



UNIVERSIDADE FEDERAL DO ESPÍRITO SANTO
CENTRO UNIVERSITÁRIO NORTE DO ESPÍRITO SANTO
Projeto Pró-Ensino de Química Geral

APOSTILA DE EQUILÍBRIO QUÍMICO

São Mateus

2019

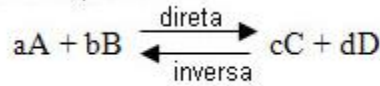
SUMÁRIO

1. INTRODUÇÃO.....	2
2. CLASSIFICAÇÃO	3
2.1 Equilíbrio Homogêneo.....	3
2.2 Equilíbrio Heterogêneo.....	3
3. CONSTANTE DE EQUILÍBRIO QUÍMICO	3
3.1 Constante de equilíbrio (K_c).....	3
3.2 Constante de equilíbrio em termos de Pressões Parciais (K_p).....	5
4. GRAU DE EQUILÍBRIO (α).....	5
5. QUOCIENTE DA REAÇÃO (Q_c)	6
6. PRINCÍPIO DE LE CHATELIER	9
7. FATORES QUE ALTERAM O ESTADO DE EQUILÍBRIO.....	10
7.1 Efeito da pressão.....	10
7.2 Efeito da temperatura.....	11
7.3 Efeito da concentração.....	11
7.4 Efeito do catalisador	12
8. BIBLIOGRAFIA	13

1. INTRODUÇÃO

“O equilíbrio químico é um estado dinâmico em que as reações direta e inversa ocorrem com velocidades iguais, sem que haja mudança na concentração dos participantes da reação”.

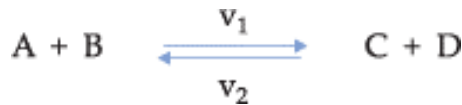
A reação direta ocorre no sentido da esquerda para a direita da equação química (ou seja, consumindo o reagente e formando o produto), já a reação inversa, ocorre no sentido da direita para a esquerda da equação química (consumindo o produto e formando reagente).



Uma equação é dita reversível quando a mesma pode ocorrer nos dois sentidos e então a notação usada é “ \leftrightarrow ”.

Assim que a reação direta é iniciada, a inversa também ocorre sem que haja o esgotamento de algum dos reagentes. A reação reversível parece “parar” em algum momento, em um ponto intermediário chamado estado de equilíbrio. Porém o que ocorre é que a velocidade da reação direta é igual à velocidade da reação inversa e, portanto, as concentrações de reagentes e produtos permanecem constantes. Neste momento temos então o chamado equilíbrio químico.

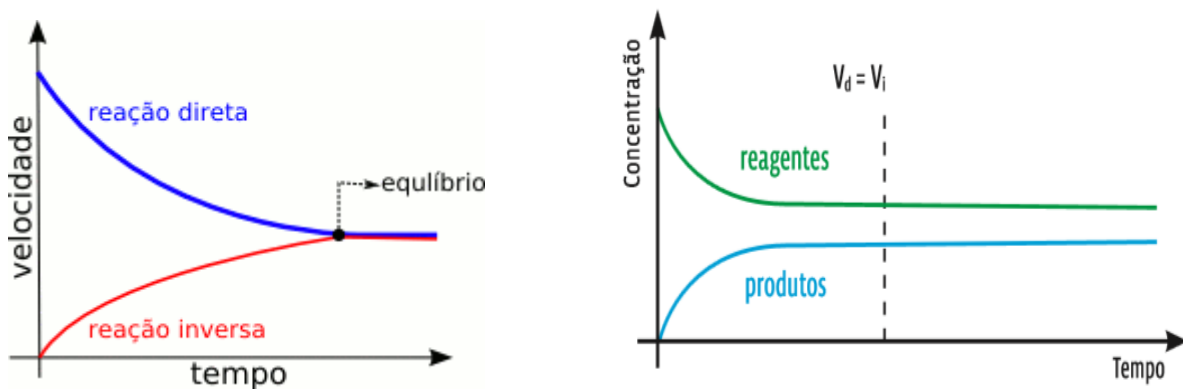
Considerando a equação geral:



Temos que v_1 é a velocidade da reação direta e v_2 a velocidade da reação inversa.

