uma **pesquisa** e uma **avaliação** sobre o assunto.

Um abraço e bom trabalho!

**Equipe de Elaboração**

## Sumário

+ Introdução .....	03
+ Aula 1: Equilíbrio Químico .....	05
+ Aula 2: Deslocamento de Equilíbrio.....	10
+ Aula 3: Pressão influência no equilíbrio.....	14
+ Avaliação .....	18
+ Pesquisa .....	20
+ Referências .....	22

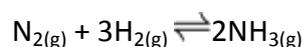
## Aula 1: Equilíbrio Químico

Boa parte da água da Terra está em um constante processo de mudanças. Dos mares, rios e lagos a água passa para a atmosfera, umidificando o ar e formando as nuvens. Das nuvens originam-se as chuvas que alimentam os lençóis freáticos e os rios, levando vida às mais longínquas regiões. As mudanças de estado da água são, portanto, processos reversíveis.

Os processos que não podem retornar aos estados iniciais são chamadas irreversíveis. A queima de combustíveis é um exemplo típico de processo irreversível.

A reversibilidade característica de muitas reações químicas, está associada a condições como: temperatura, pressão e concentração dos reagentes.

Para indicar a reversibilidade das reações, suas equações são representadas com uma seta dupla ( $\rightleftharpoons$ ), indicando que as reações se processam nos dois sentidos.

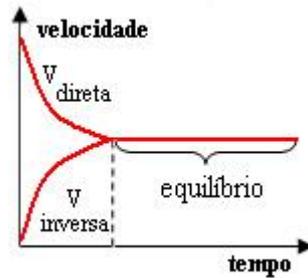


Chamamos de EQUILÍBRIO QUÍMICO a situação na qual a velocidade da reação direta ( $V_1$ ) é igual à velocidade da reação reversa ( $V_2$ ) e as concentrações molares (quantidades) dos reagentes e dos produtos são constantes (não se alteram).

O equilíbrio químico só será atingido quando  $V_1 = V_2$ , e a temperatura permanecer constante. Logo, nos sistemas químicos em equilíbrio:

- ✓ Reagentes, assim como produtos, são consumidos, na mesma proporção nas quais são formados;
- ✓ Reagentes e produtos coexistem em concentrações que não se alteram;
- ✓ A rapidez da reação direta é igual à rapidez da reação inversa;
- ✓ As propriedades macroscópicas do sistema são constantes;
- ✓ O equilíbrio químico é um equilíbrio dinâmico, isto é, a reação não para. É isso que mantém as quantidades de reagentes e produtos constantes.

## GRÁFICO DAS VELOCIDADES DIRETA E REVERSA



<http://www.brasilecola.com/quimica/equilibrios-quimicos.htm>

No início, a velocidade da reação inversa ( $v_2$ ) está zerada, enquanto a velocidade da reação direta ( $v_1$ ) é máxima. Com o passar do tempo, a velocidade da reação inversa aumenta, enquanto a velocidade da reação direta diminui. No instante  $t_e$ , a velocidade das duas reações são igualladas, e o equilíbrio é obtido.

### CONSTANTE DE EQUILÍBRIO ( $K_C$ )

Vamos medir as quantidades de reagentes e produtos de uma reação química?

Quando uma reação química está em equilíbrio, utilizamos um valor numérico para medir as quantidades formadas de produtos e reagentes. Esse valor numérico é chamado de **constante de equilíbrio** ( $K_C$ ).

Essa constante é o resultado de um cálculo que envolve as concentrações (quantidades) dos produtos e as concentrações (quantidades) dos reagentes.

Vejamos como calcular a constante de equilíbrio ( $K_C$ ) a partir de uma reação genérica:



Onde:

$K_C$ : é a constante de equilíbrio

a,b,c e d: são os coeficientes da equação

a: é o coeficiente da substância A

b: é o coeficiente da substância B

c: é o coeficiente da substância C

(A): é a concentração molar da substância A

(B): é a concentração molar da substância B

(C): é a concentração molar da substância C

(D): é a concentração molar da substância D

**OBSERVAÇÃO:** no cálculo da constante de equilíbrio  $K_c$ , as concentrações molares dos produtos sempre serão divididas pelas concentrações molares dos reagentes. Além disso, todas as concentrações devem ser elevadas aos respectivos coeficientes estequiométricos.

