

## Equilíbrio químico: Kc e Kp e Princípio de Le Chatelier

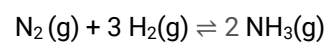
### Resumo

---

#### Equilíbrio químico

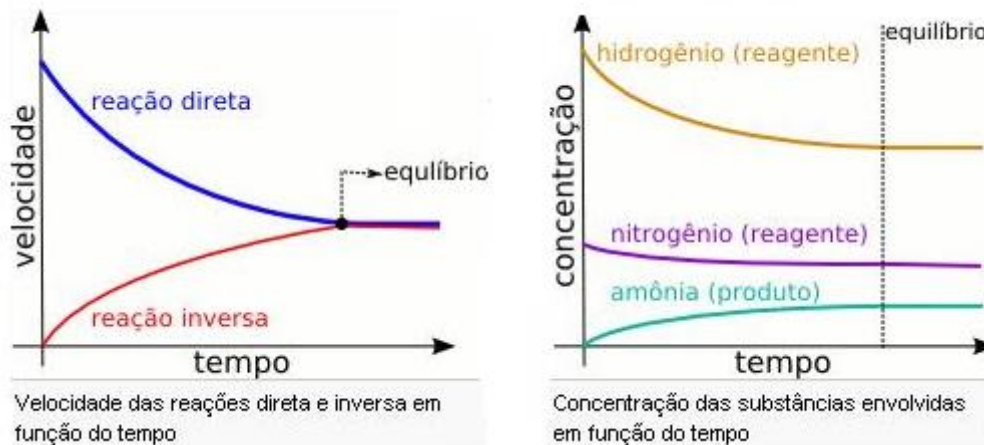
Existem reações onde os reagentes e os produtos estão em constante reação em processos opostos, tais reações chamamos de reações reversíveis, que quando com a mesma velocidade de reação em ambos os sentidos atingem o equilíbrio químico.

Exemplo:



A reação representada acima de produção da amônia(NH<sub>3</sub>) é uma reação reversível, onde a todo momento temos H<sub>2</sub> e N<sub>2</sub> reagindo para formar NH<sub>3</sub>, mas também temos a amônia(NH<sub>3</sub>) se decompondo e voltando a se tornar H<sub>2</sub> e N<sub>2</sub>. Quando estas velocidades de reação em ambos os sentidos se igualam, dizemos que alcançamos o equilíbrio químico.

**Gráfico de equilíbrio químico:**

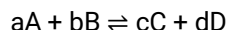


#### PSIU!!

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

### Expressão para Equilíbrio Químico e a constante Kc

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:

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

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

#### PSIU!!

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

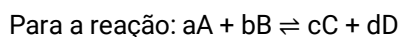
#### PSIU 2!!

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

### Expressão para Equilíbrio Químico e a constante Kp

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 as suas molaridades.

Exemplo:



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 **Kp** é a nossa constante de equilíbrio em relação a pressão parcial.

#### PSIU!!

Para cálculo de Kp não apareceram na expressão substâncias no estados físicos sólidos e líquidos.

## Relação entre Kp e Kc

É possível chegar a uma relação entre Kc e Kp através da equação:

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

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!

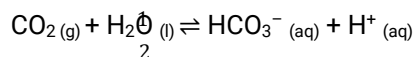
Dos fatores citados acima, o único que tem a capacidade de alterar o valor da **constante de equilíbrio (Kc)** é a **temperatura**. Vou te lembrar disso algumas vezes ao longo deste resumo, fique de olho e grave bem.

## 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:



$$v_1 = k_1[\text{CO}_2]$$

$$v_2 = k_2[\text{HCO}_3^-][\text{H}^+]$$

**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  $\text{H}^+$  é alta.

Isso se configura como uma perturbação ao sistema, pois veja: se  $v_2$  é proporcional à  $[H^+] - v_2 = k_2[HCO_3^-][H^+]$ , 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.

