

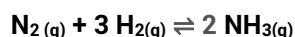
Equilíbrio Químico

Resumo

Equilíbrio químico

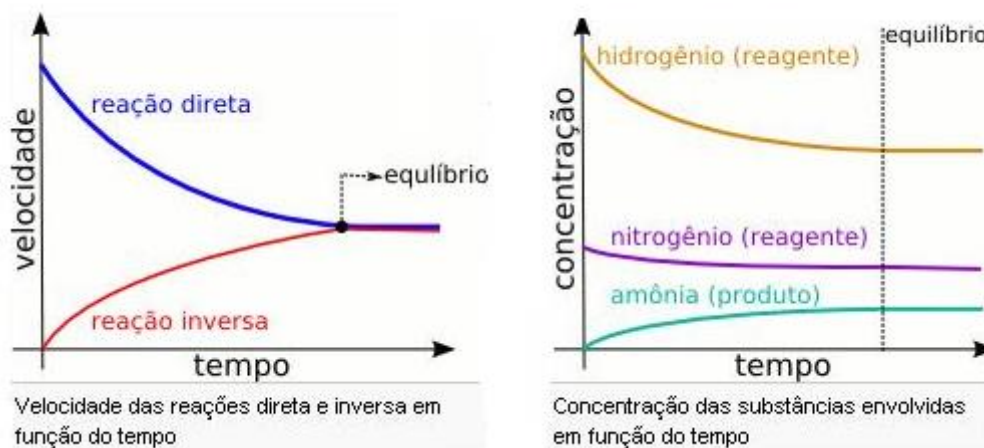
Existem reações onde os reagentes e os produtos estão em constante reação em processos opostos, tais reações chamamos de reações reversíveis, que quando com a mesma velocidade de reação em ambos os sentidos atingem o equilíbrio químico.

Exemplo:



A reação representada acima de produção da amônia(NH₃) é uma reação reversível, onde a todo momento temos H₂ e N₂ reagindo para formar NH₃, mas também temos a amônia(NH₃) se decompondo e voltando a se tornar H₂ e N₂. Quando estas velocidades de reação em ambos os sentidos se igualam, dizemos que alcançamos o equilíbrio químico.

Gráfico de equilíbrio químico:

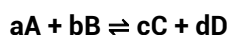


Psii!!

No momento em que as velocidades ou concentração se tornam constantes atingimos o equilíbrio químico da reação.

Expressão para Equilíbrio Químico e a constante K_c

Em 1886, químicos noruegueses descobriram existir uma relação entre a concentração dos reagentes e dos produtos em equilíbrio químico, excluindo os reagentes e produtos no estado físico sólido. Essa relação foi chamada de Lei de Ação das massas, onde para uma reação reversível genérica:



Temos que a relação entre as concentrações será:

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

Onde **K_c** é a nossa constante de equilíbrio.

Psiu!!

Quanto maior o valor de K_c , maior a tendência de ocorrer a reação no sentido de formação dos produtos. Quanto menor o valor de K_c , maior a tendência de ocorrer a reação no sentido de formação dos reagentes.

Psiu 2!!

Em soluções aquosas, a concentração da água deve ser considerada constante, e não aparecerá na expressão do K_c .

Exemplo: Dada as concentrações de H_2 , I_2 e HI no equilíbrio igual a: 2 mol/L, 1 mol/L e 6 mol/L, respectivamente. Para a reação $H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightarrow 2 HI_{(g)}$, calcule a constante de equilíbrio:

$$K_c = \frac{[\text{Produto}]}{[\text{Reagente}]} = \frac{6^2}{2 \cdot 1} = 36/2 = 18$$

Expressão para Equilíbrio Químico e a constante K_p

Com relação aos gases participantes do equilíbrio, podemos gerar uma relação entre reagentes e produtos através de suas pressões parciais, já que essas pressões são proporcionais às suas molaridades.

Exemplo:

Para a reação: $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$

Temos que a relação entre as pressões parciais será:

$$K_p = \frac{P_C^c P_D^d}{P_A^a P_B^b}$$

Onde K_p é a nossa constante de equilíbrio em relação a pressão parcial.

Psiu!!

Para cálculo de K_p não apareceram na expressão substâncias nos estados físicos sólidos e líquidos, apenas substâncias no estado físico gasoso.