A concentração molar é obtida através da fórmula  $M = n_1 / v$ ,

Onde: M = Concentração molar;

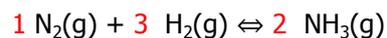
$n_1$  = número de mols;

V = volume da solução.

Quando o volume da solução não é dado ou é igual a 1, a concentração molar é igual ao número de mols.

Vamos praticar com um exemplo para o cálculo da constante de equilíbrio?

Exemplo: Em uma certa reação de síntese (formação) da amônia ( $\text{NH}_3$ ), ao se atingir o equilíbrio, temos: 0,20 mol/l de gás nitrogênio ( $\text{N}_2$ ), 0,80 mol/l de gás hidrogênio ( $\text{H}_2$ ) e 0,40 mol/l de amônia, de acordo com a equação química abaixo:



Coeficiente   Coeficiente   Coeficiente

estequiométrico   estequiométrico   estequiométrico

Para calcularmos o valor da constante de equilíbrio, temos primeiro que encontrar a expressão de  $K_c$ :

$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^3}$$

Onde:

K<sub>c</sub>: é a constante de equilíbrio

1: é o coeficiente do gás nitrogênio N<sub>2</sub>

3: é o coeficiente do gás hidrogênio H<sub>2</sub>

2: é o coeficiente da amônia NH<sub>3</sub>

(NH<sub>3</sub>): é a concentração molar da amônia

(N<sub>2</sub>): é a concentração molar do gás nitrogênio

(H<sub>2</sub>): é a concentração molar do gás hidrogênio

Agora podemos calcular o valor da constante de equilíbrio, substituindo na expressão os valores das concentrações molares dadas na reação:

$$K_c = (0,40)^2 / (0,20)^1 \cdot (0,80)^3$$

$$K_c = 1,56$$

## Atividade 1

1) Assinale V (verdadeiro) ou F (falso):

- a) ( ) Quando um fator externo age em um sistema em equilíbrio, o sistema desloca-se no sentido contrário para compensar o efeito produzido por esse fator.
- b) ( ) Reações endotérmicas são favorecidas pela diminuição temperatura.
- c) ( ) Em um sistema em equilíbrio a diminuição da temperatura desloca a reação no sentido da reação exotérmica.

d) ( ) O aumento ou diminuição uma dos participantes de uma reação não altera o seu equilíbrio químico.

e) ( ) A pressão modifica equilíbrios químicos apenas em sistemas que só contém sólidos.

2) Assinale a alternativa INCORRETA:

a) um sistema em equilíbrio não pode ser deslocado por fatores externos, tais como: pressão, temperatura e concentração dos reagentes e produtos.

b) o aumento da temperatura favorece as reações endotérmicas.

c) a diminuição de concentração dos reagentes desloca o equilíbrio químico no sentido dos reagentes, para esquerda.

d) a pressão só modificar de sistemas gasosos com diferença de volume entre os reagentes e os produtos.

e) os catalisadores não deslocam o equilíbrio químico das reações.

## Aula 2: Interferência? Desequilíbrio? “Chatelier” no Equilíbrio químico!

As alterações dos estados de equilíbrio, em consequência de alterações de condições físicas ou químicas, foram estudadas pelo químico francês Henry Louis Le Chatelier (1850-1936). Ele lançou uma generalização simples, mas de grande alcance, a respeito do comportamento de sistemas em equilíbrio: o chamado **PRINCÍPIO DE LE CHATELIER**.

De acordo com o princípio de Le Chatelier, podemos afirmar que para um sistema em equilíbrio:

- ✚ Um aumento de temperatura favorece o sentido da reação endotérmica (absorve calor -  $\Delta H$  positivo);
- ✚ Uma diminuição de temperatura favorece o sentido da reação exotérmica (libera calor -  $\Delta H$  negativo);
- ✚ Um aumento da concentração de uma substância favorece o sentido da reação em que tal substância é consumida;

Aumento do [reagente] → desloca a reação no sentido do produto.