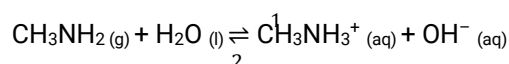
Neste caso, para qual lado o equilíbrio se deslocou? Para o lado esquerdo, sentido 2 (inverso). Isso é simples de perceber, pois se  $v_2$  agora é o sentido de maior velocidade, a reação está andando mais para a esquerda do que para a direita. Este deslocamento faz com que as concentrações dos reagentes aumentem até alcançar um novo estágio de equilíbrio. Ou seja, forma-se mais água e  $CO_2$ , provocando-nos o arroto.

**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:**



$$v_1 = k_1[CH_3NH_2]$$

$$v_2 = k_2[CH_3NH_3^+][OH^-]$$

Os peixes possuem um odor característico devido à produção de metilamina ( $CH_3NH_2$ ). 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 ( $H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$ ), o que diminui a concentração de  $OH^-$  no sistema.

Isso se configura como uma perturbação ao sistema, pois veja: se  $v_2$  é proporcional à  $[OH^-] - v_2 = k_2[CH_3NH_3^+][OH^-]$ , então, quando se diminui a quantidade de  $OH^-$  no sistema, a  $v_2$  também diminui. Com isso,  $v_1$  fica maior que  $v_2$  ( $v_1 > v_2$ ), 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  $v_1$  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**”:

$K_c = \frac{[\text{HCO}_3^-][\text{H}^+]}{[\text{CO}_2]}$  → Se aumentamos a  $[\text{H}^+]$ , para o  $K_c$  se manter constante, temos que aumentar a  $[\text{CO}_2]$  também. E isso só ocorre se a reação se deslocar no sentido inverso.

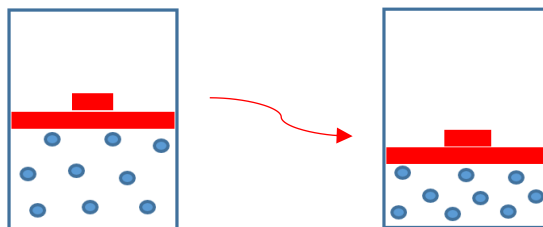
Agora olha o caso “**b**”:

$K_c = \frac{[\text{CH}_3\text{NH}_3^+][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{NH}_2]}$  → Se diminuirmos  $[\text{OH}^-]$ , 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.

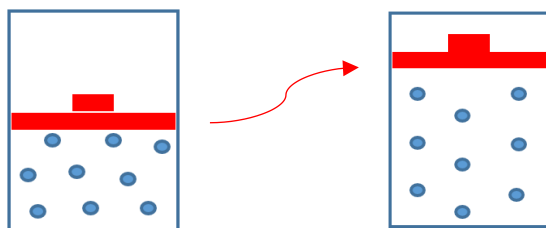
## Pressão

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 **diminuirmos 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.

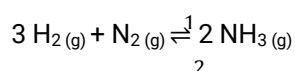


Ao puxarmos o êmbolo para cima, em contrapartida, o espaço onde o gás está inserido fica maior, ou seja, seu volume aumenta. O que fizemos foi uma **descompressão/expansão** do gás.



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  $\text{H}_2$  + 1 mol de  $\text{N}_2$ ). **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:**  $n_X / n_{\text{total}}$  = 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  $\text{NH}_3$  e diminuir as frações molares de  $\text{H}_2$  e  $\text{N}_2$ . Como fazemos isso? Deslocando a reação de modo a formar mais  $\text{NH}_3$  e consumir mais  $\text{H}_2$  e  $\text{N}_2$  (**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!

- 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.
- 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  $P_{total}$ .

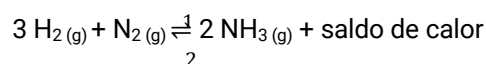
## Temperatura

Influências básicas:

- 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.
- 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  $\Delta H$ , 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 precisar 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.

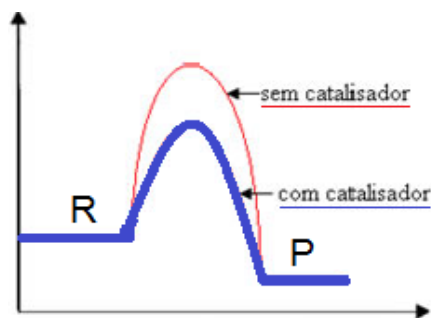
→ **Olhando de forma diferente:**

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

$v_2 = k_2[\text{NH}_3]^2$  (saldo de calor) → 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.