Exemplo: Qual a expressão de K_p para a reação de síntese da amônia de Haber-Bosch? Dado: Reação: $3 H_2 + N_2 \rightarrow 2 NH_3$

$$K_p = \frac{(pNH_3)^2}{(pH_2)^3 \cdot (pN_2)^1}$$

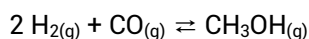
Relação entre K_p e K_c

É possível chegar a uma relação entre K_c e K_p através da equação:

$$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} \text{ ou } K_c = K_p \cdot (R \cdot T)^{-\Delta n}$$

Δn = variação do número de mols dos gases (n° mols produtos – n° mols reagentes)

Exemplo: Considere o seguinte equilíbrio químico:



Sabendo que K_c vale $300 \text{ mol}^{-2} \cdot \text{L}^2$, a 425°C , determine o valor de K_p a essa mesma temperatura:

(Dado: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$).

$$273 + 425 = 698 \text{ K}$$

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

$$K_p = 300 \cdot (0,082 \cdot 698)^{1-3}$$

$$K_p = 0,092$$

Princípio de Le Chatelier

Sabemos que um sistema que se encontra em equilíbrio – após ter alcançado a igualdade para as velocidades do sentido direto e inverso – tende a permanecer nessa situação. No entanto, quando algum **agente externo** exerce sua interferência sobre o tal sistema, gerando uma **perturbação que o tire da situação de equilíbrio** – isto é, faz com que um sentido da reação adquira velocidade maior que a de outro sentido –, **o próprio sistema se encarrega de minimizá-la**, a fim de voltar ao equilíbrio. Como ele faz isso? **Deslocando a reação** para um dos sentidos.

A essa “reação” do sistema às perturbações externas, os cientistas deram o nome de **Princípio de Le Chatelier**, haja vista que foi Henri Louis Le Chatelier, em 1884, quem cunhou o enunciado de tal princípio.

Mas quais são as ações ou **perturbações externas** que afetam o equilíbrio dos sistemas? A resposta é: **concentração, pressão e temperatura**.

Importante!

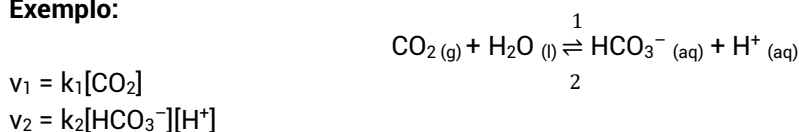
Dos fatores citados acima, o único que tem a capacidade de alterar o valor da **constante de equilíbrio (K_c)** é a **temperatura**. Vou te lembrar isso algumas vezes ao longo deste resumo, fique de olho e grave bem.

Concentração

Influências básicas:

- Ao aumentarmos a concentração de um composto, o equilíbrio se desloca no sentido de consumir este composto.** Ou seja, se aumentamos a quantidade de um reagente, o equilíbrio se desloca no sentido direto, para diminuir a concentração desse reagente; já se aumentamos a quantidade de um produto, o equilíbrio se desloca no sentido inverso, para diminuir a concentração desse produto. Ainda em outras palavras, ao se **aumentar a concentração** de um composto da reação, o equilíbrio se desloca pro **lado oposto da seta**.

Exemplo:



Obs: Sólidos e líquidos puros não entram na lei de velocidade, por isso a água não entrou em v_1 .

Este é o sistema encontrado dentro de uma garrafa de água gaseificada. Por ser uma situação de **equilíbrio**, **v_1 é igual a v_2 ($v_1 = v_2$)**. Quando bebemos a água, esse sistema cai pro nosso estômago, que é ácido, o que significa dizer que lá a concentração de H^+ é alta.

Isso se configura como uma perturbação ao sistema, pois veja: se v_2 é proporcional à $[\text{H}^+]$ – **$v_2 = k_2[\text{HCO}_3^-][\text{H}^+]$** –, então, quando se aumenta a quantidade de H^+ no sistema, a v_2 também aumenta. Com isso, v_2 fica maior que v_1 ($v_2 > v_1$), o que nos diz que o sistema saiu do equilíbrio.

Neste caso, para qual lado o equilíbrio se deslocou? Para o lado esquerdo, sentido 2 (inverso). Isso é simples de perceber, pois se v_2 agora é o sentido de maior velocidade, a reação está andando mais para a

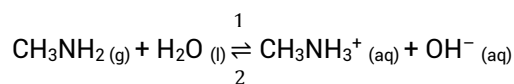
esquerda do que para a direita. Este deslocamento faz com que as concentrações dos reagentes aumentem até alcançar um novo estágio de equilíbrio. Ou seja, forma-se mais água e CO₂, provocando-nos o arrote.

