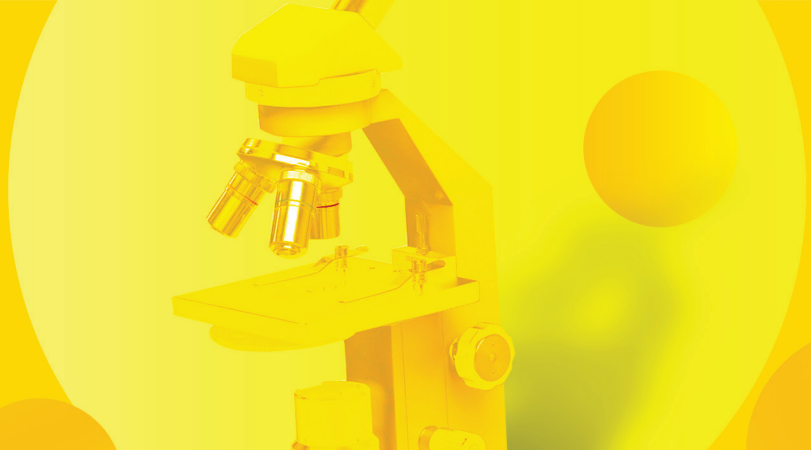


QUÍMICA

MÓDULO 2 QUÍMICA GERAL

CAPÍTULO 2.7 EQUILÍBRIO

A EQUILÍBRIO QUÍMICO



INTRODUÇÃO

Os equilíbrios químicos estudam as reações reversíveis, ou seja, as **reações que ocorrem nos dois sentidos**. Começando-se com os reagentes puros, a reação direta inicia com velocidade relativamente alta, enquanto a reação inversa tem um valor praticamente nulo. Aos poucos, a velocidade da reação direta vai diminuindo e a velocidade da reação inversa vai aumentando até que, finalmente, alcançam o mesmo valor. Nesse ponto, onde as reações direta e inversa estão ocorrendo com a mesma velocidade, o **equilíbrio químico foi atingido e as concentrações das substâncias presentes ficam constantes**.

A ideia de equilíbrio químico de uma reação foi relatada pela primeira vez pelo químico francês Claude Berthollet, ao observar a presença de carbonato de sódio nos lagos salgados no Egito. A chamada reação direta, envolvendo soluções de carbonato de sódio e cloreto de cálcio (para formar carbonato de cálcio e cloreto de sódio) era bem conhecida em laboratório. Berthollet, ao analisar os fatos, considerou que a elevada concentração do cloreto de sódio, numa região rica em calcário (carbonato de cálcio), havia provocado a reação inversa. E estava correto.

De acordo com a termodinâmica química, é possível demonstrar todas as reações que ocorrem em locais fechados apresentam algum grau, maior ou menor, de reversibilidade, onde reagentes se transformam em produtos e produtos também se transformam em reagentes. Para fins práticos, nos quais a maioria das reações ocorre em locais abertos, são poucas as do tipo reversíveis. Se a reação envolve gases num recipiente fechado quase sempre há reversibilidade. Quando não há reversibilidade numa reação, seja em local aberto ou fechado, ela é chamada **irreversível**.

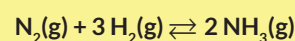
As reações **reversíveis**, objeto deste capítulo, são todas aquelas onde o grau de avanço da reação direta é claramente inferior a 100%.

★ CARACTERÍSTICAS DE TODO EQUILÍBRIO QUÍMICO

1. As velocidades das reações direta e inversa são iguais e as concentrações das espécies ficam constantes com o tempo.
2. As duas reações (direta e inversa) continuam ocorrendo na mesma velocidade. O equilíbrio químico é, portanto, dinâmico.
3. Para cada equilíbrio químico, numa dada temperatura, há uma **relação matemática** entre as concentrações de produtos e reagentes, nessa ordem, chamada **Constante de Equilíbrio**.
4. A Constante de Equilíbrio depende da natureza das

substâncias envolvidas e da temperatura em que o sistema se encontra. Se houver variação na temperatura, as propriedades macroscópicas (concentração, cor, densidade...) serão modificadas até que uma nova posição de equilíbrio seja estabelecida.

