

ORIENTAÇÕES DE ESTUDOS DE

QUÍMICA

1

3^a
SÉRIE



Ensino Médio

Secretaria de
Educação



GOVERNO DO ESTADO
RIO DE JANEIRO



/SeeducRJ



/seeducrj



/seeducurio

Secretaria de
Educação



GOVERNO DO ESTADO
RIO DE JANEIRO

Governo do Estado do Rio de Janeiro
Secretaria de Estado de Educação

Comte Bittencourt
Secretário de Estado de Educação

Andrea Marinho de Souza Franco
Subsecretária de Gestão de Ensino

Elizângela Lima
Superintendente Pedagógica

Coordenadoria de Áreas do Conhecimento
Maria Claudia Chantre

Assistentes

Carla Lopes
Fabiano Farias de Souza
Roberto Farias
Verônica Nunes
Cátia Batista Raimundo

Texto e conteúdo

Prof. Fernando Renato Vicente Ferreira **C.E.**
Alfredo Neves
Prof. Muller da Silva Paulino
C.E. Barão de Tinguá
Prof. Wilhermyson Lima Leite
C.E. Professor Murilo Braga

Capa

Luciano Cunha

Revisão de texto

Prof^a Alexandra de Sant Anna Amancio
Pereira

Prof^a Andreia Cristina Jacurú Belletti

Prof^a Andreza Amorim de Oliveira Pacheco.

Prof^a Cristiane Póvoa Lessa

Prof^a Deolinda da Paz Gadelha

Prof^a Elizabete Costa Malheiros

Prof^a Ester Nunes da Silva Dutra

Prof^a Isabel Cristina Alves de Castro Guidão

Prof José Luiz Barbosa

Prof^a Karla Menezes Lopes Niels

Prof^a Kassia Fernandes da Cunha

Prof^a Leila Regina Medeiros Bartolini Silva

Prof^a Lidice Magna Itapeassú Borges

Prof^a Luize de Menezes Fernandes

Prof Mário Matias de Andrade Júnior

Paulo Roberto Ferrari Freitas

Prof^a Rosani Santos Rosa

Prof^a Saionara Teles De Menezes Alves

Prof Sammy Cardoso Dias

Prof Thiago Serpa Gomes da Rocha

Esse documento é uma curadoria de materiais que estão disponíveis na internet, somados à experiência autoral dos professores, sob a intenção de sistematizar conteúdos na forma de uma orientação de estudos.

© 2021 - Secretaria de Estado de Educação. Todos os direitos reservados.

Secretaria de
Educação



GOVERNO DO ESTADO
RIO DE JANEIRO

QUÍMICA – ORIENTAÇÃO DE ESTUDOS

Sumário

1. INTRODUÇÃO	6
2. (Aula 1) - Conhecendo os caminhos que levam ao EQUILÍBRIO QUÍMICO.	7
3. (Aula 2) - Leitura de conteúdo complementar.	8
4. (Aula 3) - O Princípio de Le Chatelier	9
5. (Aula 4) - Reconhecendo as reações e os processos de equilíbrio.	10
6. (Aula 5) - EXERCÍCIOS PARA FIXAÇÃO	16
7. CONSIDERAÇÕES FINAIS	18
8. INDICAÇÕES BIBLIOGRÁFICAS	19

Secretaria de
Educação



GOVERNO DO ESTADO
RIO DE JANEIRO

DISCIPLINA: QUÍMICA

ORIENTAÇÕES DE ESTUDOS para QUÍMICA

1º Bimestre de 2020 - 3ª série do Ensino Médio

META:

Identificar e reconhecer conteúdo específicos de Química em conformidade com as exigências curriculares.

OBJETIVOS:

Ao final destas Orientações de Estudos, você deverá ser capaz de:

- Reconhecer a coexistência de reagentes e produtos (equilíbrio dinâmico) em reações químicas e bioquímicas;
- 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).