Olha eu aqui de novo:

No novo estágio de equilíbrio alcançado, o K_c é o mesmo que o do estágio de equilíbrio preexistente. Só que agora as concentrações dos compostos de ambos os lados da seta estão diferentes. Lembra que eu disse que só a temperatura muda o valor de K_c? Então, **se não alteramos a temperatura, não alteramos o K_c**, embora as concentrações estejam diferentes.

b. Ao diminuirmos a concentração de um composto, o equilíbrio se desloca no sentido de produzir este composto. Ou seja, se reduzimos a quantidade de um reagente, o equilíbrio se desloca no sentido inverso, para aumentar a concentração desse reagente; já se reduzimos a quantidade de um produto, o equilíbrio se desloca no sentido direto, para aumentar a concentração desse produto. Ainda em outras palavras, ao se **diminuir a concentração** de um composto da reação, o equilíbrio se desloca pro **mesmo lado da seta**.

Exemplo:



$$v_1 = k_1[\text{CH}_3\text{NH}_2]$$

$$v_2 = k_2[\text{CH}_3\text{NH}_3^+][\text{OH}^-]$$

Os peixes possuem um odor característico devido à produção de metilamina (CH₃NH₂). Esse composto tem caráter básico, pois reage com água formando OH⁻. Para tirar o odor do peixe, as pessoas costumam por limão ou vinagre nele, e de fato tira. Mas por quê?

Quando pingamos limão (solução de ácido cítrico) ou vinagre (solução de ácido acético), acrescentamos H⁺ ao sistema, por serem ambos ácidos. Essa quantidade de H⁺ neutraliza íons OH⁻, consumindo-os para formar água (H⁺ + OH⁻ → H₂O), o que diminui a concentração de OH⁻ no sistema.

Isso se configura como uma perturbação ao sistema, pois veja: se v₂ é proporcional à [OH⁻] – v₂ = k₂[CH₃NH₃⁺][OH⁻] –, então, quando se diminui a quantidade de OH⁻ no sistema, a v₂ também diminui. Com isso, v₁ fica maior que v₂ (v₁ > v₂), o que nos diz que o sistema saiu do equilíbrio.

Neste caso, para qual lado o equilíbrio se deslocou? Para o lado direito, sentido 1 (direto). Isso é simples de perceber, pois se v₁ agora é o sentido de maior velocidade, a reação está andando mais para a direita do que para a esquerda. Este deslocamento faz com que as concentrações dos produtos aumentem até alcançar um novo estágio de equilíbrio. Ou seja, consome-se mais metilamina e água, reduzindo ou eliminando o odor de peixe.

Obs: O “**OLHA EU AQUI DE NOVO**” que botei anteriormente serve para este caso também. Tudo igualzinho. Se você se esqueceu, é só voltar lá e reler agora.

Olhando de forma diferente:

Para entendermos o deslocamento de equilíbrio devido a alterações de concentração, podemos analisar a **fórmula do K_c**. Certamente você está lembrada/o que a **constante de equilíbrio só depende da temperatura** (olha o “**OLHA EU AQUI DE NOVO**” de novo), que a mudança de concentração não muda o K_c.

Então, olha só o caso “**a**”:

K_c = [HCO₃⁻][H⁺]/[CO₂] → Se aumentamos a [H⁺], para o K_c se manter constante, temos que aumentar a [CO₂] também. E isso só ocorre se a reação se deslocar no sentido inverso.

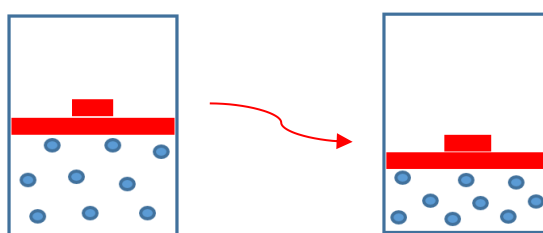
Agora olha o caso “b”:

$K_c = \frac{[\text{CH}_3\text{NH}_3^+][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{NH}_2]}$ → Se diminuimos $[\text{OH}^-]$, para o K_c se manter constante, temos que diminuir a $[\text{CH}_3\text{NH}_2]$ também. E isso só ocorre se a reação se deslocar no sentido direto.

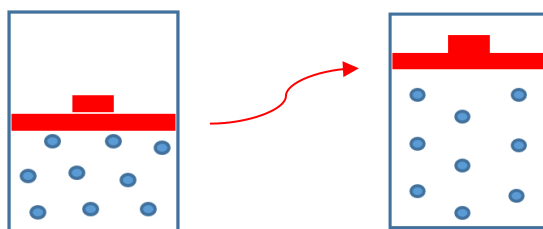
Pressão

Em primeiro lugar, precisamos ter em mente que **o fator pressão só influi sobre equilíbrios gasosos**, e nos lembrar que a relação entre pressão e volume é íntima e inversa (são inversamente proporcionais). Ou seja, quando **aumentamos a pressão** sobre um sistema gasoso, seu **volume diminui**. Já se **diminuimos a pressão** sobre ele, seu **volume aumenta**.