Um exemplo bem explorado de reação reversível é o da produção de amônia (NH₃), a partir do gás hidrogênio (H₂) e do gás nitrogênio (N₂), conhecida como Processo de Haber-Bosch:

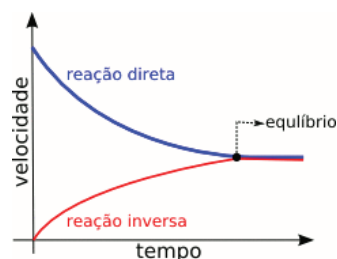


A seta dupla (\rightleftharpoons) indica que há duas reações químicas:

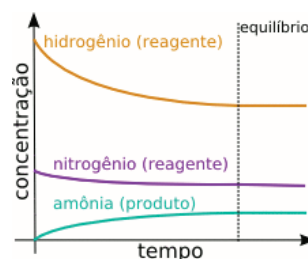
(1) reação entre os gases nitrogênio e hidrogênio (reação direta); (2) reação de decomposição da amônia (reação inversa). O índice (g) indica que as substâncias são gases.

No início do processo, há apenas uma mistura de hidrogênio e nitrogênio e as chances de colisões moleculares efetivas atingem um valor máximo. Isso significa que a velocidade inicial da reação será a máxima possível na temperatura dada. Porém, à medida que a reação prossegue, as quantidades de moléculas de hidrogênio e de nitrogênio vão diminuindo, reduzindo as chances de colisões efetivas e, conseqüentemente, diminuindo a velocidade da reação no sentido direto. Nesse tempo, o número de moléculas de amônia aumentou o suficiente para que suas colisões comecem a regenerar as moléculas de hidrogênio e nitrogênio. Aos poucos, a velocidade da reação inversa vai crescendo. Por fim, chegará um momento onde as velocidades das duas reações (direta e inversa) se tornam idênticas. Nesse ponto, o equilíbrio químico é atingido.

Em princípio, podemos aplicar esse raciocínio para qualquer equilíbrio químico.



Velocidade das reações direta e inversa em função do tempo



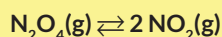
Concentração das substâncias envolvidas em função do tempo

Disponível em: <https://pt.wikipedia.org>.

As figuras ilustram as variações de velocidades e de concentrações numa reação reversível. Lembrar que o **equilíbrio químico** é uma situação particular de uma reação reversível, onde as **velocidades das reações contrárias são iguais**.

★ A CONSTANTE DE UM EQUILÍBRIO (K_c , K_p)

Considere a reação reversível de transformação do tetróxido de nitrogênio (N_2O_4) em dióxido de nitrogênio (NO_2):



Suponha que num frasco de 1 L, mantido a 100°C, são introduzidos 10 mols de N_2O_4 . Espera-se um tempo suficiente para que o equilíbrio entre os gases seja alcançado. Ao final, através da análise química, encontram-se 4 mols de NO_2 .

Com base nestes dados, podemos construir a seguinte tabela:

	$N_2O_4(g)$	\rightleftharpoons	$2 NO_2(g)$
início	10 mols		0
reação	consome x mols		forma 2x mols
equilíbrio	(10 - x) mols		2x mols

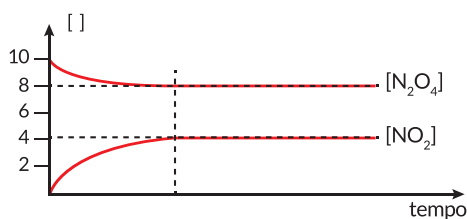
Como a quantidade inicial de NO_2 era igual a zero, e a quantidade dessa substância no equilíbrio é de 4 mols, podemos concluir que $2x = 4$ mols e que $x = 2$ mols. Logo, a quantidade de N_2O_4 restante, no equilíbrio, é de 8 mols.

	$N_2O_4(g)$	\rightleftharpoons	$2 NO_2(g)$
início	10 mols		0
reação	consome 2 mols		forma 4 mols
equilíbrio	8 mols		4 mols

O grau de avanço do equilíbrio foi de $(2/10) = 0,2$, ou de 20%. As concentrações dos gases no equilíbrio são, portanto:

$$[N_2O_4] = 8 \text{ mols}/1L = 8 \text{ mols L}^{-1}$$

$$[NO_2] = 4 \text{ mols}/1L = 4 \text{ mols L}^{-1}$$



USBERCO, J; SALVADOR, E. Química. São Paulo: Saraiva, 2002.