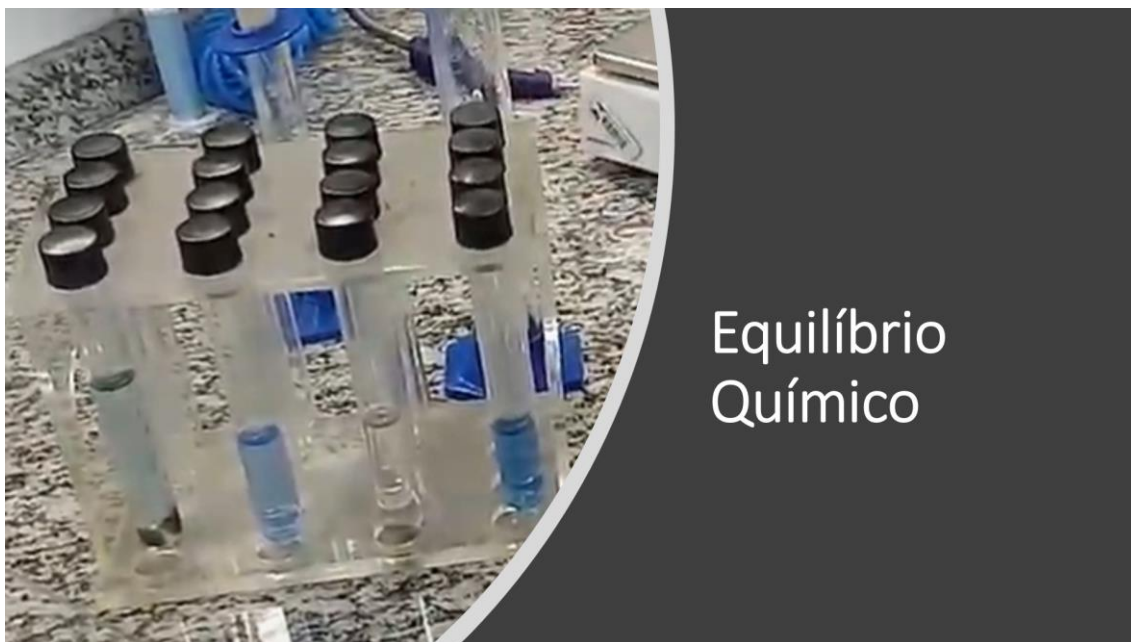
1. INTRODUÇÃO

Sintonizado com as transformações e novas demandas da educação é necessário destacarmos o uso de recursos tecnológicos de forma a criar melhores ambientes para produção do conhecimento. Pontuar o uso das diferentes formas de aprendizagem com uso da tecnologia, envolve um novo planejamento onde novas contribuições poderão ser de grande importância para sua melhoria. Ampliar o uso destes recursos é importante como processo de transformação pautado em um novo conceito de educação.

Para considerarmos os temas relacionados às Unidades de Conhecimento de Química (UCQ) abordadas no Ensino Médio, devemos construir possibilidades de prática investigativa, possibilitando ao aluno construir, por meio das inúmeras possibilidades teóricas e de modelos existentes, uma relação com sua realidade e ampliando sua compreensão física e social.

Pretendemos aqui iniciar nossos estudos abordando “A química dos sistemas Naturais: Qualidade de Vida e Meio Ambiente” colocando nossos objetivos e relacionando-os com a qualidade da água e os ciclos de equilíbrio dos diversos parâmetros relacionados à potabilidade da água. Bons estudos!

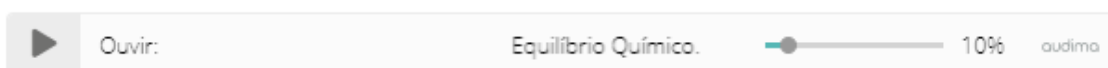
2. (Aula 1) - Conhecendo os caminhos que levam ao EQUILÍBRIO QUÍMICO.



No vídeo acima iremos desenvolver os conceitos básicos de Equilíbrio Químico, lembrando conceitos como:

- A água é também conhecida como “Solvente Universal”, responsável pela solubilização de diversas substâncias e usada em larga escala na distribuição de energia em diversos processos.
- Estruturar a relação entre o equilíbrio DINÂMICO presente nas diversas soluções em sistemas fechados e fatores que podem perturbar este equilíbrio.
- Recordar conceitos como a concentração das soluções em quantidade de matéria (mol/L) e as unidades utilizadas para temperatura, calor e pressão.