No início, v_1 é o máximo porque as concentrações de A e B apresentam valores máximos, enquanto v_2 é igual à zero, porque C e D ainda não foram formados. À medida que a reação ocorre, A e B diminuem, e C e D aumentam, portanto, v_1 diminui e v_2 aumenta, até que as duas velocidades se igualem. No instante em que $v_1 = v_2$, podemos dizer que o sistema atinge o estado de equilíbrio.

Gráfico 1- velocidade e concentração em relação ao tempo.



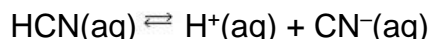
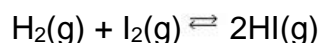
Fonte: Adaptada de <http://educacao.globo.com/quimica/assunto/equilibrio-quimico/equilibrio-quimico-e-constante-de-equilibrio.html> - Acesso em: 16/05/2019

2. CLASSIFICAÇÃO

Os equilíbrios químicos podem ser classificados como homogêneos e heterogêneos.

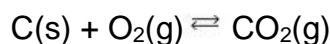
2.1 Equilíbrio Homogêneo

É aquele em que todos os participantes da reação se encontram em uma única fase. Portanto, classificamos o sistema como sendo homogêneo.



2.2 Equilíbrio Heterogêneo

É aquele em que os participantes da reação se encontram em mais de uma fase. Portanto, classificamos o sistema como sendo heterogêneo.



3. CONSTANTE DE EQUILÍBRIO QUÍMICO

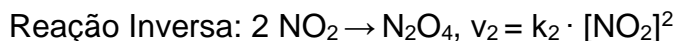
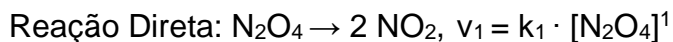
3.1 Constante de equilíbrio (K_c)

Podemos calcular as concentrações dos reagentes e dos produtos a partir da concentração inicial dos reagentes e as condições em que a reação foi conduzida.

Vamos considerar a reação de formação do NO_2 a partir do N_2O_4 . Escrevendo a expressão da velocidade da reação direta e inversa temos:

$$\text{Equação Geral: } v = k [\text{A}]^x \cdot [\text{B}]^y$$

Assumindo que esta reação seja elementar (ocorra em apenas uma fase), podemos escrever os coeficientes estequiométricos como expoente na lei da velocidade.



Como $v_1 = v_2$

$$k_1 \cdot [\text{N}_2\text{O}_4]^1 = k_2 \cdot [\text{NO}_2]^2$$

mas como k_1 e k_2 são constantes:

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} \quad K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]}$$

K_c é chamada constante de equilíbrio e só pode ser calculada a partir das concentrações de equilíbrio. Generalizando temos:

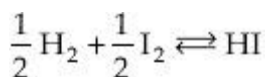
$$K_c = \frac{[\text{produtos}]}{[\text{reagentes}]}$$

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

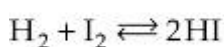
Observações:

- A constante de equilíbrio K_c varia com a temperatura;
- Quanto maior o valor de K_c , maior o rendimento da reação, já que no numerador temos os produtos e no denominador os reagentes. Portanto, comparando valores de K_c em duas temperaturas diferentes, podemos saber em qual destas a reação direta apresenta maior rendimento;
- O valor numérico de K_c depende de como é escrita a equação química.

Por exemplo:



$$K_{c1} = \frac{[\text{HI}]}{[\text{H}_2]^{\frac{1}{2}} \cdot [\text{I}_2]^{\frac{1}{2}}}$$



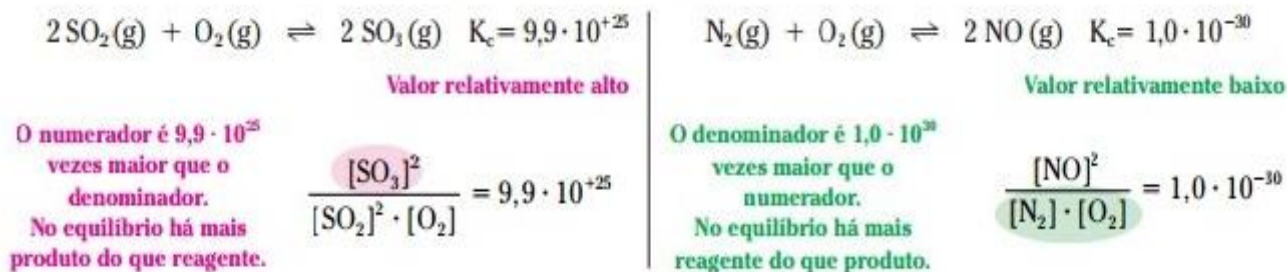
$$K_{c2} = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]}$$

$$K_{c1} \neq K_{c2}$$

Por este motivo devemos escrever sempre a equação química junto com o valor de K_c .