Na situação de equilíbrio, a velocidade da reação direta é igual à da reação inversa:

$$\left. \begin{aligned} v_d &= k_d [N_2O_4] \\ v_i &= k_i [NO_2]^2 \end{aligned} \right\} v_d = v_i \Rightarrow k_d [N_2O_4] = k_i [NO_2]^2$$

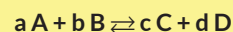
$$\frac{k_d}{k_i} = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} \cdot \frac{k_i}{k_i} = \frac{[4 \text{ mol L}^{-1}]^2}{[8 \text{ mol L}^{-1}]} = 2 \text{ mol L}^{-1}$$

A razão k_d/k_i origina uma nova constante, denominada **constante de equilíbrio**, que é representada por K_e ou por K_c (constante de equilíbrio em termos de concentração).

$$K_c = \frac{k_d}{k_i} \Rightarrow K_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} = 2 \text{ mol L}^{-1} \text{ ou simplesmente } 2$$

No Ensino Superior, a dedução do K_c envolve conceitos termodinâmicos demonstrando que K é uma grandeza adimensional (sem unidades). Isso explica a razão de, em vários exercícios, a Constante de Equilíbrio aparecer como um número puro.

O cálculo da constante de equilíbrio foi formulado pela primeira vez pelos noruegueses Guldberg e Waage, em 1863, e enunciado como a **lei de ação das massas**. Para um equilíbrio homogêneo genérico representado por:



a expressão da constante de equilíbrio (K_c) é dada por:

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

Nos equilíbrios onde há participantes gasosos, a constante de equilíbrio pode ser expressa em termos de **pressões parciais dos gases** envolvidos. Nesse caso, a Constante de Equilíbrio é simbolizada por K_p . No exemplo da reação anterior, considerando que todos os componentes são gasosos, podemos escrever:

$$K_p = \frac{(pC)^c (pD)^d}{(pA)^a (pB)^b}$$

1. Na expressão matemática de K_c , não devem ser representados os componentes sólidos e $H_2O(l)$ para reações em meio aquoso.
2. Na expressão de K_p , só devem ser representados os componentes gasosos.
3. A relação entre K_c e K_p é dada pela expressão $K_p = K_c (RT)^{\Delta n(g)}$, em que Δn é a variação do número de mols.
4. As constantes K_c e K_p são características para um dado equilíbrio e só variam com a temperatura.

Interpretação do valor de K_c e Extensão da Reação

Considere as seguintes situações de equilíbrio e as respectivas constantes:

$2 \text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2(\text{g});$ $K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{NO}]^2[\text{O}_2]} = 6,45 \times 10^5$	$K_c > 1$: a concentração do "produto" (indicado no numerador) é maior que a concentração dos "reagentes" (indicados no denominador). A informação nos permite observar que a reação direta teve um grau de avanço bem maior do que a reação inversa.
$\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g});$ $K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3} = 2,37 \times 10^{-3}$	$K_c < 1$: a concentração dos "reagentes" (denominador) é maior que a dos "produtos" (numerador), o que nos indica que a reação direta teve um grau de avanço bem menor que o da reação inversa.

Quanto maior for o valor de K_c , maior foi o avanço da reação direta até se chegar ao equilíbrio.

Quanto menor for o valor de K_c , maior foi o avanço da reação inversa até se chegar ao equilíbrio.

★ COMO RECONHECER QUE UMA DADA REAÇÃO REVERSÍVEL SE ENCONTRA EM EQUILÍBRIO

Uma pequena amostra do sistema é recolhida e analisada em laboratório para se obter as concentrações das substâncias presentes. Com os dados encontrados na análise, calculamos a grandeza **quociente de equilíbrio (Q_c)**, empregando-se a mesma fórmula matemática usada para se obter o K_c . A grandeza Q_c , calculada dessa maneira, permite saber se as velocidades das reações são iguais ou diferentes.