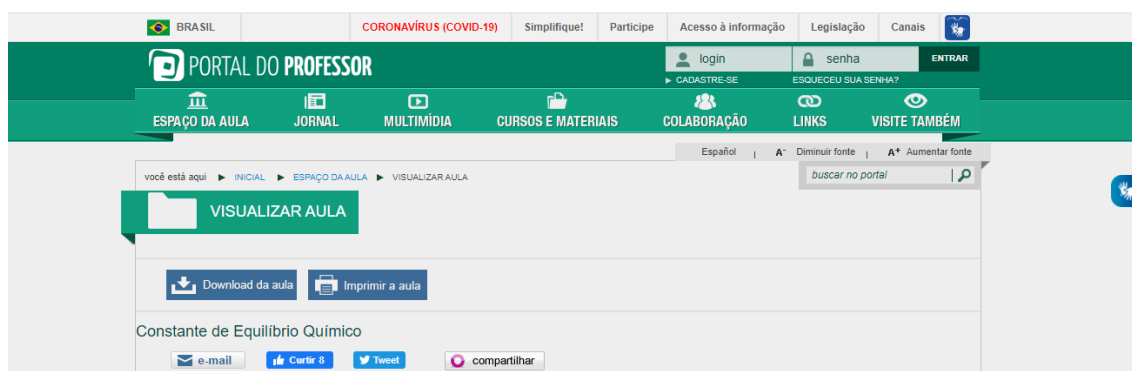
Acompanhe o **podcast** do professor Wilhermyson Lima, sobre a importância da água no nosso cotidiano, seja por seu caráter de potabilidade ou mesmo como fundamental aplicação em processos industriais.



3. (Aula 2) - Leitura de conteúdo complementar.

As reações químicas, físicas e biológicas que ocorrem em nosso planeta estão sob influência da temperatura e da pressão exercida sobre estes processos, além de precisarmos compreender se as mesmas ocorrem num ambiente isolado ou se a influência de outros fatores.

No Portal do professor indicado abaixo, temos uma problematização dos conceitos relacionados a reversibilidade das reações químicas e como calcular a constante de equilíbrio]

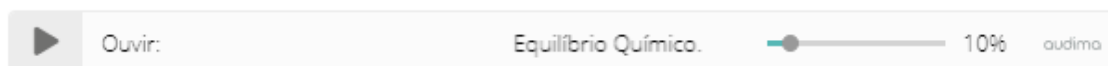


<http://portaldoprofessor.mec.gov.br/fichaTecnicaAula.html?aula=767>

Como apresentado no portal, atingido o estado de equilíbrio químico, isso não significa que a reação química “parou”, mas sim que a velocidade da reação no sentido direto é igual à velocidade da reação no sentido inverso.

A existência de um equilíbrio químico dinâmico significa que a reação química nem sempre caminha para um final; ao invés disto, alguns reagentes e produtos coexistem no sistema. Este equilíbrio dinâmico é um estado em que parece que nada está ocorrendo, porém é um estado no qual reações químicas estão ocorrendo e frequentemente em velocidades rápidas.

Após a leitura do conteúdo apresentado, ouça o PODCAST abaixo onde os professores WILHERMYSON, FERNANDO e MULLER relacionam as possibilidades analíticas que envolvem os conceitos de equilíbrio químico.

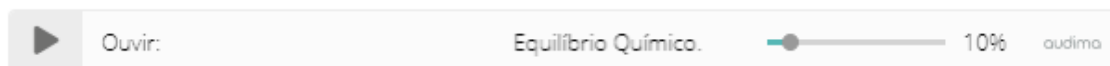


4. (Aula 3) - O Princípio de Le Chatelier

Vamos entender como o Princípio de Le Chatelier está presente em nosso cotidiano, onde os fatores que alteram o equilíbrio, estão presentes, sejam nos gases dissolvidos em um refrigerante, ou mesmo na lente de seu óculos. Leia o link abaixo da Universidade Federal do Paraná, com dicas maravilhosas (Estado de equilíbrio, o que é?)

