

Equilíbrio química: princípio de Le Chatelier

Resumo

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!

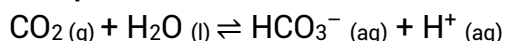
Dos fatores citados acima, o único que tem a capacidade de alterar o valor da **constante de equilíbrio (K_c)** é a **temperatura**. Vou te lembrar isso algumas vezes ao longo deste resumo, fique de olho e grave bem.

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:



Sendo V_1 a velocidade no sentido direto e V_2 no sentido inverso.

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

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

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 H^+ é alta.

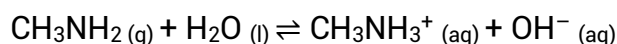
Isso se configura como uma perturbação ao sistema, pois veja: se v_2 é proporcional à $[\text{H}^+]$ – **$v_2 = k_2[\text{HCO}_3^-][\text{H}^+]$** –, então, quando se aumenta a quantidade de H^+ no sistema, a v_2 também aumenta. Com isso, v_2 fica maior que v_1 (**$v_2 > v_1$**), o que nos diz que o 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 CO_2 , provocando-nos o arroto.

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.

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:



Sendo V_1 a velocidade no sentido direto e V_2 no sentido inverso.

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

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

Os peixes possuem um odor característico devido à produção de metilamina (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 ($\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$), 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 $[\text{OH}^-]$ – $v_2 = k_2[\text{CH}_3\text{NH}_3^+][\text{OH}^-]$ –, 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 lembrado/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”:

$K_c = [\text{HCO}_3^-][\text{H}^+]/[\text{CO}_2]$ → 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.

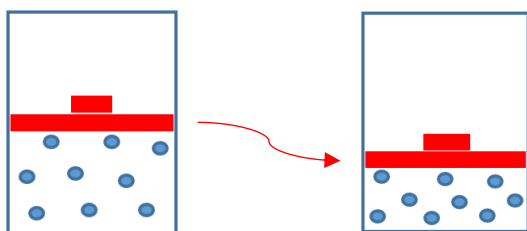
Agora olha o caso “b”:

$K_c = [\text{CH}_3\text{NH}_3^+][\text{OH}^-]/[\text{CH}_3\text{NH}_2]$ → 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.

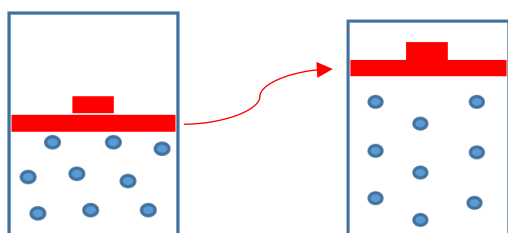
Pressão

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 **diminuímos 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.

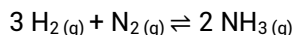


Ao puxarmos o êmbolo para cima, em contrapartida, o espaço onde o gás está inserido fica maior, ou seja, seu volume aumenta. O que fizemos foi uma **descompressão/expansão** do gás.



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:



2

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 relembrar:

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":

$K_p = (P_{\text{NH}_3})^2 / (P_{\text{H}_2})^3 (P_{\text{N}_2}) \rightarrow$ 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:

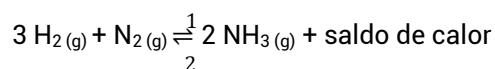
a. Ao **aumentarmos a temperatura** de um sistema, **o equilíbrio se desloca no sentido da reação endotérmica**, ou seja, a que absorve calor mais do que libera, para formar produtos.

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.