No sistema gasoso abaixo, por exemplo, ao pressionarmos o êmbolo (vermelho), o espaço onde o gás está inserido diminui, ou seja, seu volume se reduz. O que fizemos foi uma **compressão** do gás.

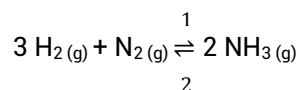


Ao puxarmos o êmbolo para cima, em contrapartida, o espaço onde o gás está inserido fica maior, ou seja, seu volume aumenta. O que fizemos foi uma **descompressão/expansão** do gás.



Dito isso, já podemos prosseguir para as influências básicas:

- a. Ao **aumentarmos a pressão** de um sistema em equilíbrio, **o equilíbrio se desloca para o lado de menor volume**. Isto é simples de entender, acompanhe:



No sistema gasoso em equilíbrio acima, a reação direta produz 2 mols de gás; já a reação inversa produz 4 mols de gás, no total (3 mols de H_2 + 1 mol de N_2). **Em determinado volume, este sistema mantém cada um desses gases em concentração adequada ao espaço que ocupam** (e isso constantemente, por estar em situação de equilíbrio).

Assim, **quando comprimimos este recipiente**, seu volume diminui, e **as concentrações preexistentes precisam se alterar para que o conjunto dos gases caiba no novo e menor espaço**. É óbvio que a nova conformação exige um volume menor de gases. Para tanto, o equilíbrio terá de se deslocar para

formar uma quantidade de gases que ocupem menos espaço do que o que havia antes, e a saída terá que ser o deslocamento no sentido direto, o que forma apenas 2 mols de gás.

- b. Ao **diminuirmos a pressão** de um sistema em equilíbrio, **o equilíbrio se desloca para o lado de maior volume**. Utilizamos o mesmo raciocínio do caso "a", aproveitando o caso da produção de amônia.

Quando descomprimos aquele recipiente, seu volume aumenta, e **as concentrações preexistentes precisam se alterar para que o conjunto dos gases se adeque ao novo e maior espaço**. É óbvio, da mesma forma, que a nova conformação exige um volume maior de gases. Para tanto, o equilíbrio terá de se deslocar para formar uma quantidade de gases que ocupem mais espaço do que o que havia antes, e a saída terá que ser o deslocamento no sentido inverso, o que forma 4 mols de gás.

Olhando de forma diferente:

Para entendermos o deslocamento de equilíbrio devido a alterações de pressão, podemos analisar a **fórmula do K_p** .

Desculpa, mas olha eu aqui de novo:

Não é possível que você não se lembre a **constante de equilíbrio só depende da temperatura**. Logo, você sabe que a mudança de pressão não pode mudar o K_p .

Então, olha só o caso "a":

$K_p = (P_{\text{NH}_3})^2 / (P_{\text{H}_2})^3 (P_{\text{N}_2})$ → Se aumentamos a pressão total do sistema, as pressões parciais de cada gás aumentam na mesma proporção.

Para lembrar:

Para encontrarmos a pressão parcial de um gás hipotético X, utilizamos a fórmula:

$$P_X = n_X \cdot P_{\text{total}} / n_{\text{total}}$$

Obs: n_X / n_{total} = fração molar

Nesta fórmula, a pressão parcial de um gás é proporcional à pressão total e à fração molar em que se encontra. Assim, vemos que, na expressão do K_p , a pressão parcial de cada gás também está elevada ao seu coeficiente estequiométrico.

No caso analisado, portanto, olhando para a expressão do K_p , a compressão aumenta mais o valor do denominador do que do numerador, o que reduziria o valor de K_p . Qual é a saída, então, para que o valor do K_p não seja alterado? A resposta é: aumentar a fração molar de NH_3 e diminuir as frações molares de H_2 e N_2 . Como fazemos isso? Deslocando a reação de modo a formar mais NH_3 e consumir mais H_2 e N_2 (**o sentido de menor volume**).

Agora olha o caso "b":

$K_p = (P_{\text{NH}_3})^2 / (P_{\text{H}_2})^3 (P_{\text{N}_2})$ → Se diminuirmos a pressão total do sistema, as pressões parciais de cada gás diminuem na mesma proporção.