<https://aedmoodle.ufpa.br/mod/page/view.php?id=99494>

Após a leitura do conteúdo apresentado, ouça o PODCAST abaixo onde os professores WILHERMYSON, FERNANDO e MULLER conversam sobre as inúmeras possibilidades destes processos em nosso cotidiano.

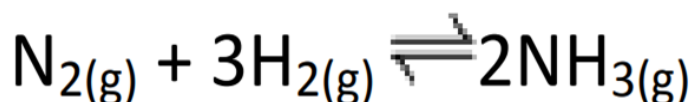


Henri Louis Le Châtelier

Foi um químico e metalurgista francês, nascido no dia 8 de outubro de 1850, em Paris. Contribuiu significativamente para o desenvolvimento da termodinâmica e ficou conhecido pela descoberta da lei do equilíbrio químico em 1888. Trabalhou ainda com calor específico em gases a altas temperaturas e métodos de medição de temperaturas. Promoveu a aplicação de química na indústria francesa, especialmente na produção de amoníaco, cimento, aço e cerâmica. Entre os livros que publicou, destacaram-se *Science and Industry* (1925) e *Method in the Experimental Sciences* (1936).

5. (Aula 4) - Reconhecendo as reações e os processos de equilíbrio.

A reversibilidade característica de muitas reações químicas, está associada a condições como: temperatura, pressão e concentração dos reagentes. As 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 (V1) é igual à velocidade da reação reversa (V2) e as concentrações molares

O equilíbrio químico é alcançado quando $V1 = V2$, sob temperatura constante. Para o equilíbrio químico, teremos:

- 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. E é isso que mantém as quantidades de reagentes e produtos constantes.

Gráficos envolvendo equilíbrio químico

Além das equações que permitem calcular as constantes de equilíbrio ou encontrar as concentrações de reagentes ou produtos envolvidas em uma determinada reação, é possível também analisar o equilíbrio químico utilizando gráficos que, nesse caso, podem ser de duas categorias:

- Gráficos de velocidade x tempo
- Gráficos de concentração x tempo

GRÁFICO DAS VELOCIDADES DIRETA E REVERSA

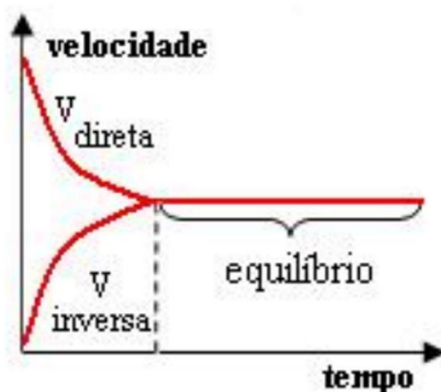
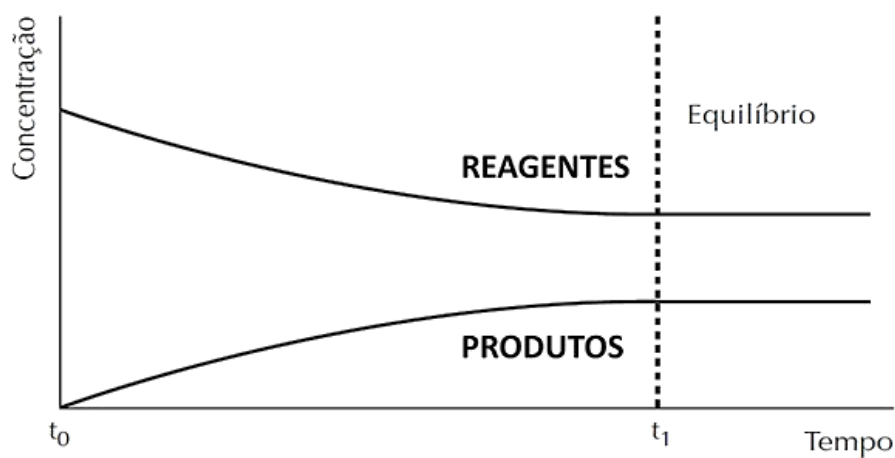


GRÁFICO DO EQUILÍBRIO EM RELAÇÃO AS CONCENTRAÇÕES



- **RECORDANDO**

Concentração em quantidade de matéria é uma forma de quantificar o soluto e os seus íons em uma solução. Essa forma de concentração relaciona o número de mol de soluto e o volume de toda a solução:

$$M = \frac{n_1}{V}$$

- M = concentração em quantidade de matéria
- n_1 = número de mol do soluto
- V = volume da solução

Ex.: Calcule a concentração em quantidade matéria de uma solução que apresenta 0,5 mol de Ca_2SO_4 em 1000 mL de solução.