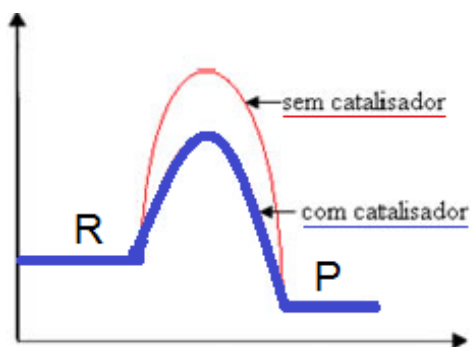
→ **OLHANDO DE FORMA DIFERENTE:**

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

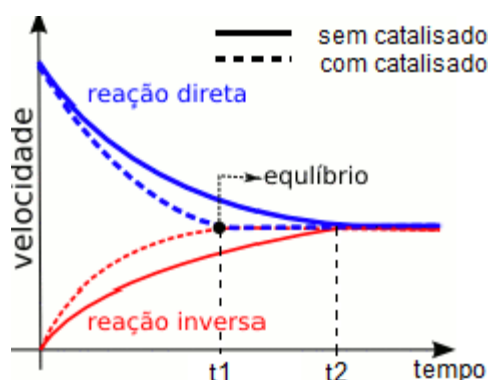
$v_2 = k_2[\text{NH}_3]^2$ (saldo de calor) → Podemos imaginar que o **saldo de calor** entre na lei de **velocidade**. Assim sendo, o acréscimo de calor aumenta o valor de v_2 , e o sistema deixa de estar em equilíbrio (em que $v_1 = v_2$). Então, se $v_2 > v_1$, a reação anda mais para a direita do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

1. 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:



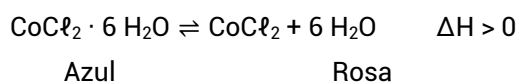
Trata-se de um sistema em equilíbrio, a uma temperatura de 25°C e 1 atmosfera de pressão. Reconhecendo a importância da produção de ferro, qual das seguintes ações favorece a sua produção?

- a) Aumentar a pressão.
- b) Aumentar a temperatura.
- c) Diminuir a concentração de CO.
- d) Aumentar a concentração de CO₂.
- e) Diminuir a temperatura.

2. 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.



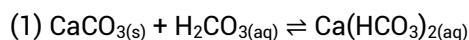
Nesse caso, a substância responsável por essa mudança de coloração é o cloreto de cobalto, CoCl_2 , que, de acordo com a situação, apresenta duas cores distintas – azul ou rosa –, como representado nesta equação:



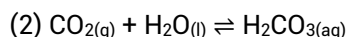
Considerando-se essas informações, é correto afirmar que as duas condições que favorecem a ocorrência, no “galinho do tempo”, da cor azul são:

- a) baixa temperatura; a umidade não interfere.
- b) alta temperatura; a umidade não interfere.
- c) alta temperatura e baixa umidade.
- d) baixa temperatura e alta umidade.
- e) baixa temperatura e baixa umidade.

3. A água que corre na superfície da Terra pode se tornar ligeiramente ácida devido à dissolução do 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:

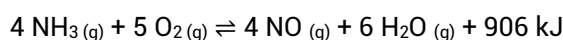


Isso, em razão do CaCO_3 ser insolúvel em água e o carbonato ácido ser bem mais solúvel. Inicia-se um processo de erosão química do calcário, que demora milhares de anos. À medida que a água vai-se aprofundando no terreno, a pressão da coluna d'água provoca um aumento da dissolução do CO_2 na água, de 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:

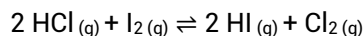
- a) o equilíbrio (2) e por consequência o equilíbrio (1) se desloquem para a esquerda.
 - b) o equilíbrio (2) se desloque para a direita e por consequência o equilíbrio (1) para a esquerda.
 - c) apenas o equilíbrio (1) se desloque para a direita.
 - d) o equilíbrio (2) e por consequência o equilíbrio (1) se desloquem para a direita.
 - e) o equilíbrio (2) se desloque para a esquerda e por consequência o equilíbrio (1) para a direita.
4. Na fabricação do ácido nítrico, uma das etapas é a oxidação da amônia:



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

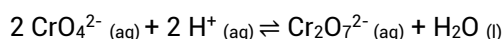
- a) um catalisador.
- b) alta temperatura e elevada pressão.
- c) alta temperatura e baixa pressão.
- d) baixa temperatura e alta pressão.
- e) baixa temperatura e baixa pressão.

5. O princípio de Le Chatelier diz “Quando uma perturbação exterior for aplicada a um sistema em equilíbrio dinâmico, o equilíbrio tende a se ajustar, para minimizar o efeito da perturbação”. Observe a reação química abaixo.