Aumento do [produto] → desloca a reação no sentido do reagente.

- ✚ Uma diminuição de alguma substância favorece o sentido da reação em que tal substância é produzida;

Diminuição do [reagente] → desloca a reação no sentido do reagente.

Diminuição do [produto] → desloca a reação no sentido do produto.

- ✚ Um aumento de pressão favorece o sentido da reação no qual há menor quantidade de matéria de substâncias gasosas;

Aumento da pressão → menor volume

- ✚ Uma diminuição de pressão favorece o sentido da reação no qual há maior quantidade de matéria de substâncias gasosas;

Diminuição da pressão → maior volume

- ✚ Os catalisadores são substâncias químicas que aumentam a velocidade das reações químicas, em um equilíbrio químico, o catalisador apenas acelera a situação de um equilíbrio químico, ou seja, diminui o tempo necessário para se atingir o equilíbrio, pois diminui a energia de ativação da reação.

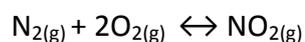
## Atividade 2

**Atenção: Nas questões de número 1 até o número 4 escolha apenas uma resposta correta:**

1) Considere o equilíbrio  $2\text{CO}_{2(g)} \leftrightarrow 2\text{CO}_{(g)} + \text{O}_{2(g)}$ . Quando se adiciona  $\text{O}_2$  gasoso a esse sistema:

- a) ( ) o equilíbrio é deslocado para a direita.
- b) ( ) há uma alteração na constante de equilíbrio.
- c) ( ) há um aumento na energia de ativação da reação reversa.
- d) ( ) há formação de uma quantidade maior de CO.
- e) ( ) há formação de uma quantidade maior de  $\text{CO}_2$ .

2) Observe o equilíbrio:



Para ocorrer formação de  $N_{2(g)}$  e  $O_{2(g)}$  devemos:

- a) ( ) aumentar a pressão do  $N_2$ .
- b) ( ) diminuir as pressões parciais do  $N_{2(g)}$  e  $O_{2(g)}$ .
- c) ( ) diminuir a pressão do  $NO_2$ .
- d) ( ) aumentar a pressão total do sistema.
- e) ( ) aumentar a agitação das moléculas do produto.

3) Considere a reação hipotética:



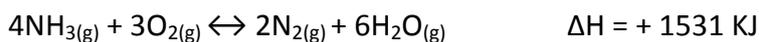
Com relação ao equilíbrio químico do sistema em temperatura constante, pode-se afirmar que:

- a) ( ) a adição de reagentes ao sistema desloca o equilíbrio no sentido de formação de produtos, aumentando o valor da constante de equilíbrio.
- b) ( ) a adição de produtos ao sistema desloca o equilíbrio no sentido de formação de reagentes, diminuindo o valor da constante de equilíbrio.
- c) ( ) a adição de reagentes ou de produtos ao sistema não afeta o valor da constante de equilíbrio.
- d) ( ) a adição de reagentes ao sistema desloca o equilíbrio no sentido de formação de reagentes, diminuindo o valor da constante de equilíbrio.
- e) ( ) a adição de produtos ao sistema desloca o equilíbrio do sistema no sentido de formação de produtos, aumentando o valor da constante de equilíbrio.

4) Em determinadas condições de temperatura e pressão, existe 0,5 mol/l de  $N_2O_4$  em equilíbrio com 2 mol/l de  $NO_2$ , segundo a equação :  $N_2O_{4(g)} \leftrightarrow NO_{2(g)}$ . O valor da constante de equilíbrio ( Kc ), desse equilíbrio, é:

- a) ( ) 6
- b) ( ) 10
- c) ( ) 7
- d) ( ) 4
- e) ( ) 8

5) Considere o seguinte sistema em equilíbrio:



a) Caso o sistema em equilíbrio seja perturbado pela adição de  $N_2$ , em que direção deverá ocorrer o favorecimento da reação?