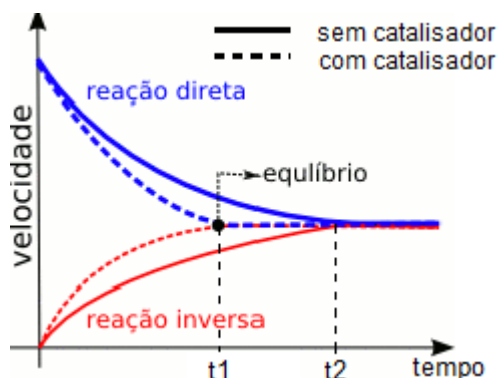
! **OPA, fica ligada/o:**

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 (→), ou dos produtos para os reagentes (←), a energia abaixa na mesma quantidade.

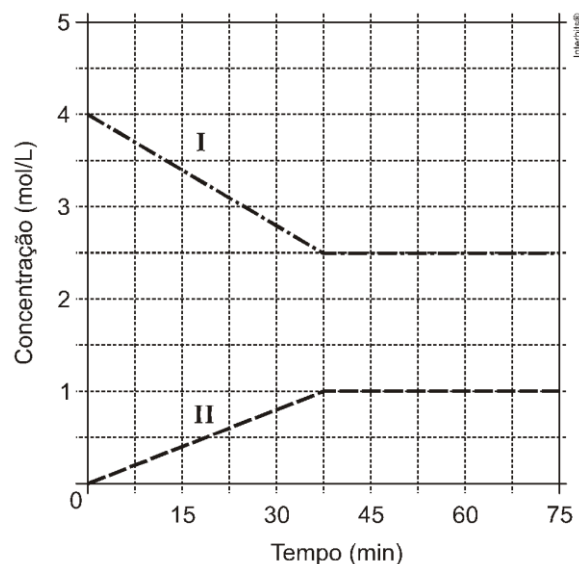
Repare, agora, que o catalisador diminui o tempo necessário para que o equilíbrio seja alcançado ( $t_1 < t_2$ );



Exercícios

- Sob condições adequadas de temperatura e pressão, ocorre a formação do gás amônia. Assim, em um recipiente de capacidade igual a 10 L, foram colocados 5 mol de gás hidrogênio junto com 2 mol de gás nitrogênio. Ao ser atingido o equilíbrio químico, verificou-se que a concentração do gás amônia produzido era de 0,3 mol/L. Dessa forma, o valor da constante de equilíbrio ( $K_C$ ) é igual a

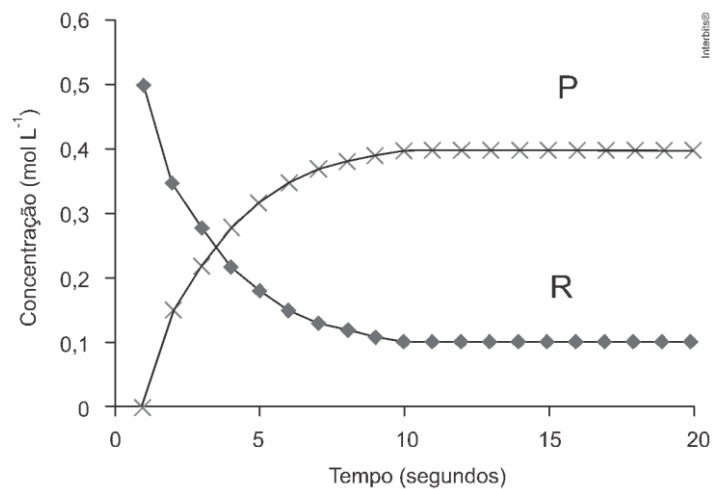
  - $1,80 \cdot 10^{-4}$
  - $3,00 \cdot 10^{-2}$
  - $6,00 \cdot 10^{-1}$
  - $3,60 \cdot 10^1$
  - $1,44 \cdot 10^{-4}$
  
- O gráfico mostra a variação da concentração molar, em função do tempo e a uma dada temperatura, para um determinado processo reversível representado pela equação genérica  $3A_{2(g)} \rightleftharpoons 2A_{3(g)}$ .