- A constante de equilíbrio é adimensional, ou seja, não possui unidade.

Figura 1 – Cálculo da constante K_c

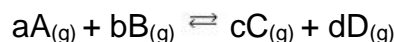


Fonte: <https://descomplica.com.br/blog/quimica/resumo-equilibrio-quimico/> - Acesso em: 16/05/2019

3.2 Constante de equilíbrio em termos de Pressões Parciais (K_p)

Quando os componentes do equilíbrio são substâncias gasosas, além da constante K_c , podemos expressar a constante de equilíbrio em termos de pressões parciais (K_p).

Assim para a reação:

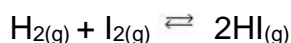


a constante de equilíbrio pode ser expressa na seguinte fórmula:

$$K_p = \frac{(P_C)^c \cdot (P_D)^d}{(P_A)^a \cdot (P_B)^b} \Rightarrow \text{Constante de equilíbrio em termos de pressões parciais } K_p$$

Portanto, concluímos que K_p é a razão entre o produto das pressões parciais dos produtos gasosos e o produto das pressões parciais dos reagentes gasosos, estando todas as pressões elevadas a expoentes iguais aos respectivos coeficientes, na equação química balanceada.

Por exemplo:



$$K_p = \frac{(P_{HI})^2}{(P_{H_2}) \cdot (P_{I_2})}$$

Observação: Para equilíbrio em sistema heterogêneo, o estado sólido não participa das expressões K_p e K_c , o estado líquido participa somente de K_c , e o estado gasoso participa das duas expressões.

A relação entre as constantes, K_c e K_p pode ser expressa genericamente por:

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

Onde:

n → variação da quantidade em mols (diferença entre a quantidade em mols dos produtos e reagentes).

K_c → constante de equilíbrio em termos de concentração molar.

K_p → constante de equilíbrio em termos das pressões parciais.

T → temperatura absoluta.

R → constante dos gases.

4. GRAU DE EQUILÍBRIO (α)

O grau de equilíbrio é a relação entre a quantidade de matéria (em mol) que reagiu (até atingir o equilíbrio) e a quantidade de matéria inicial no sistema para cada espécie. Ele pode ser expresso como número puro ou como porcentagem. Considere o exemplo a seguir:

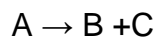
$$\alpha = \frac{\text{quantidade em mols que reagiu}}{\text{quantidade inicial em mols}}$$

Note que: $0 \leq \alpha \leq 1$ ou $0 \leq \alpha \leq 100\%$

Todas as reações inicialmente possuem $\alpha = 0$, pois não há produto ainda. Porém o reagente vai sendo consumido até que atinja o equilíbrio químico (concentração não varia mais). Quanto mais α é próximo de 1 (100%), maior o rendimento da reação.

Exemplo:

Consideramos a reação:



No início, encontramos 2,00 mols de A e no equilíbrio são encontrados 0,80 mols de A sem reagir. Concluimos, então, que reagiu $2,00 - 0,80 = 1,20$ mols de A. O grau de equilíbrio fica:

$$\alpha = \frac{1,2}{2,0} \qquad \alpha = 0,60 \qquad \alpha = 60\%$$

Concluindo, podemos dizer que, quanto maior o valor de α no equilíbrio, encontramos menor sobra de reagentes em maior quantidade de produtos. Quanto menor o valor de α no equilíbrio, encontramos muita sobra de reagentes e pouco produto.

5. QUOCIENTE DA REAÇÃO (Q_c)

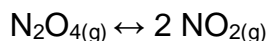
Q_c representa a relação entre as concentrações (em mol/L) dos membros da reação em qualquer momento, inclusive naqueles em que o equilíbrio ainda não esteja estabelecido. Q_c é calculado da mesma maneira que a constante de equilíbrio (K_c), assim, conseguimos analisar se o sistema atingiu o equilíbrio ou não através da relação entre Q_c e K_c da seguinte forma.