---

---

b) Caso o sistema em equilíbrio seja aquecido, em que sentido deverá ocorrer o favorecimento da reação?

---

---

## Aula 3: A pressão influencia no equilíbrio químico?

### OLÁ! VOCÊ CONHECE O PRÍNCIPIO DE LE CHATELIER?



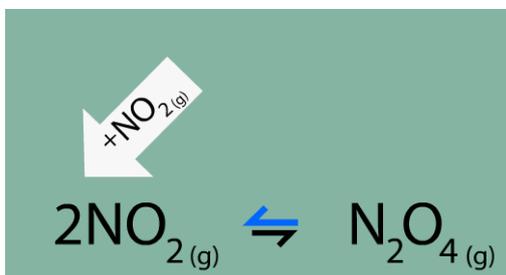
<http://web.ccead.puc->

[rio.br/condigital/mvsl/Sala%20de%20Leitura/conteudos/SL\\_equilibrio\\_quimico.pdf](http://web.ccead.puc-rio.br/condigital/mvsl/Sala%20de%20Leitura/conteudos/SL_equilibrio_quimico.pdf)

Este princípio, proposto por Henry Louis Le Chatelier, enuncia que quando um fator (temperatura, pressão ou quantidade de um dos componentes) que influenciam um sistema em equilíbrio é alterado, esse sistema se ajusta para compensar a variação e alcançar novamente o equilíbrio.

Neste momento falaremos sobre o efeito da VARIACÃO DA PRESSÃO em um sistema em equilíbrio. Vamos ver duas situações e analisá-las:

1ª situação: A figura abaixo mostra que a reação está se deslocando no sentido da conversão de uma molécula de tetróxido de nitrogénio ( $N_2O_4$ ) em duas de óxido nítrico ( $NO_2$ ), representadas no sentido azul da seta dupla.

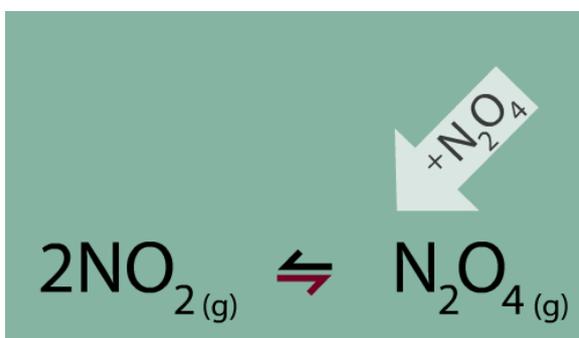


<http://web.ccead.puc->

[rio.br/condigital/mvsl/Sala%20de%20Leitura/conteudos/SL\\_equilibrio\\_quimico.pdf](http://web.ccead.puc-rio.br/condigital/mvsl/Sala%20de%20Leitura/conteudos/SL_equilibrio_quimico.pdf)

Podemos perceber que haverá um aumento de moléculas de  $\text{NO}_2$  e, conseqüentemente um maior número de moléculas no sistema. Desta forma observamos que este sistema tenderá a manifestar uma pressão maior.

2ª situação: A figura nos mostra que a reação agora se desloca no sentido oposto onde duas moléculas de óxido nítrico ( $\text{NO}_2$ ) são convertidas em uma molécula de tetróxido de nitrogênio ( $\text{N}_2\text{O}_4$ ), sentido vermelho da seta dupla. Podemos perceber que haverá uma redução de moléculas e, conseqüentemente, uma redução de pressão.



<http://web.ccead.puc->

[rio.br/condigital/mvsl/Sala%20de%20Leitura/conteudos/SL\\_equilibrio\\_quimico.pdf](http://web.ccead.puc-rio.br/condigital/mvsl/Sala%20de%20Leitura/conteudos/SL_equilibrio_quimico.pdf)

É importante lembrar que essa conversão acontece de forma dinâmica; quando um estado de equilíbrio é atingido, as concentrações dos reagentes e produtos permanecem constantes, contudo, variáveis como pressão e temperatura podem interferir.