Dessa forma, segundo o gráfico, é incorreto afirmar que

- o sistema entrou em equilíbrio entre 30 e 45 minutos.
- a curva I representa a variação da concentração molar da substância  $A_{2(g)}$ .
- esse processo tem valor de  $K_C = 0,064$ .
- até atingir o equilíbrio, a velocidade média de consumo do reagente é de  $0,04 \text{ mol.L}^{-1}.\text{min}^{-1}$ .
- até atingir o equilíbrio, a velocidade média de formação do produto é de  $0,08 \text{ mol.L}^{-1}.\text{min}^{-1}$ .

3. O gráfico abaixo mostra o caminho da reação de conversão de um reagente (R) em um produto (P), tendo r e p como coeficientes estequiométricos. A cinética da reação é de primeira ordem.



A partir das informações do gráfico é certo que

- a reação é completa.
  - o valor da constante de equilíbrio é 4
  - o equilíbrio reacional é alcançado somente a partir de 15s
  - a velocidade da reação é maior em 10s do que em 5s
  - a reação tem os coeficientes r e p iguais a 2 e 1, respectivamente.
4. O tetróxido de dinitrogênio gasoso, utilizado como propelente de foguetes, dissocia-se em dióxido de nitrogênio, um gás irritante para os pulmões, que diminui a resistência às infecções respiratórias.

Considerando que no equilíbrio a 60°C a pressão parcial do tetróxido de dinitrogênio é 1,4atm e a pressão parcial do dióxido de nitrogênio é 1,8atm, a constante de equilíbrio  $K_p$  será, em termos aproximados,

- 1,09 atm
- 1,67 atm
- 2,09 atm
- 2,31 atm
- 3,07 atm

5. Em um sistema fechado, uma reação reversível atinge o equilíbrio quando a velocidade da reação direta fica igual à velocidade da reação inversa. Como consequência, as concentrações de reagentes e produtos ficam constantes.

Um equilíbrio químico pode ser deslocado variando-se a temperatura, a pressão e alguma concentração. De acordo com o Princípio de Le Chatelier, temos:

- I. Um aumento da concentração de uma substância faz o equilíbrio deslocar-se para consumir essa substância.
- II. Um aumento da temperatura faz o equilíbrio deslocar-se no sentido da reação endotérmica.
- III. Um aumento da pressão faz o equilíbrio deslocar-se no sentido da contração de volume.

A equação a seguir representa uma das etapas da formação do ferro-gusa:



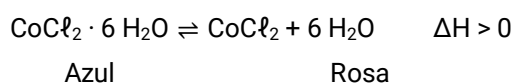
Trata-se de um sistema em equilíbrio, a uma temperatura de 25°C e 1 atmosfera de pressão. Reconhecendo a importância da produção de ferro, qual das seguintes ações favorece a sua produção?

- a) Aumentar a pressão.
- b) Aumentar a temperatura.
- c) Diminuir a concentração de CO.
- d) Aumentar a concentração de CO<sub>2</sub>.
- e) Diminuir a temperatura.

6. O “galinho do tempo”, abaixo representado, é um objeto que indica as condições meteorológicas, pois sua coloração muda de acordo com a temperatura e a umidade do ar.