Em relação a essa reação química, é correto afirmar:

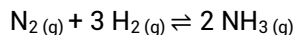
- a) Com o aumento da pressão o equilíbrio se desloca para o sentido de formação do produto.
 - b) O equilíbrio se desloca no sentido de formação do produto, com o aumento da concentração de HI.
 - c) Com o aumento da pressão o equilíbrio se desloca para o sentido de formação dos reagentes.
 - d) Com o aumento da pressão não ocorre deslocamento do equilíbrio da reação.
 - e) Quando o gás I_2 for consumido, o equilíbrio não se alterará.
6. O íon cromato (CrO_4^{2-}) de cor amarela e o íon dicromato ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$) de cor laranja podem ser utilizados em processos de eletrodeposição para produzir peças cromadas. A fórmula a seguir apresenta o equilíbrio químico dessas espécies em meio aquoso:



Com base no equilíbrio químico acima, pode-se dizer que:

- a) O aumento na concentração de íons H^+ do meio promove a intensificação da cor amarela na solução.
- b) A adição de um ácido forte ao meio intensifica a coloração laranja da solução.
- c) A adição de íons hidroxila (OH^-) ao meio provoca uma reação com os íons H^+ , formando água e intensificando a cor laranja da solução.
- d) A cor exibida pela solução não apresenta dependência da concentração de íons H^+ do meio.
- e) A cor exibida pela solução não muda com a adição de uma base forte ao meio.

7. Em 1912, o químico alemão Fritz Haber desenvolveu um processo para sintetizar amônia diretamente dos gases nitrogênio e hidrogênio. Este processo é muito importante economicamente, porque a amônia é bastante utilizada, por exemplo, na indústria de fertilizantes. Considere a reação em equilíbrio químico num sistema fechado.

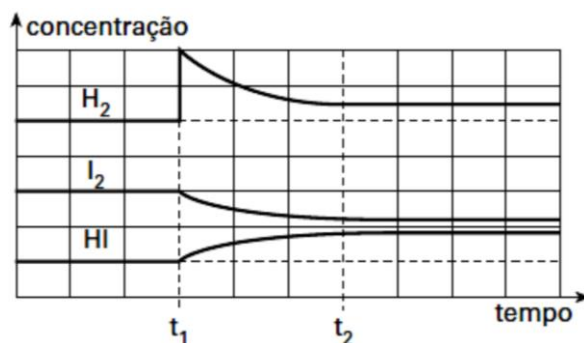


Mantendo-se a temperatura constante, algumas modificações podem ser realizadas nesse sistema:

- I. introdução de $\text{N}_{2(\text{g})}$;
- II. aumento da pressão do sistema;
- III. adição de catalisador.

As modificações que irão provocar o deslocamento do equilíbrio, favorecendo a formação de NH_3 , são:

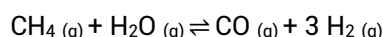
- a) I e II, apenas.
 - b) I e III, apenas.
 - c) III, apenas.
 - d) II e III, apenas.
 - e) I, II e III.
8. O gráfico seguinte refere-se ao sistema químico $\text{H}_{2(\text{g})} + \text{I}_{2(\text{g})} \rightleftharpoons 2 \text{HI}_{(\text{g})}$, ao qual se aplica o Princípio de Le Chatelier.



Analise o gráfico e indique a opção correta:

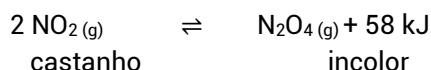
- a) A adição de $\text{I}_{2(\text{g})}$ em t_1 aumentou a concentração de $\text{HI}_{(\text{g})}$.
- b) A adição de $\text{H}_{2(\text{g})}$ em t_2 aumentou a concentração de $\text{I}_{2(\text{g})}$.
- c) A adição de $\text{H}_{2(\text{g})}$ em t_2 levou o sistema ao equilíbrio.
- d) A adição de $\text{H}_{2(\text{g})}$ em t_1 aumentou a concentração de $\text{HI}_{(\text{g})}$.
- e) A adição de $\text{HI}_{(\text{g})}$ em t_2 alterou o equilíbrio do sistema.

9. O hidrogênio molecular pode ser obtido, industrialmente, pelo tratamento do metano com vapor de água. O processo envolve a seguinte reação endotérmica:



Com relação ao sistema em equilíbrio, pode-se afirmar, corretamente, que:

- a) a presença de um catalisador afeta a composição da mistura.
 - b) a presença de um catalisador afeta a constante de equilíbrio.
 - c) o aumento da pressão diminui a quantidade de $\text{CH}_4(\text{g})$.
 - d) o aumento da temperatura afeta a constante de equilíbrio.
 - e) o aumento da temperatura diminui a quantidade de $\text{CO}(\text{g})$.
10. O gás castanho NO_2 é um poluente atmosférico que em recipiente fechado sofre dimerização, formando o gás incolor N_2O_4 . A reação de dimerização é representada pela seguinte equação de equilíbrio:



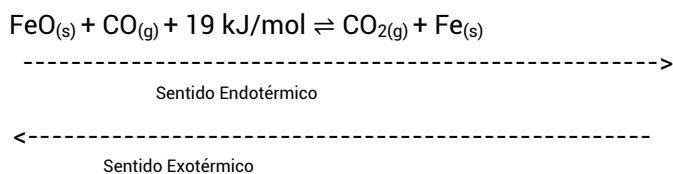
Sobre o sistema em equilíbrio, é correto afirmar que

- a) a cor castanha será intensificada com o aumento da temperatura do sistema.
- b) o sistema em equilíbrio é insensível à variação de pressão que atua sobre ele.
- c) a retirada de NO_2 do equilíbrio, através de sua reação com água líquida introduzida no sistema, aumentará a produção de N_2O_4 .
- d) a constante de equilíbrio K_P , expressa em termos das pressões parciais dos gases, tem valor numérico idêntico à da constante de equilíbrio K_C , expressa em termos de suas concentrações molares.
- e) a adição de um catalisador ao sistema, inicialmente em equilíbrio, aumentará a massa de N_2O_4 produzida.

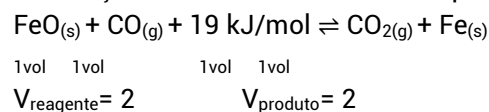
Gabarito

1. B

Em relação a Temperatura:



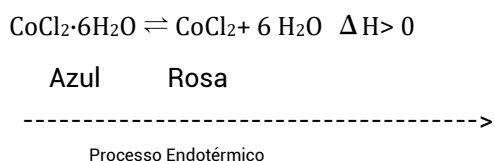
Em relação a Pressão: não altera o equilíbrio pois os volumes de reagentes e produtos são iguais.



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.

2. D



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

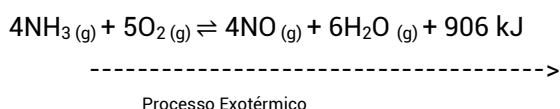
Na reação temos:

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.

3. A

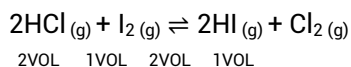
Com a diminuição da pressão na reação 2, o equilíbrio será deslocado para a esquerda, pois é o sentido de maior volume, produzindo mais reagentes, em consequência descola o sentido da reação 1 para a esquerda.

4. E



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.

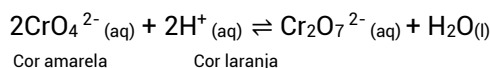
5. D



$$V_{\text{reagente}} = 3 \quad V_{\text{produto}} = 3$$

Pressão não altera o equilíbrio, pois os volumes de reagentes e produtos são iguais.

6. B



A resposta é a letra B, pois com a entrada de um ácido forte, eu aumento a produção de íon H^+ . Com o aumento de H^+ , o equilíbrio é deslocado para a formação de mais produto, logo para a direita, com isso, favorecendo a formação da cor laranja.

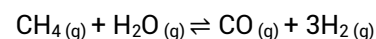
7. A

pois o catalisador, não altera o equilíbrio de uma reação. A função do mesmo, é diminuir a energia de ativação, diminuindo o tempo da reação.

8. D

pois Em t_1 , o único que teve o valor da concentração aumentada foi o H_2 . Seguindo então o Princípio de Le Chatelier, o equilíbrio deslocou-se no sentido do seu consumo, que é o direto, sendo que ele passou a reagir com o $\text{I}_2(g)$, produzindo o HI. Por isso, a concentração do $\text{HI}(g)$ aumentou, enquanto as concentrações de H_2 e I_2 diminuiram.

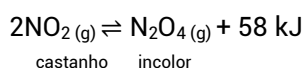
9. D



-----Sentido endotérmico----->

Com o aumento da temperatura altera-se o equilíbrio e também alterará constante de equilíbrio (K_c), pois altera as concentrações de reagentes e produtos. No sentido endotérmico da reação, aumenta a concentração dos produtos. Como K_c é expresso como a relação entre as concentrações de produto e reagente, alterando a temperatura, altero a concentração e com isso, alteração de K_c .

10. A



-----Sentido exotérmico----->

Com o aumento da temperatura, o equilíbrio se desloca para o sentido endotérmico, formação de NO_2 , logo, para a intensificação da cor laranja.