Dados do exercício:

M = ?

$n_1 = 0,5 \text{ mol}$

V = 1000 mL. O volume, no entanto, deve ser trabalhado em Litro. Para isso, basta dividir o valor fornecido por 100. Assim, V = 1,0 L.

Agora utilizamos os valores fornecidos na expressão da concentração em quantidade de matéria:

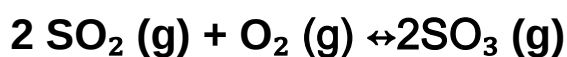
$$M = \frac{n_1}{V}$$

$$M = \frac{0,5}{1,0}$$

$$M = 0,5 \text{ mol/L}$$

O aumento da concentração de qualquer um dos componentes de um sistema desloca o equilíbrio no sentido da reação que irá consumir parte da quantidade extra-adicionada. O aumento da concentração de qualquer um dos participantes da reação desloca o equilíbrio para o lado oposto, e a diminuição desloca para o mesmo lado. Veja o exemplo a seguir para ficar mais claro.

Considerando-se a seguinte reação química em equilíbrio:



O aumento da concentração em mol/L de um dos reagentes, SO_2 ou O_2 , deslocará o equilíbrio para a direita, ou sentido 1, que é o sentido oposto ao do participante que teve a sua concentração aumentada. E o aumento da concentração em mol/L do produto SO_3 produzirá um deslocamento para a esquerda, ou sentido 2, o sentido oposto ao do participante que teve alteração na sua concentração. O que ocorre no interior do sistema quando é aumentada a concentração de um dos participantes? Adicionando-se, por exemplo, quantidade extra de SO_2 , o número de colisões entre as moléculas de O_2 e SO_2 aumenta, provocando elevação da velocidade da reação para a direita, o que favorece a formação do SO_3 . Logo, o sistema tende a readquirir o seu equilíbrio de tal maneira que o valor da K_c seja retomado.

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) .

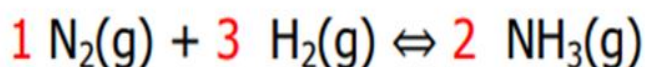


Onde:

K_c : é a constante de equilíbrio

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

Exemplo: Em uma certa reação de síntese(formação) da amônia (NH_3), ao se atingir o equilíbrio, temos: 0,20 mol/l de gás nitrogênio (N_2) , 0,80 mol/l de gás hidrogênio (H_2) e 0,40 mol/l de amônia, de acordo com a equação química abaixo:



Coeficiente

Coeficiente

Coeficiente

RESOLUÇÃO

$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^3} \quad K_c = \frac{(0,40)^2}{(0,20)^1 \cdot (0,80)^3} \quad K_c = 1,56$$

Fatores que alteram o equilíbrio químico

O **Princípio de Le Chatelier** diz que quando se aplica uma força em um sistema em equilíbrio, ele tende a se reajustar procurando diminuir os efeitos da força.

“Quando se provoca uma perturbação em um sistema em equilíbrio, este se desloca no sentido que tende a anular essa perturbação, procurando se ajustar a um novo equilíbrio.”

O equilíbrio químico resiste às alterações externas?

O equilíbrio químico pode ser alterado. Para isso, basta que variem alguns agentes externos, como:

- a temperatura,
- a pressão e
- a concentração em mol por litro dos participantes (reagentes e produtos) da reação. Esses agentes deslocam o equilíbrio químico da reação, ou seja, favorecem a produção das substâncias dos produtos ou dos reagentes.