Para isso, comparamos o valor de Q_c com o valor de K_c tabelado, para a reação em equilíbrio. Uma das duas possibilidades é possível:

$$\frac{Q_c}{K_c} = 1 \Rightarrow \text{O sistema ESTÁ em equilíbrio}$$

$$\frac{Q_c}{K_c} \neq 1 \Rightarrow \text{O sistema NÃO ESTÁ em equilíbrio}$$

Na segunda possibilidade, onde Q_c é diferente de K_c , podemos ter:

1. $Q_c > K_c$: Indica que Q_c deve diminuir seu valor até ficar igual a K_c . Significa que a velocidade da reação inversa nesse momento está mais alta e deverá diminuir até ficar igual à velocidade da reação direta.

2. $Q_c < K_c$: Indica que Q_c deve aumentar seu valor até ficar igual a K_c . A velocidade da reação direta nesse momento está mais alta e deverá diminuir até ficar igual à velocidade da reação inversa.

REVISÃO NA PLATAFORMA

AULAS 27

2. FÍSICO-QUÍMICA
2.7 EQUILÍBRIO QUÍMICO



APOSTILAS: 1 resumo + 20 questões

EXERCÍCIOS ONLINE: 30 questões

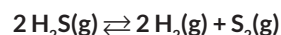
CAIU NO ENEM: 20 questões

CAIU NA CONSULTEC + STRIX: 75 questões

QUESTÕES ORIENTADAS

QUESTÃO 01

Calcule a constante do equilíbrio da dissociação do gás sulfídrico, mantido num recipiente fechado de 2 L, numa dada temperatura, no qual as concentrações das substâncias, a 25°C, são iguais a: 1,0 mol de H_2S , 0,20 mol de H_2 e 0,80 mol de S_2 .



QUESTÃO 02

Dois mols de $\text{CO}(\text{g})$ são colocados para reagir, num recipiente fechado, com dois mols de $\text{NO}_2(\text{g})$, conforme a equação:

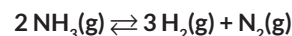


Quando se estabelece o equilíbrio, verifica-se que restam 0,5 mols de cada um dos reagentes.

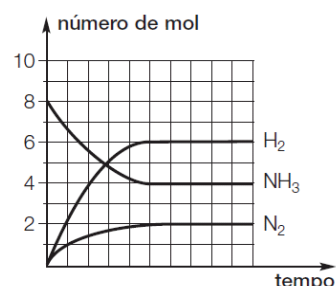
- A Qual o grau de avanço percentual da reação direta?
- B Qual o valor da constante (K_c) desse equilíbrio?

QUESTÃO 03

São colocados 8,0 mols de amônia num recipiente fechado de 5,0 litros de capacidade. Acima de 450°C, após algum tempo, o equilíbrio representado abaixo é estabelecido:



Sabendo que a variação do número de mol dos participantes está registrada no gráfico a seguir, calcule a constante (K_c) da reação nessa temperatura.



QUESTÃO 04

1 mol de H_2 e 1 mol de I_2 , ambos gasosos, foram injetados em um recipiente de 1 litro, a $500^\circ C$. Nessa temperatura, a constante de equilíbrio da síntese do HI gasoso é igual a 49. Calcule a concentração molar do HI no equilíbrio.

QUESTÃO 05

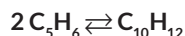
Num recipiente fechado, de volume 1,00 litro, inicialmente evacuado, foi introduzido 1,00 mol de pentacloreto de fósforo gasoso, puro. O recipiente foi mantido a $250^\circ C$ e, no equilíbrio, verificou-se a existência de 0,47 mols de gás cloro.

Calcule a constante de equilíbrio da reação (cuja equação é dada abaixo) nessa temperatura.



QUESTÃO 06

A $250^\circ C$, a constante do equilíbrio de dimerização do ciclopentadieno é igual a 2,7.