Se $\frac{Q_c}{K_c} = 1$, o sistema está em equilíbrio.

Se $\frac{Q_c}{K_c} \neq 1$, o sistema está em desequilíbrio.

EXEMPLO (cálculo de Q_c):

Consideremos a seguinte reação reversível entre os gases tetróxido de dinitrogênio (N_2O_4) e o dióxido de nitrogênio (NO_2):



$$Q_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} \quad \text{e} \quad K_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]}$$

Para essa reação sabemos que o valor de **K_c é 0,2**.

Digamos, então, que sejam realizados três experimentos com essa reação à mesma temperatura e que foram encontradas as concentrações em matéria (em mol/L) para essas substâncias. Essas respectivas concentrações estão alistadas na tabela abaixo:

Substâncias:	[NO ₂]	[N ₂ O ₄]
Experimento I:	4 mol/L	4 mol/L
Experimento II:	0,2 mol/L	0,2 mol/L
Experimento III:	0,06 mol/L	0,06 mol/L

Concentrações de substâncias obtidas em experimentos diferentes

Agora vamos calcular o valor de Q_c em cada experimento e depois relacionar com o valor de K_c :

Experimento I:

$$Q_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]}$$

$$Q_c = \frac{(4)^2}{4}$$

$$Q_c = 4$$

Experimento II:

$$Q_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]}$$

$$Q_c = \frac{(0,2)^2}{0,2}$$

$$Q_c = 0,2$$

Experimento III:

$$Q_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]}$$

$$Q_c = \frac{(0,06)^2}{0,06}$$

$$Q_c = 0,06$$

* Relacionando com K_c :

Experimento I:

$$\frac{Q_c}{K_c} = \frac{4}{0,2}$$

$$\frac{Q_c}{K_c} = 20$$

Experimento II:

$$\frac{Q_c}{K_c} = \frac{0,2}{0,2}$$

$$\frac{Q_c}{K_c} = 1$$

Experimento III:

$$\frac{Q_c}{K_c} = \frac{0,06}{0,2}$$

$$\frac{Q_c}{K_c} = 0,3$$

*Analisando os resultados:

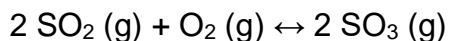
Experimento I: O valor da relação Q_c/K_c deu igual a 20, ou seja, um valor maior do que 1, o que significa que o equilíbrio não foi atingido.

Experimento II: O valor da relação Q_c/K_c deu exatamente igual a 1, o que significa que o equilíbrio foi atingido. Desse modo, não há deslocamento do equilíbrio.

Experimento III: O valor da relação Q_c/K_c deu igual a 0,3, ou seja, um valor menor do que 1, o que significa que o equilíbrio não foi atingido.

EXEMPLO (CÁLCULO DE K_c A PARTIR DAS CONCENTRAÇÕES EM EQUILÍBRIO):

Um equilíbrio envolvido na formação da chuva ácida está representado pela equação:



Em um recipiente de 1 litro, foram misturados 6 mols de dióxido de enxofre e 5 mols de oxigênio. Depois de algum tempo, o sistema atingiu o equilíbrio; o número de mols de trióxido de enxofre medido foi 4. Qual é o valor aproximado da constante de equilíbrio?

Para encontrar a constante de equilíbrio, precisamos descobrir as concentrações de SO_2 e O_2 no equilíbrio. Uma vez que temos quantos mols de produto são formados no equilíbrio, basta montar a tabela respeitando a estequiometria da reação:

Tabela 1 – Quantidade de mols na reação.

DADOS	SO_2	O_2	SO_3
QUANT. INICIAL	6	5	0
QUANT. REAGE / É FORMADA	-2X	-X	2X
QUANT. NO EQUÍL.	6-2X	5-X	2X

Fonte: elaborado pelo autor.

O valor de x corresponde à extensão da reação. Ela permite relacionarmos a variação na quantidade de determinada substância com a variação na quantidade de outra substância. Cada unidade de x (corrigida pelo seu coeficiente estequiométrico) corresponde à quantidade (em mols) de substância que é:

- Consumida, no caso dos reagentes;
- Produzida, no caso dos produtos.

Devemos respeitar as relações estequiométricas de coeficientes e produtos. Assim, para descobrir a quantidade de mols consumida ou gerada por determinado componente, o valor de x sempre será multiplicado pelo coeficiente estequiométrico associado a ele.