✚ Um aumento da concentração de uma substância favorece o sentido da reação em que tal substância é consumida;

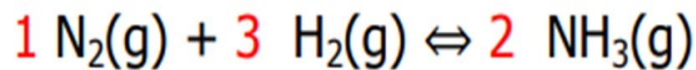
Aumento do [reagente] → desloca a reação no sentido do produto.

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.



Coeficiente Coeficiente Coeficiente

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

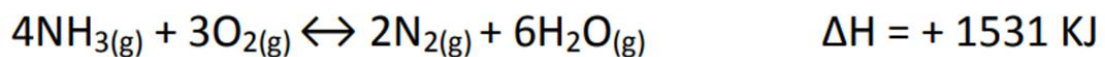
Aumento da pressão → menor volume

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

Diminuição da pressão → maior volume

- ✚ Um aumento de temperatura favorece o sentido da reação endotérmica (absorve calor - ΔH positivo);

- ✚ Uma diminuição de temperatura favorece o sentido da reação exotérmica (libera calor - ΔH negativo);



Na reação acima, podemos identificar um processo endotérmico (Entalpia positiva), portanto podemos fazer as seguintes considerações:

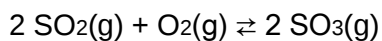
1º – O aumento da temperatura irá deslocar a reação para direita, no sentido dos produtos.

2º – O aumento da pressão irá deslocar a reação para a esquerda, no sentido dos reagentes.

2º – O aumento da concentração dos reagentes sempre irá deslocar a reação no sentido da formação de mais produtos.

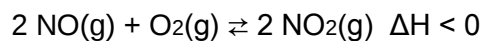
6. (Aula 5) - EXERCÍCIOS PARA FIXAÇÃO

1) Calcule a constante de equilíbrio K_c para a reação:



Sabendo que, nas condições de temperatura e pressão em que se encontra o sistema, existem as seguintes concentrações dos compostos no equilíbrio: $[\text{SO}_3] = 0,1 \text{ mol/L}$; $[\text{O}_2] = 2,0 \text{ mol/L}$ e $[\text{SO}_2] = 1,0 \text{ mol/L}$.

2) Qual o efeito produzido sobre o equilíbrio



quando se provoca:

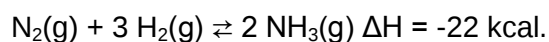
a) aumento da concentração de NO?

b) diminuição da concentração de NO₂?

d) aumento da pressão total?

e) aumento da temperatura?

3) (PUC-PR) Considere o sistema em equilíbrio:



A melhor maneira de aumentar o rendimento de NH₃ é:

a) aumentar a temperatura.

b) aumentar a pressão.

c) juntar um catalisador.

d) adicionar um gás inerte.

e) aumentar o volume do reator.

4) Numa reação química, o equilíbrio é observado quando:

a) O número de mols dos reagentes é igual ao número de mols dos produtos.

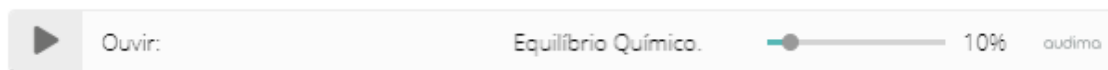
b) A temperatura do sistema reacional fica constante.

c) As velocidades das reações direta e inversa são iguais.

d) Os reagentes são totalmente consumidos.

e) Os produtos são totalmente preparados.

Temos aqui o **PODCAST** explicativo das questões apresentadas e algumas dicas especiais