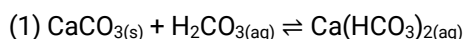


Nesse caso, a substância responsável por essa mudança de coloração é o cloreto de cobalto,  $\text{CoCl}_2$ , que, de acordo com a situação, apresenta duas cores distintas – azul ou rosa –, como representado nesta equação:

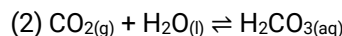


Considerando-se essas informações, é correto afirmar que as duas condições que favorecem a ocorrência, no “galinho do tempo”, da cor azul são:

- baixa temperatura; a umidade não interfere.
  - alta temperatura; a umidade não interfere.
  - alta temperatura e baixa umidade.
  - baixa temperatura e alta umidade.
  - baixa temperatura e baixa umidade.
7. A água que corre na superfície da Terra pode se tornar ligeiramente ácida devido à dissolução do  $\text{CO}_2$  da atmosfera e à dissolução de ácidos resultantes da decomposição dos vegetais. Quando essa água encontra um terreno calcário, tem início um processo de dissolução descrito em (1), abaixo:



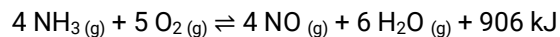
Isso, em razão do  $\text{CaCO}_3$  ser insolúvel em água e o carbonato ácido ser bem mais solúvel. Inicia-se um processo de erosão química do calcário, que demora milhares de anos. À medida que a água vai-se aprofundando no terreno, a pressão da coluna d’água provoca um aumento da dissolução do  $\text{CO}_2$  na água, de acordo com a reação (2):



Variando-se a pressão, a posição de equilíbrio se altera. Quando a água goteja do teto de uma caverna, ela passa de uma pressão maior para uma pressão menor. Essa diminuição de pressão faz com que:

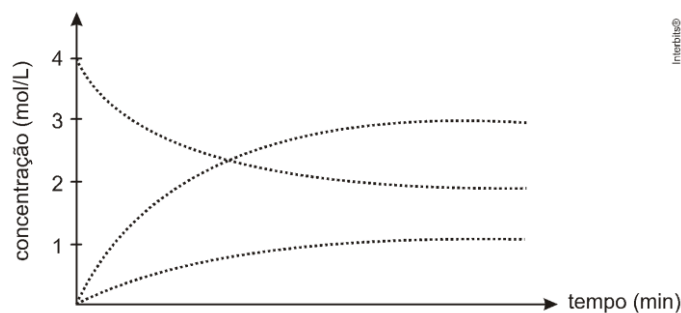
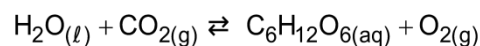
- o equilíbrio (2) e por consequência o equilíbrio (1) se desloquem para a esquerda.
- o equilíbrio (2) se desloque para a direita e por consequência o equilíbrio (1) para a esquerda.
- apenas o equilíbrio (1) se desloque para a direita.
- o equilíbrio (2) e por consequência o equilíbrio (1) se desloquem para a direita.
- o equilíbrio (2) se desloque para a esquerda e por consequência o equilíbrio (1) para a direita.

8. Na fabricação do ácido nítrico, uma das etapas é a oxidação da amônia:



Para aumentar o rendimento em monóxido de nitrogênio, pode-se usar:

- um catalisador.
  - alta temperatura e elevada pressão.
  - alta temperatura e baixa pressão.
  - baixa temperatura e alta pressão.
  - baixa temperatura e baixa pressão.
9. A fotossíntese é um processo bioquímico que converte gás carbônico e água em moléculas de glicose. Diferente do que aparenta, equivale a uma sequência complexa de reações que acontecem nos cloroplastos. Considere que esse fenômeno ocorra em uma única etapa, representada pela equação química, não-balanceada, e pela curva da variação das concentrações em função do tempo, mostradas abaixo.



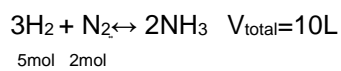
Nessa situação, a constante de equilíbrio ( $K_c$ ) para a reação é, aproximadamente, igual a

- 0,1.
  - 1,5.
  - 11.
  - 15.
  - 4
10. A constante de equilíbrio  $K_p$  para a reação  $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{g})$  é igual a 0,1. Numa mistura em equilíbrio, a pressão parcial do  $\text{NO}_2$  é igual a 0,7 atm. A pressão parcial do  $\text{N}_2\text{O}_4$  é em atm.
- 0,5
  - 0,7
  - 1,5
  - 2,5
  - 4,9