Nesse momento, olhando para a expressão do K_p , a descompressão (redução da P_{total}) diminui mais o valor do denominador do que do numerador, o que aumentaria o valor de K_p . Qual é a saída, então, para que o valor do K_p não seja alterado? A resposta é: diminuir a fração molar de NH_3 e aumentar as frações molares de H_2 e N_2 . Como fazemos isso? Deslocando a reação de modo a consumir mais NH_3 e formar mais H_2 e N_2 (**o sentido de maior volume**).

Importante!

- a. Para reações reversíveis em que os **dois lados da seta possuem volumes iguais**, a alteração de pressão **não desloca o equilíbrio** para nenhum dos lados, como podemos ver através da equação de K_p , em que as P_{total} do numerador se cancelam com as do denominador.

- b. A adição de um **gás inerte** a um sistema (isto é, um gás que **não reage** naquele sistema) também **não provoca deslocamento de equilíbrio**. Ocorre assim porque, embora aumente a pressão total do sistema, a adição de gás inerte também altera as frações molares dos compostos (ao aumentar o n_{total}), o que compensa o aumento da P_{total} .

Temperatura

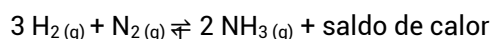
Influências básicas:

- a. Ao **aumentarmos a temperatura** de um sistema, **o equilíbrio se desloca no sentido da reação endotérmica**, ou seja, a que absorve calor mais do que libera, para formar produtos.
- b. Ao **diminuirmos a temperatura** de um sistema, **o equilíbrio se desloca no sentido da reação exotérmica**, ou seja, a que libera calor mais do que absorve, para formar produtos.

Importante!

Toda reação química absorve energia (calor) para quebrar as ligações interatômicas dos reagentes e libera calor para formar as ligações interatômicas dos produtos, como vimos no estudo da entalpia de ligações. O calor absorvido ou liberado, portanto, **o ΔH , se trata apenas de um saldo de calor**. Isso nos diz que o aumento de temperatura acelera qualquer reação química, mas acelera mais a que precisa absorver mais calor para acontecer (a endotérmica).

Exemplo:



Neste caso, a reação **direta é exotérmica**, porque libera calor como saldo; a reação **inversa é endotérmica**, porque absorve calor como saldo.

Para aumentarmos a temperatura do sistema, fornecemos calor a ele. E, mais uma vez, é tranquilo de enxergar que o fornecimento de calor **favorece mais** o sentido da reação que absorve mais calor (o endotérmico). Já a retirada de calor, isto é, a diminuição da temperatura do sistema, **atrapalha menos** o sentido da reação que precisa de menos calor para acontecer.

Olhando de forma diferente:

$$v_1 = k_1[\text{H}_2]^3[\text{N}_2]$$

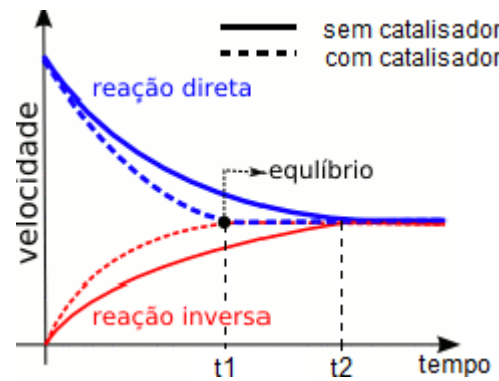
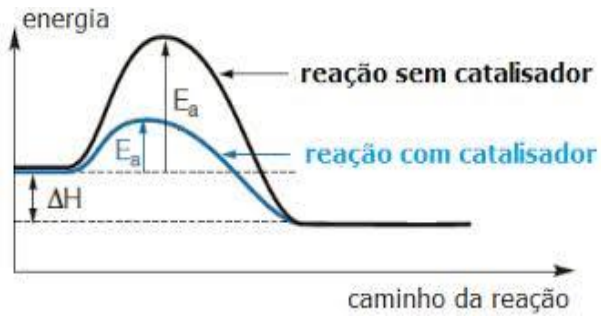
$v_2 = k_2[\text{NH}_3]^2(\text{saldo de calor}) \rightarrow$ Podemos imaginar que o **saldo de calor** entre na lei de **velocidade**. Assim sendo, o acréscimo de calor aumenta o valor de v_2 , e o sistema deixa de estar em equilíbrio (em que $v_1=v_2$). Então, se $v_2 > v_1$, a reação anda mais para a direita do que para a esquerda. A diminuição de calor, em contrapartida, diminui o valor de v_2 , e de novo o sistema fica desequilibrado. Se $v_2 < v_1$, a reação anda mais para a esquerda do que para a direita.