## Atividade 3

Atenção: Leia atentamente e escolha uma opção correta

1) O equilíbrio  $\text{N}_{2(\text{g})} + 2 \text{O}_{2(\text{g})} \leftrightarrow 2 \text{NO}_{2(\text{g})}$ , desloca-se no sentido de formar  $\text{N}_{2(\text{g})}$  e  $\text{O}_{2(\text{g})}$ , quando:

- a)  a pressão do  $\text{N}_2$  aumentar.
- b)  a pressão do  $\text{NO}_2$  é diminuída.
- c)  a pressão total aumentar.
- d)  as pressões parciais do  $\text{N}_2$  e  $\text{O}_2$ .
- e)  adicionarmos um catalisador.

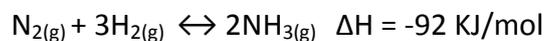
2) A síntese do pentacloreto de fósforo ( $\text{PCl}_5$ ) pode ser efetuada pela reação entre o cloro gasoso ( $\text{Cl}_2$ ) e o tricloreto de fósforo ( $\text{PCl}_3$ ), conforme a equação:



Com o objetivo de aumentar a quantidade de pentacloreto de fósforo, devemos agir sobre o sistema em reação:

- a)  diminuindo a pressão.
- b)  aumentando a pressão.
- c)  aumentando a temperatura.
- d)  retirando  $\text{PCl}_3$ .
- e)  aumentando a velocidade da reação inversa.

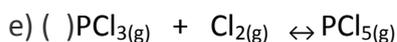
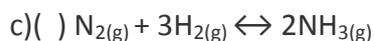
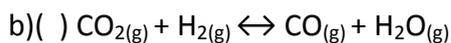
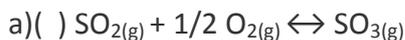
- 3) Um dos processos mais importantes industriais é a fixação do nitrogênio através de sua transformação em amônia, podendo ser representado pela equação abaixo:



Em relação a esse processo, podemos dizer que irá ocorrer maior concentração do produto quando:

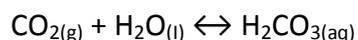
- a) ( ) ocorrer aumento da temperatura.
- b) ( ) ocorrer diminuição da pressão parcial do hidrogênio.
- c) ( ) ocorrer uma maior agitação das moléculas do produto.
- d) ( ) ocorrer um aumento na pressão total pela adição de um gás inerte.
- e) ( ) ocorrer um aumento da pressão parcial dos reagentes.

4) As equações a seguir representam sistemas em equilíbrio. O único que **não se desloca** por alteração de pressão é:



## Avaliação

(ENEM 2ª aplicação 2010) Às vezes, ao abrir um refrigerante, percebe-se que uma parte do produto vaza rapidamente pela extremidade do recipiente. A explicação para esse fato está relacionada à perturbação do equilíbrio químico existente entre alguns dos ingredientes do produto, de acordo com a equação:



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

- a) liberação de CO<sub>2</sub> para o ambiente.
- b) elevação da temperatura do recipiente.
- c) elevação da pressão interna no recipiente.
- d) elevação da concentração de CO<sub>2</sub> no líquido.
- e) formação de uma quantidade significativa de H<sub>2</sub>O.

1. (Enem 2005) Diretores de uma grande indústria siderúrgica, para evitar o desmatamento e adequar a empresa às normas de proteção ambiental, resolveram mudar o combustível dos fornos da indústria. O carvão vegetal foi então substituído pelo carvão mineral, entretanto, foram observadas alterações ecológicas graves em um riacho das imediações, tais como a morte dos peixes e dos vegetais ribeirinhos. Tal fato pode ser justificado em decorrência:

- a) da diminuição de resíduos orgânicos na água do riacho, reduzindo a demanda de oxigênio na água.
- b) do aquecimento da água do riacho devido ao monóxido de carbono liberado na queima do carvão.
- c) da formação de ácido clorídrico no riacho a partir de produtos da combustão na água, diminuindo o pH.

d) do acúmulo de elementos no riacho tais como ferro, derivados do novo combustível utilizado.

e) da formação de ácido sulfúrico no riacho a partir dos óxidos de enxofre liberados na combustão.