Nessa temperatura, foram feitas análises químicas de duas misturas (1 e 2) do monômero com o seu dímero. Os dados obtidos estão resumidos na tabela abaixo:

Concentrações das espécies nas misturas (mols/L)		
Mistura	Monômero (C_5H_6)	Dímero ($C_{10}H_{12}$)
1	0,800	1,728
2	1,000	3,456

- A Qual das duas misturas se encontra em equilíbrio?
- B Na mistura 2, as velocidades das reações direta e inversa são iguais? No caso de serem diferentes, qual delas está ocorrendo com velocidade maior?
- C Em qual das misturas a concentração do dímero está aumentando?

DESLOCAMENTO DE EQUILÍBRIO

Quando um equilíbrio químico é alcançado numa dada temperatura, as concentrações das substâncias presentes não se alteram mais, uma vez que as velocidades das reações direta, e inversa, ficaram iguais.

Assim, desde que não ocorra qualquer perturbação do sistema, provocada por um agente externo, o equilíbrio químico permanecerá nessa situação, indefinidamente.

Entretanto, no caso de ocorrer uma perturbação exterior, o equilíbrio irá se deslocar para um dos dois lados, de modo a minimizar os efeitos dessa ação perturbadora, até alcançar uma nova posição de equilíbrio.

Essa observação foi resultado dos trabalhos do químico francês Henri Le Chatelier, em 1884, e ficou conhecida como "Princípio da Fuga ante a Força"

Quando se aplica uma "força" externa sobre um sistema em

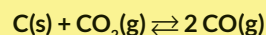
equilíbrio, ele tende a se reajustar no sentido de diminuir os efeitos dessa "força".

As **forças (ou ações) perturbadoras** aqui mencionadas são alterações que nós mesmos podemos produzir, tais como **variações na concentração** de reagentes e/ou produtos, **na pressão** (no caso de gases) e **na temperatura**.

A influência de cada um desses fatores que podem afetar um equilíbrio químico será discutida a seguir.

★ INFLUÊNCIA DA VARIAÇÃO DA CONCENTRAÇÃO (OU DA PRESSÃO PARCIAL DE UM GÁS)

Considere o seguinte equilíbrio numa dada temperatura:



Ele será utilizado aqui como exemplo para se compreender melhor o que ocorre com o equilíbrio, obtido num sistema fechado, quando a concentração de um dos componentes é alterada.

Adição de $CO_2(g)$

Quando adicionamos $CO_2(g)$ ao equilíbrio, ocorre imediatamente um aumento na concentração deste gás, que irá provocar um aumento do número de choques com os átomos de $C(s)$. Isso favorece a formação de $CO(g)$, ou seja, o equilíbrio é **deslocado para o lado direito**.

Se, em lugar do gás carbônico, tivéssemos adicionado $C(s)$ ao equilíbrio, não haveria qualquer deslocamento, uma vez que a concentração de um sólido é constante.

Adição de $CO(g)$

Quando adicionamos $CO(g)$ a este equilíbrio, ocorre imediatamente um aumento na concentração do composto, que se transforma parcialmente em $CO_2(g)$ e em $C(s)$. Nesse caso, o equilíbrio se **desloca para a esquerda**.

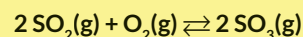
Remoção parcial de $CO(g)$

Quando retiramos uma parte do $CO(g)$ que se encontra no equilíbrio, ocorre imediatamente uma diminuição na concentração deste gás e, como consequência, a velocidade da reação inversa diminui. Logo, a velocidade da reação direta, sendo maior, favorece a formação de $CO(g)$, ou seja, o equilíbrio se **desloca para a direita**.

★ INFLUÊNCIA DA VARIAÇÃO DA PRESSÃO TOTAL DO GÁS

Quando aumentamos a pressão sobre um equilíbrio gasoso num sistema fechado e sob temperatura constante, ele se desloca no sentido de produzir menor volume de gás, ou seja, de produzir um menor número de mols de gás.

Para analisar o efeito, vamos considerar o equilíbrio seguinte, a uma temperatura constante:



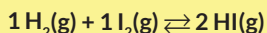
Se aumentamos a pressão total do equilíbrio, ele se desloca para o lado direito, favorecendo a formação do $SO_3(g)$, porque nesse sentido diminui o número de mols total de gases e, conseqüentemente, há diminuição de volume.