OPA, fica ligada/o:

E os **catalisadores**? Como deslocam o equilíbrio de uma reação reversível? Simples: **não deslocam**. O efeito dos catalisadores é acelerar uma reação através do **abaixamento da energia de ativação** dessa reação, lembra? Esse abaixamento é igual para ambos sentidos de qualquer reação reversível. Portanto, o único **efeito do catalisador** em um equilíbrio é **reduzir o tempo necessário para que o mesmo seja alcançado**.

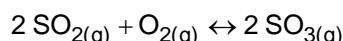
Repare que, dos reagentes para os produtos (\rightarrow), ou dos produtos para os reagentes (\leftarrow), a energia abaixa na mesma quantidade.

Repare, agora, que o catalisador diminui o tempo necessário para que o equilíbrio seja alcançado ($t_1 < t_2$);



Exercícios

1. O ácido sulfúrico é tido como um indicador da economia de um país, pois é o produto químico mais utilizado pela indústria. É aplicado em larga escala: fertilizantes, baterias de automóveis, fabricação de explosivos, fabricação de tintas e papel, refino de petróleo. O fator negativo dessa vasta utilização é o agravamento dos processos de chuva ácida, em função de uma maior liberação de compostos de enxofre. O ácido sulfúrico é um ácido corrosivo e tóxico, pode causar muita irritação e queimaduras, além de ser lesivo ao organismo, caso haja inalação, contato com a pele ou ingestão. Sua produção se dá pelo processo de contato. Em uma das etapas do processo há, em fase gasosa, o equilíbrio:

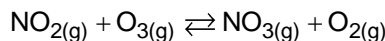


Faça o que se pede.

- a) Determine o valor da constante de equilíbrio nas condições em que, reagindo-se $8 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de SO_2 com $7 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de O_2 , obtêm-se $6 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de SO_3 quando o sistema atinge o equilíbrio. Apresente a resolução.
- b) Construa um gráfico para esse sistema representando as concentrações em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ na ordenada e o tempo na abscissa; t_e é o ponto onde foi estabelecido o equilíbrio. Apresente a curva correspondente a cada componente da reação.
2. O ozônio é um gás que existe em pequenas quantidades (cerca de 10%) na troposfera, mas em maior concentração na estratosfera, constituindo a camada de ozônio.
- a) Na troposfera, o ozônio reage com o óxido de nitrogênio produzindo oxigênio e dióxido de nitrogênio, cuja constante de equilíbrio é $6,0 \times 10^{34}$. De acordo com as concentrações descritas abaixo, verifique se o sistema está em equilíbrio.

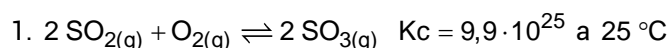
Composto	O_3	NO	O_2	NO_2
Concentração (mol L^{-1})	1×10^{-6}	1×10^{-5}	8×10^{-3}	2×10^{-4}

- b) Utilizando os dados para a reação do ozônio com o dióxido de nitrogênio na atmosfera, fornecidos abaixo, determine a expressão da velocidade e calcule o valor da constante de velocidade dessa reação



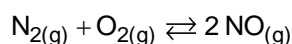
$[\text{NO}_2]/\text{mol L}^{-1}$	$[\text{O}_3]/\text{mol L}^{-1}$	Velocidade/ $\text{mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$
5×10^{-5}	1×10^{-5}	$2,2 \times 10^{-2}$
5×10^{-5}	2×10^{-5}	$4,4 \times 10^{-2}$
$2,5 \times 10^{-5}$	2×10^{-5}	$2,2 \times 10^{-2}$

3. Considere os equilíbrios:



- a) Com base nos valores de K_c , informe a direção preferencial de cada um desses sistemas.
 b) A que fenômeno ambiental a equação 1 pode ser corretamente relacionada? Explique como ela participa da formação desse fenômeno.

4. A reação de formação do gás NO consiste em processo endotérmico e é dada pela seguinte equação:



Assinale o que for correto sobre o equilíbrio dessa reação.

(01) A constante de equilíbrio dessa reação será dada por $K_C = \frac{[\text{NO}]^2}{[\text{N}_2][\text{O}_2]}$.

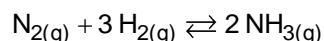
(02) Se aumentarmos a temperatura do meio reacional, o equilíbrio da reação se deslocará no sentido dos produtos.

(04) Se adicionarmos mais N_2 ao meio reacional, o equilíbrio da reação se deslocará no sentido dos produtos.

(08) Se diminuirmos a temperatura, haverá uma diminuição no valor da constante de equilíbrio, K_C .