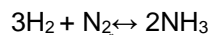
## Gabarito

---

### 1. E



$$M_{\text{H}_2}=5/10=0,5\text{M} \quad M_{\text{N}_2}=2/10=0,2\text{M}$$



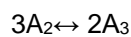
$$0,5\text{M} \quad 0,2\text{M} \quad \dots \quad \text{--->INÍCIO}$$

$$0,45\text{M} \quad 0,15\text{M} \quad 0,3\text{M} \quad \text{--->REAGIU/FORMOU}$$

$$0,05\text{M} \quad 0,05\text{M} \quad 0,3\text{M} \quad \text{--->EQUILÍBRIO}$$

$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{H}_2]^3[\text{N}_2]} \text{ --> } K_c = \frac{(0,3)^2}{(0,05)^3(0,05)} = 14400 = 1,44 \times 10^4$$

### 2. E



$$K_c = \frac{[\text{A}_3]^2}{[\text{A}_2]^3} \text{ --> } K_c = \frac{1^2}{(2,5)^3} = 0,064$$

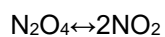
$$\text{Vel} = \frac{[\text{A}_3]}{\text{tempo}} \text{ --> } \text{Vel} = \frac{1,5}{35} = 0,04(\text{mol/L})/\text{min}$$

$$\text{Vel} = \frac{[\text{A}_2]}{\text{tempo}} \text{ --> } \text{Vel} = \frac{1}{35} = 0,028(\text{mol/L})/\text{min}$$

### 3. B

$$K_c = 0,4/0,1 = 4$$

### 4. D



$$P=1,4\text{atm} \quad P=1,8\text{atm}$$

$$K_p = \frac{(\text{PRODUTO})}{(\text{REAGENTE})} \text{ --> } (1,8)^2/1,4 = 2,31\text{atm}$$

5. **B**

Em relação a Temperatura:



----->  
Sentido Endotérmico

<-----  
Sentido Exotérmico

Em relação a Pressão: não altera o equilíbrio pois os volumes de reagentes e produtos são iguais.



1vol          1vol                          1vol          1vol

$$V_{\text{reagente}} = 2 \qquad \qquad \qquad V_{\text{produto}} = 2$$

Em relação a concentração: para a formação de ferro, temos que deslocar o sentido na formação de produto, pela diminuição do produto ou aumento do reagente.

Feita essa análise, concluímos que a resposta é a letra B, pois com o aumento de T, deslocamos para sentido endotérmico, ou seja para formação de produto.

6. **D**



Azul          Rosa

----->  
Processo Endotérmico

A diminuição da temperatura favorece o sentido de formação da coloração azul.

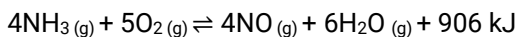
Na reação temos:

Cloreto hexahidratado, que determina a coloração azul, com o aumento da temperatura, essa água é eliminada, ficando só o cloreto, característica da com rosa. Logo, com o aumento da umidade, temos o favorecimento da cor azul.

7. **A**

Com a diminuição da pressão na reação 2, o equilíbrio será deslocado para a esquerda, pois é o sentido de maior volume, produzindo mais reagentes, em consequência descola o sentido da reação 1 para a esquerda.

8. **E**

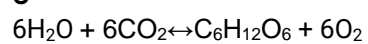


----->  
Processo Exotérmico

Com a diminuição da temperatura, deslocamos o sentido para a direita, processo exotérmico. E com a diminuição da pressão, deslocamos o sentido para o lado de maior volume, para a direita também.



9. C

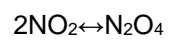


$$K_c = \frac{[\text{glicose}][\text{O}_2]^6}{[\text{CO}_2]^6}$$

\*\*Água e Sólidos não entram nos cálculos de  $K_c$ .

$$K_c = 1 \times 3^6 / 2^6 = 11,4$$

10. E



$$K_p = \frac{(\text{NO}_2)^2}{(\text{N}_2\text{O}_4)} \rightarrow 0,1 = \frac{(0,7)^2}{(\text{N}_2\text{O}_4)}$$

$$(\text{N}_2\text{O}_4) = 4,9 \text{ atm}$$