Note que, de acordo com a equação da reação balanceada, o número de mols consumidos de SO_2 é o dobro do número de mols de O_2 . Ainda, o número de mols de SO_3 formados é duas vezes o número de mols de O_2 consumidos. Com auxílio da tabela, podemos afirmar que:

$$2X = 4$$

$$X = 2 \text{ mol/L}$$

Dessa forma, as concentrações de reagente no equilíbrio são:

$$[O_2]_{eq} = 5-x$$

$$[SO_2]_{eq} = 6-2x$$

$$[O_2]_{eq} = 3 \text{ mol/L}$$

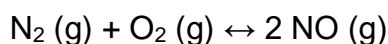
$$[SO_2]_{eq} = 2 \text{ mol/L}$$

Calculando Kc:

$$K_c = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2 [O_2]} = \frac{[4]^2}{[2]^2 [3]} = 1,33$$

EXEMPLO: CÁLCULO DAS QUANTIDADES EM EQUILÍBRIO A PARTIR DO Kc

A altas temperaturas, N₂ reage com O₂ produzindo NO, um poluente atmosférico:



À temperatura de 2.000 K, a constante do equilíbrio acima é igual a $4,0 \cdot 10^{-4}$. Nessa temperatura, se as concentrações de equilíbrio de N₂ e O₂ forem, respectivamente, $4,0 \cdot 10^{-3}$ e $1,0 \cdot 10^{-3}$ mol/L, qual será a de NO? A primeira coisa a fazer é pensar na tabela. Nesse caso, a única variável que não conhecemos é a concentração de NO na expressão de Kc - que é justamente o "x". Construindo a tabela temos:

Tabela 2 – Quantidade de mols no equilíbrio.

DADOS	N2	O2	NO
QUANT. NO EQUILÍBRIO	$4 \cdot 10^{-3}$	$1 \cdot 10^{-3}$	X

Fonte: elaborado pelo autor.

Calculando Kc:

$$K_c = \frac{[NO]^2}{[N_2]^2 [O_2]} = \frac{[x]^2}{[4 \cdot 10^{-3}]^2 [10^{-3}]} = 4 \cdot 10^{-4}$$

$$x^2 = 16 \cdot 10^{-10} \rightarrow x = 4 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

6. PRINCÍPIO DE LE CHATELIER

Uma vez que um sistema atinja o equilíbrio, ele permanecerá nessa situação enquanto não houver ação de um agente externo sobre ele que gere alterações nas condições de equilíbrio. Se, no entanto, o sistema em equilíbrio sofrer uma perturbação, ele reagirá de modo a minimizar seus efeitos.

De acordo com o Princípio de Le Chatelier: "Quando uma força externa age sobre um sistema em equilíbrio, este se desloca, procurando anular a ação da força aplicada".

Quando a velocidade da reação direta aumenta, dizemos que o equilíbrio está se deslocando para a direita - ou no sentido dos produtos. Já quando aumenta a velocidade

da reação inversa, dizemos que o equilíbrio está se deslocando para a esquerda - no sentido dos reagentes. Ambos os acontecimentos, porém, são temporários, pois o sistema sempre convergirá para um novo estado de equilíbrio.

Para avaliar a influência das perturbações sobre o equilíbrio, podemos pensar no funcionamento de uma gangorra: quando adicionamos uma carga no lado direito, ele se torna mais pesado e tende a perder altura. Desse modo, para equilibrá-la, uma carga deve ser também adicionada ao lado esquerdo. A retirada da carga de um dos lados tem efeito análogo: para garantir o equilíbrio, devemos remover a carga no lado oposto também.

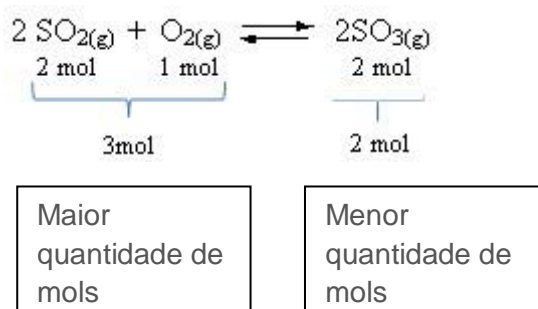
7. FATORES QUE ALTERAM O ESTADO DE EQUILÍBRIO

7.1 Efeito da pressão

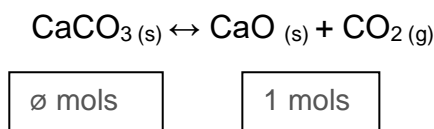
Uma modificação na pressão em um sistema só altera o equilíbrio em sistemas com um ou mais reagentes em fase gasosa. Quando aumentamos a pressão sobre um sistema em equilíbrio dessa natureza, à temperatura constante, ele reage no sentido da reação capaz de diminuir esse aumento e vice-versa.