Soma: ()

5. A amônia é amplamente utilizada na produção de fertilizantes e também é utilizada como precursor para a produção de diversos polímeros. A formação da amônia a partir da reação entre hidrogênio e nitrogênio é uma reação química industrial importante, representada abaixo:



Essa reação (direta) possui um $\Delta H = -46,2 \text{ kJ/mol}$ e é normalmente realizada utilizando-se um excesso de hidrogênio.

Sobre o assunto e com base nas informações acima, é correto afirmar que:

(01) a reação direta é endotérmica e a reação inversa é exotérmica.

(02) a remoção de amônia do sistema deslocará o equilíbrio para a direita, no sentido de formação dos produtos.

(04) o aumento da temperatura favorecerá o processo de produção de amônia.

(08) a redução na pressão do sistema deslocará o equilíbrio para a esquerda.

(16) a adição de hidrogênio em excesso ao sistema favorecerá a reação de formação dos reagentes.

(32) a presença de um catalisador reduzirá o tempo necessário para que a reação atinja o equilíbrio.

(64) ao iniciar a reação, sua velocidade é reduzida gradativamente até que seja atingido o equilíbrio e, então, passa a ocorrer a variação nas concentrações de produtos e reagentes.

Soma: ()

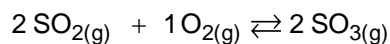
Gabarito

1. a) Determinação do valor da constante de equilíbrio:

$$[\text{SO}_2]_{\text{início}} = 8 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{O}_2]_{\text{início}} = 7 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{SO}_3]_{\text{equilíbrio}} = 6 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$



$$8 \text{ mol/L} \quad 7 \text{ mol/L} \quad 0 \text{ mol/L} \quad (\text{início})$$

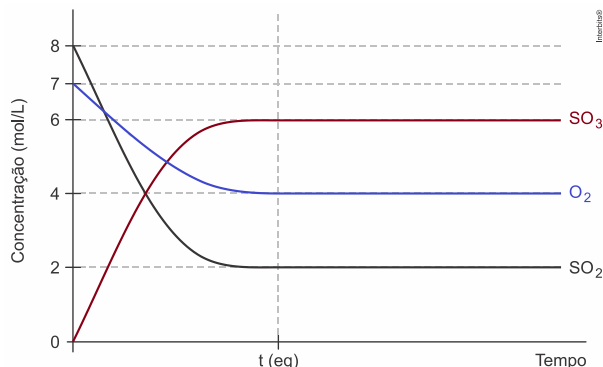
$$-6 \text{ mol/L} \quad -3 \text{ mol/L} \quad +6 \text{ mol/L} \quad (\text{durante})$$

$$2 \text{ mol/L} \quad 4 \text{ mol/L} \quad 6 \text{ mol/L} \quad (\text{equilíbrio})$$

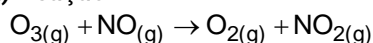
$$K_{\text{eq}} = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 \times [\text{O}_2]^1}$$

$$K_{\text{eq}} = \frac{(6)^2}{(2)^2 \times (4)^1} = 2,25$$

b) Gráfico:



2. a) Reação:



$$K_C = \frac{[\text{O}_2] \cdot [\text{NO}_2]}{[\text{O}_3] \cdot [\text{NO}]} = \frac{(8 \cdot 10^{-3}) \cdot (2 \cdot 10^{-4})}{(1 \cdot 10^{-6}) \cdot (1 \cdot 10^{-5})} = 16 \cdot 10^4$$

Pelo valor do K calculado o sistema não está em equilíbrio, pois é menor que o K_{eq} .

b) Expressão de velocidade:

$$v = k [\text{NO}_2] \cdot [\text{O}_3]$$

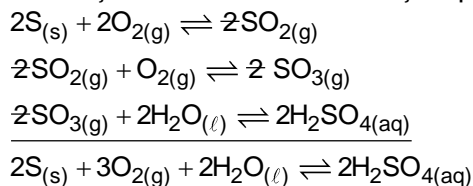
$$2,2 \cdot 10^{-2} = k(5 \cdot 10^{-5}) \cdot (1 \cdot 10^{-5})$$

$$k = 4,4 \cdot 10^7 \text{ s}^{-1}$$

3. a) K_C alto indica deslocamento para o lado dos produtos, pois o K_C é diretamente proporcional a $[\text{SO}_3]$. K_C baixo alto indica deslocamento para o lado dos reagentes, pois o K_C é inversamente

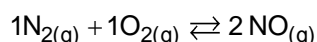
proporcional a $[O_2]$ e $[N_2]$.

b) A formação da chuva ácida. A reação que dá origem ao fenômeno será:



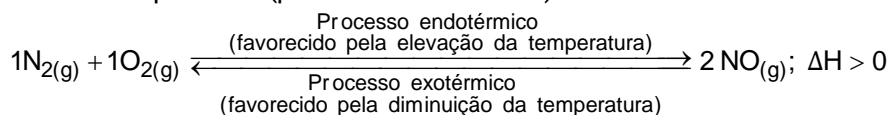
4. $01 + 02 + 04 + 08 = 15$.