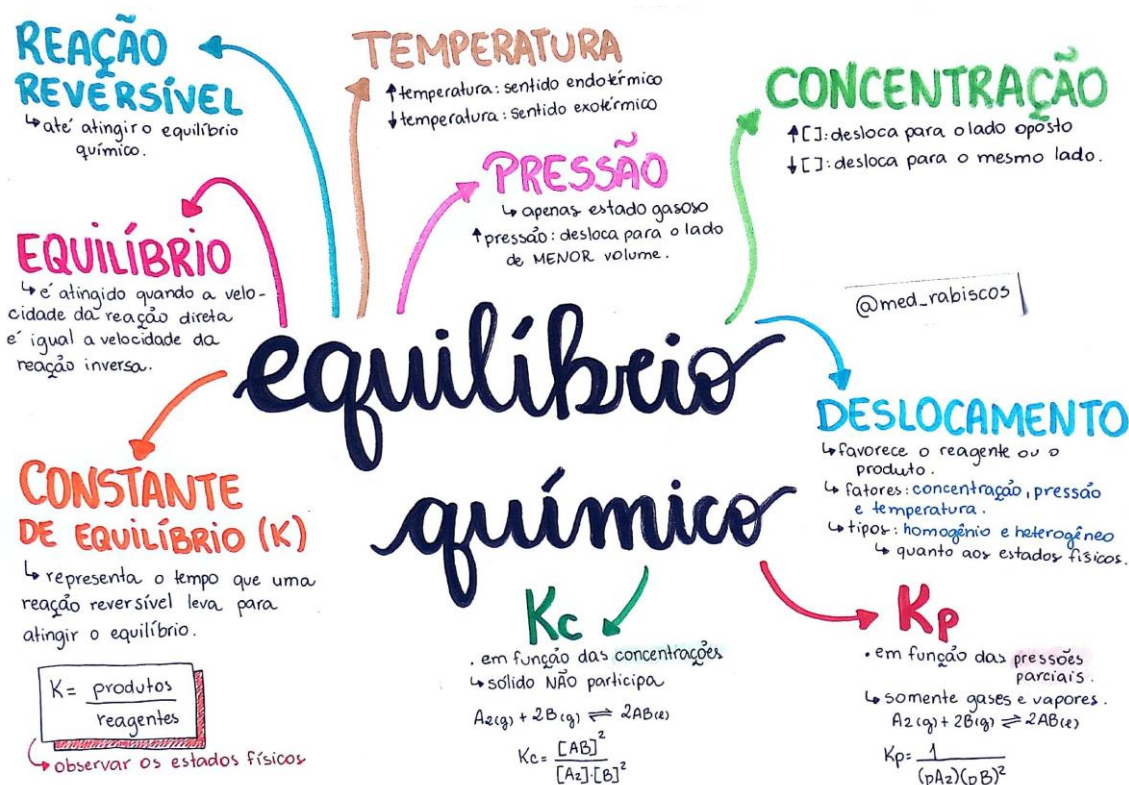
7. CONSIDERAÇÕES FINAIS

Devemos lembrar que os estudos relacionados ao Equilíbrio Químico ocorrem em sistemas fechados e isolados e que qualquer perturbação externa irá certificar os apontamentos feitos no Princípio de Le Chatelier.

A água potável é mencionada em nossos estudos, pois seu uso como solvente universal e a sua solubilidade de diversas substâncias com as inúmeras possibilidades reacionais em sistemas fechados, permitem os estudos importantes sobre as velocidades de reação.

7. RESUMO

Identificamos aqui que a partir do instante em que o sistema atinge o estado de equilíbrio químico, num aspecto macro nenhuma modificação é observável, no entanto, as reações direta e inversa continuam a ocorrer com velocidades iguais, fazendo com que, ao ser atingido o equilíbrio, as concentrações molares (concentração em quantidade de matéria) das substâncias participantes permaneçam constantes; cada transformação de moléculas reagentes em produtos é compensada por uma transformação de moléculas produtos em reagentes.



A variação das concentrações molares dos reagentes e produtos, dependendo das condições em que se estabeleça o equilíbrio, pode ser afetada segundo o princípio de Le Chatelier e, portanto, em condições conhecidas de pressão e temperatura podemos estabelecer valores referentes a constante de equilíbrio segundo suas concentrações.

8. INDICAÇÕES BIBLIOGRÁFICAS

AMARAL, Marco Antônio. *Constante de Equilíbrio Químico*. Portal do Professor, 2008. Disponível em: [<http://portaldoprofessor.mec.gov.br/fichaTecnicaAula.html?aula=767>]. Acesso em: 14 de janeiro de 2021.

ATKINS, Peter. *Princípios de Química: questionando a vida moderna e o meio ambiente*.

BROWN, Lawrence S.; HOLME, Thomas A. *Química geral aplicada à engenharia*. Cengage, 2009.

RUSSEL, John B. *Química geral*. V. 1 e v. 2.