De maneira geral: Aumento da pressão favorece o sentido com menor quantidade em mol de gás (menor volume). A diminuição da pressão favorece o sentido com maior quantidade em mol de gás (maior volume)

Exemplo:



Lembre-se que a variação na pressão total só afeta reagentes na forma de gás. Assim, no caso de equilíbrios heterogêneos em que temos sólidos e gases ou líquidos e gases, para avaliar o efeito da pressão contamos apenas as quantidades de elementos gasosos. Observe o exemplo abaixo:



Somente a variação na pressão parcial de CO₂ afeta o equilíbrio.

7.2 Efeito da temperatura

A variação de temperatura é o único fator externo que, além de provocar deslocamento no equilíbrio químico, também altera o valor de K_c . Em um sistema em equilíbrio sempre temos duas reações: a endotérmica, que pode ser o sentido direto ou o inverso, dependendo do valor de entalpia da reação, (ΔH^R) e a exotérmica, que será o sentido oposto.

Por convenção, o valor de ΔH^R sempre se refere ao sentido direto da reação (lembre-se de que ele pode ser calculado a partir da subtração entre a entalpia de formação de produtos e reagentes). Quando a reação direta é exotérmica, ela libera calor no sentido direto ($\Delta H^R < 0$) e absorve no sentido inverso. Quando a reação é endotérmica, ela absorve calor no sentido direto ($\Delta H^R > 0$) e libera no sentido inverso.

O aumento de temperatura de um sistema em equilíbrio favorece mais o sentido da reação endotérmica. A diminuição de temperatura de um sistema em equilíbrio, no entanto, favorece o sentido da reação exotérmica. Lembre-se de que $\Delta H > 0$ indica que o processo é endotérmico, já $\Delta H < 0$, que o processo é exotérmico.

Exemplo:

Considerando a reação hipotética, sob pressão e concentração constantes:
 $A(g) \rightleftharpoons B(g)$, $\Delta H > 0$ (reação endotérmica)

- Se aumentarmos a temperatura, o equilíbrio se desloca para direita e o rendimento aumenta.
- Se diminuirmos a temperatura, o equilíbrio se desloca para esquerda.

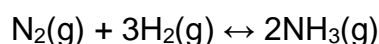
Agora, seja a reação hipotética, sob pressão e concentração constantes:

$B(g) \rightleftharpoons A(g)$, $\Delta H < 0$ (reação exotérmica)

- Se aumentarmos a temperatura, o equilíbrio se desloca para esquerda e o rendimento diminui.
- Se diminuirmos a temperatura, o equilíbrio se desloca para a direita e o rendimento aumenta.

7.3 Efeito da concentração

O efeito da concentração será estudado em sistemas nos quais a temperatura permanece constante. Considere o equilíbrio de síntese de amônia, um importante fertilizante:



Se adicionarmos ao meio reacional N_2 ou H_2 , aumentaremos o número de choques efetivos entre esses reagentes. Desse modo, o sistema favorecerá a formação de NH_3 , de modo a minimizar a perturbação gerada pela adição. Em outras palavras, a velocidade da reação direta será aumentada.

Todavia, se adicionarmos NH_3 , estaremos promovendo maior número de choques efetivos entre moléculas de produtos. Então, dessa vez o sistema promoverá aumento da concentração de N_2 ou H_2 em equilíbrio. Nesse caso, a velocidade da reação inversa será privilegiada.

A adição de uma substância (reagente ou produto) em um equilíbrio, de modo geral, favorece o sentido de consumo dessa substância. Analogamente, a remoção de uma substância em um equilíbrio, de modo geral, favorece o sentido da formação dessa substância.

Generalizando, a adição de reagentes a qualquer sistema em equilíbrio o desloca no sentido dos produtos. Já a adição de produtos a um sistema em equilíbrio o desloca no sentido dos reagentes.