[01] Correto. A constante de equilíbrio dessa reação será dada por $K_C = \frac{[NO]^2}{[N_2][O_2]}$.

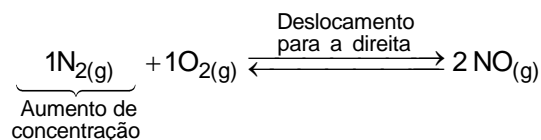


$$K_C = \frac{[NO]^2}{[N_2]^1 \times [O_2]^1}$$

[02] Correto. Se aumentarmos a temperatura do meio reacional, o equilíbrio da reação se deslocará no sentido dos produtos (processo endotérmico).



[04] Correto. Se adicionarmos mais N_2 ao meio reacional, o equilíbrio da reação se deslocará no sentido dos produtos (no sentido do consumo de N_2).



[08] Correto. Se diminuirmos a temperatura, haverá uma diminuição no valor da constante de equilíbrio, K_C .

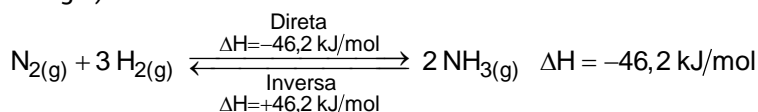
De acordo com a equação de Arrhenius: $k = A \times e^{-\left(\frac{E_{at}}{R \times T}\right)}$.

$$k = A \times e^{-\left(\frac{E_{at}}{R \times T}\right)}$$

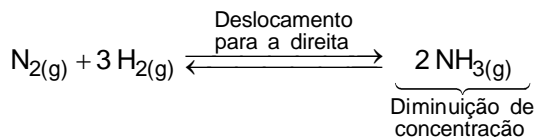
$$k = \frac{A}{e^{\left(\frac{E_{at}}{R \times T}\right) \uparrow}} \downarrow$$

5. $02 + 08 + 32 = 42$.

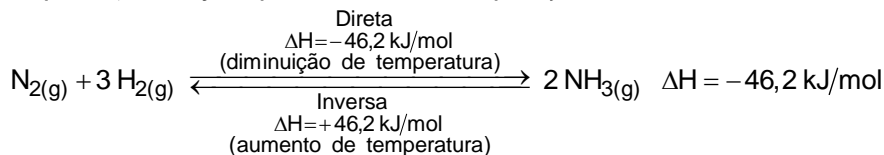
[01] Incorreta. A reação direta é exotérmica (libera energia) e a reação inversa é endotérmica (absorve energia).



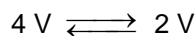
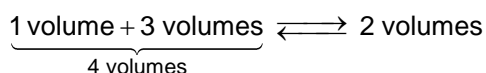
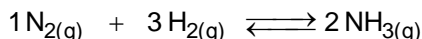
[02] Correta. A remoção de amônia do sistema deslocará o equilíbrio para a direita, no sentido de formação dos produtos.



[04] Incorreta. O aumento da temperatura favorecerá a reação endotérmica (deslocamento para a esquerda), ou seja, o processo de decomposição de amônia.

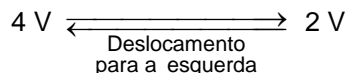


[08] Correta. A redução na pressão do sistema deslocará o equilíbrio para a esquerda (no sentido do maior volume).

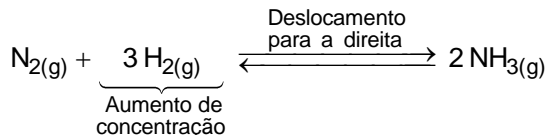


$$P \times V = k$$

$$P \downarrow \times V \uparrow = k \Rightarrow \text{Deslocamento para a esquerda.}$$



[16] Incorreta. A adição de hidrogênio em excesso ao sistema favorecerá a reação de formação de amônia.



[32] Correta. A presença de um catalisador reduzirá o tempo necessário para que a reação atinja o equilíbrio, pois diminuirá a energia de ativação do processo direto e inverso.

[64] Incorreta. Ocorrerá a variação nas concentrações de produtos e reagentes até o equilíbrio ser atingido.