Generalizando:

Aumento da Pressão: desloca o equilíbrio para o lado que tem o menor número de mols de gás.

Diminuição da Pressão: desloca o equilíbrio para o lado que tem o maior número de mols de gás.

1. Em equilíbrios onde não há variação de número de mols entre os dois lados da equação, a variação de pressão não irá provocar qualquer deslocamento. Observe o exemplo a seguir:



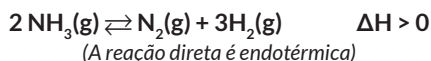
2. Se adicionarmos um gás inerte a um equilíbrio gasoso qualquer, mantido a volume constante, irá ocorrer um aumento da pressão total do sistema. No entanto, não irá ocorrer variação da pressão parcial dos gases que formam o equilíbrio. Portanto, nessa condição de volume constante, não ocorrerá deslocamento do equilíbrio. Entretanto, no caso de o gás inerte ser adicionado a um equilíbrio que é mantido sob pressão constante, as pressões parciais dos componentes do equilíbrio vão diminuir, o que requer uma análise mais cuidadosa.

★ INFLUÊNCIA DA VARIAÇÃO DA TEMPERATURA

A variação da temperatura, além de provocar o deslocamento do equilíbrio, é a única ação perturbadora que **altera o valor da constante de equilíbrio**.

No equilíbrio, há duas reações ocorrendo em sentidos contrários, com a mesma velocidade: uma delas é **endotérmica**, a que absorve calor, e a outra é **exotérmica**, que libera calor. Quando aumentamos a temperatura, favorecemos mais a reação que absorve calor. Por outro lado, quando há diminuição da temperatura, favorecemos a reação que libera calor. Observe o que ocorre com os dois equilíbrios dados como exemplos:

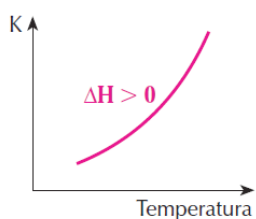
1º exemplo:



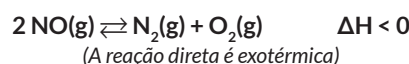
quando a temperatura é aumentada — deslocamos o equilíbrio no sentido da reação direta, que é **endotérmica** (para a direita);

quando a temperatura é diminuída — deslocamos o equilíbrio no sentido da reação inversa, que é **exotérmica** (para a esquerda).

Os dois gráficos a seguir ilustram o comportamento da variação da constante de equilíbrio com a temperatura. No primeiro caso, **quando a reação direta é endotérmica**, o aumento de T produz um deslocamento para a direita, aumentando as concentrações dos produtos e diminuindo as dos reagentes. Logo, o valor de K_c aumenta.



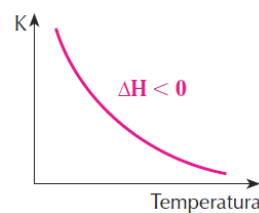
2º exemplo:



aumento da temperatura — desloca o equilíbrio no sentido da reação **endotérmica** (para a esquerda);

diminuição da temperatura — desloca o equilíbrio no sentido da reação **exotérmica** (para a direita).

No segundo caso, onde a **reação direta é exotérmica**, com o aumento da temperatura do equilíbrio, diminuem as concentrações dos produtos, aumenta a concentração dos reagentes e, portanto, K_c diminui.



★ SOBRE OS CATALISADORES NOS EQUILÍBRIOS QUÍMICOS

Sabemos que os catalisadores são materiais que aumentam a velocidade das reações químicas porque encontram um novo caminho de reação onde a energia de ativação é mais baixa. Na situação de um equilíbrio, a diminuição da energia de ativação tem o mesmo valor tanto para a reação direta quanto para a reação inversa.

Logo, **o catalisador não desloca qualquer equilíbrio químico**. Seu único efeito é diminuir do tempo necessário para que o equilíbrio seja atingido.