Podemos também retirar N_2 ou H_2 do meio reacional. Nesse caso, o aumento dos choques efetivos seria entre as moléculas de NH_3 . Assim, o sistema facilitará a formação de N_2 e H_2 , uma vez que o NH_3 em excesso precisa ser consumido.

Contudo, se for diminuída a concentração de NH_3 , o efeito será o oposto: a formação de NH_3 será favorecida. Note que dessa vez são os reagentes que estão em maior quantidade.

Universalizando, a remoção de reagentes de qualquer sistema em equilíbrio o desloca no sentido dos próprios reagentes. Por outro lado, a remoção de produtos de um sistema em equilíbrio o desloca no sentido dos respectivos produtos.

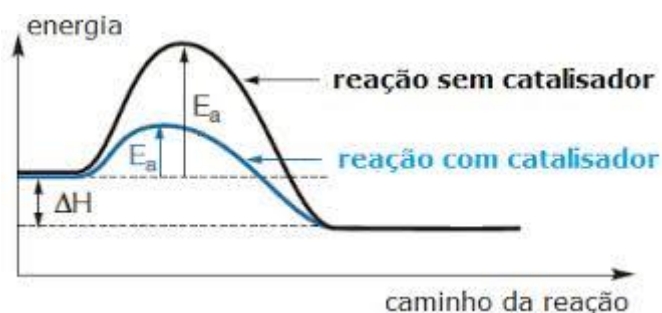
7.4 Efeito do catalisador

Para que uma reação química ocorra, reagentes devem romper a “barreira energética” - chamada de Energia de Ativação (E_a) - que os separa dos produtos. Quanto maior a E_a , mais lenta é a reação. Quando o obstáculo energético é vencido, forma-se primeiramente o complexo ativado - uma estrutura instável e intermediária entre reagentes e produtos, na qual as ligações químicas entre reagentes são enfraquecidas e as entre produtos estão em formação. *Cuidado*: não confunda as grandezas ΔH^R e E_a :

- E_a corresponde à menor energia necessária aos reagentes para a formação do complexo ativado;
- ΔH^R representa uma medida da diferença energética entre reagentes e produtos.

Assim, podemos fazer a seguinte representação do caminho de reação:

Gráfico 2 – Reação com e sem catalisador.



Fonte: <https://www.mesalva.com>

O catalisador possibilita um novo caminho para a reação. Quando adicionado, ele forma com o reagente um novo intermediário de reação que exige menor energia de ativação, fazendo com que a reação se processe de maneira mais rápida. No final do processo, o catalisador é regenerado sem sofrer alteração permanente, ou seja, ele não é consumido.

Dessa maneira, sua concentração não sofre alteração ao longo da reação química. Como o catalisador aumenta a velocidade das reações direta e inversa igualmente, a sua adição provoca a diminuição do tempo necessário para que esse equilíbrio seja atingido.

Importante: Catalisadores não deslocam o equilíbrio! Ou seja, não alteram as concentrações em equilíbrio (valor de K_c e K_p) ou o rendimento obtido no processo.

Devemos ter cuidado para não confundir o efeito da variação de temperatura e do catalisador: Ambos diminuem o tempo - energia - necessários para atingir o equilíbrio químico.

No entanto, o uso do catalisador acarretará em um equilíbrio com as mesmas concentrações obtidas se ele não for usado. Enquanto isso, a variação da temperatura desloca o equilíbrio, gerando alteração nas quantidades de reagentes e produtos - no valor de K_c .

Os catalisadores aceleram igualmente as reações direta e inversa, de forma que nenhum dos sentidos do equilíbrio é favorecido. A presença de um catalisador fará com que o sistema atinja o equilíbrio mais rapidamente.

Por diminuir a energia necessária para que reações em equilíbrio ocorram, catalisadores são amplamente usados na indústria química, por vezes combinados com condições de reação severas.

8. BIBLIOGRAFIA

DISPONÍVEL EM:

<https://cdn.mesalva.com/uploads/medium/attachment/ZXF1aWxpYnJpby1xdWltaWNvLTIwMTgtdjEyOTAxMjAxOFQxMTQy.pdf>

ACESSO EM 05/05/2019

DISPONÍVEL EM: <https://descomplica.com.br/blog/quimica/resumo-equilibrio-quimico/> ACESSO EM 05/05/2019