2. (UFSM-RS) A constante de equilíbrio para a reação:  $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \leftrightarrow 2NH_{3(g)}$  diminui com o aumento da temperatura.

Com base nesse dado, pode-se afirmar que:

- a) ( ) A formação de  $NH_3$  é uma reação exotérmica.
- b) ( ) O equilíbrio da reação desloca-se para a direita, com o aumento da temperatura.
- c) ( ) Há diminuição da velocidade da reação endotérmica pelo aumento da temperatura.
- d) ( ) A formação de  $NH_3$  ocorre com absorção de calor.
- e) ( ) O aumento da temperatura favorece o(s) produto (s) pela reação exotérmica.

3. (UNI-RIO) A reação entre o clorofórmio e o cloro ocorre em sistema fechado e está apresentada a seguir:  $CHCl_{3(g)} + Cl_{2(g)} \leftrightarrow CCl_{4(g)} + HCl_{(g)}$

Para minimizar a formação de HCl, deve-se aumentar o (a):

- a) ( ) volume total do sistema.
- b) ( ) pressão do sistema.
- c) ( ) concentração de  $CCl_4$
- d) ( ) concentração de  $CHCl_3$
- e) ( ) concentração de  $Cl_2$

4. (FGV-SP) Dada a equação representativa de um equilíbrio químico,

$A_{2(g)} + 3B_{2(g)} \leftrightarrow 2AB_{(g)}$ , a constante  $K_c$  desse equilíbrio é expressa por:

- a)  $2(AB) / (A_2) + (B_2)$
- b)  $(AB)^2 / (A_2) + (B_2)$
- c)  $1 / (A_2) \cdot (B_2)^3$
- d)  $(AB)^2 / (A_2) \cdot (B_2)^3$
- e)  $(A_2) + 3(B) / 2(A_3)^3$

## Pesquisa

Caro aluno, agora que já estudamos todos os principais assuntos relativos ao 1º bimestre, é hora de discutir um pouco sobre a importância deles na nossa vida. Então, vamos lá?

Iniciamos este estudo, conhecendo sobre o equilíbrio químico, e introduzimos o conceito e os principais fatores que o influenciam.

Leia atentamente as questões a seguir e através de uma pesquisa responda cada uma delas de forma clara e objetiva.

**ATENÇÃO:** Não se esqueça de identificar as Fontes de Pesquisa, ou seja, o nome dos livros e sites nos quais foram utilizados.

- I. Faça uma pesquisa **relacionando as reações reversíveis e o cotidiano, exemplificando com as equações químicas e os seus devidos comentários.**

---

---

---

---

---

---

---

---

## Referências

- [1] CARVALHO, Antonio. Sistema de Ensino IBEP: Apostila de Química. 8 ed. Rio de Janeiro: IBEP, 2010.
- [2] USBERCO, João; João Usberco, Edgard Salvador: QUÍMICA Volume único. 5ª. Edição. São Paulo: SARAIVA, 2002.
- [3] MORAES, Edgar Perin: QUÍMICA – Ensino Medio – coleção Frase Didática. São Paulo, 2001.
- [4] Orientações pedagógicas do Currículo Mínimo de Química 2012.
- [5] Disponível em 21/07/2013 [http://web.ccead.puc-rio.br/condigital/mvsl/Sala%20de%20Leitura/conteudos/SL\\_equilibrio\\_quimico.pdf](http://web.ccead.puc-rio.br/condigital/mvsl/Sala%20de%20Leitura/conteudos/SL_equilibrio_quimico.pdf)

## Equipe de Elaboração

### **COORDENADORES DO PROJETO**

#### **Diretoria de Articulação Curricular**

Adriana Maurício Tavares Lessa

#### **Coordenação de Áreas do Conhecimento**

Bianca Neuberger Leda  
Raquel Costa da Silva Nascimento  
Fabiano Farias de Souza  
Peterson Soares da Silva  
Ivete Silva de Oliveira  
Marília Silva

### **PROFESSORES ELABORADORES**

Profª Elaine Antunes Bobeda  
Prof. Marco Antonio Malta Moure  
Profª Renata Nascimento dos Santos