Quadro resumo

Mudança nas condições	Desloca para...	Alteração no valor da constante
1. Aumento da concentração do reagente ou da pressão parcial	→	Não
2. Aumento da contração do produto ou da pressão parcial	←	Não
3. Diminuição da concentração do reagente ou da pressão parcial	←	Não
4. Diminuição da concentração do produto ou da pressão parcial	→	Não
5. Aumento da pressão TOTAL	O lado de menor volume gasoso (menor número de mols de gás)	Não
6. Diminuição da pressão TOTAL	O lado de maior volume gasoso (maior número de mols de gás)	Não

7. Aumento da temperatura	O lado endotérmico.	Sim
8. Diminuição da temperatura	O lado exotérmico.	Sim
9. Catalisador	Não desloca o equilíbrio.	Não

REVISÃO NA PLATAFORMA



AULAS 27



2. FÍSICO-QUÍMICA
2.7 EQUILÍBRIO QUÍMICO

APOSTILAS: 1 resumo + 20 questões

EXERCÍCIOS ONLINE: 30 questões
CAIU NO ENEM: 20 questões
CAIU NA CONSULTEC + STRIX: 75 questões

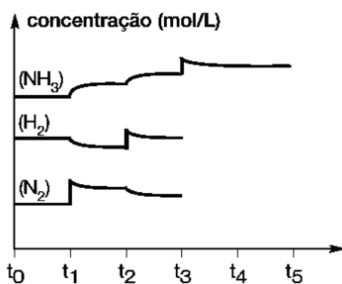


QUESTÕES ORIENTADAS

QUESTÃO 01

O gráfico abaixo representa alterações na concentração das espécies N_2 , H_2 e NH_3 que estão em equilíbrio no instante t_0 , sob pressão e temperatura constantes.

Analise o gráfico, e discuta em grupo as respostas das seguintes situações:



- A O que ocorre entre os instantes t_0 e t_1 ?
- B O que ocorre nos instantes t_1 , t_2 e t_3 ?
- C O que ocorre entre os instantes t_1 e t_2 ?
- D Como variam as concentrações das substâncias entre os instantes t_2 e t_3 ?
- E Como variam as concentrações das substâncias simples após t_3 ?

QUESTÃO 02

A equação representativa da reação de decomposição térmica do bicarbonato de sódio é:



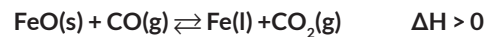
Considere as seguintes condições:

- I. A reação ocorre num sistema fechado.
- II. A reação ocorre num sistema aberto.
- III. Adiciona-se de CO_2 gasoso ao sistema fechado.
- IV. Remoção de vapor d'água do sistema fechado.

- A Discutir em sala o que acontece com o equilíbrio se ele se encontra na situação I e realizamos, separadamente, as ações III e IV?
- B Há possibilidade de equilíbrio na condição I? Por quê?

QUESTÃO 03

O ferro metálico pode ser extraído de seus minérios em altas temperaturas, segundo o equilíbrio descrito abaixo:

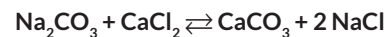


Para melhorar o rendimento de ferro metálico, qual das ações abaixo você poderia sugerir?

- I. aumentar a pressão parcial de CO_2 .
- II. resfriar a mistura para solidificar o ferro líquido.
- III. aumentar a pressão parcial de CO.
- IV. agitar a mistura para liberar os gases.

QUESTÃO 04

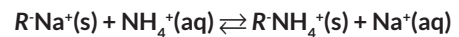
Enquanto servia à expedição de Napoleão Bonaparte, no Egito, Claude Bertholet observou que, nas margens dos lagos salgados, numa região rica em calcário, havia pequenas quantidades de carbonato de sódio no sedimento. Sabe-se, que em laboratório, em meio aquoso, ocorre o processo descrito abaixo, espontâneo:



Como Bertholet justificou a possibilidade de se formar o carbonato de sódio nesses lagos? Procure saber do professor se sua resposta está correta.

QUESTÃO 05

Algumas argilas do solo têm a capacidade de trocar cátions da sua estrutura por cátions de soluções aquosas do solo. A troca iônica pode ser representada pelo equilíbrio:



em que R representa parte de uma argila.

Considere que o solo argiloso de uma certa região foi regado com uma solução aquosa de um adubo, contendo NH_4NO_3

- A A adição do adubo provocou deslocamento do equilíbrio?
- B Em caso positivo, o deslocamento ocorreu em qual sentido?