



Fórmula da
Química

MÓDULO 22

EQUILÍBRIO QUÍMICO

EQUILÍBRIO QUÍMICO

REAÇÕES QUÍMICAS REVERSÍVEIS

Uma das razões pelas quais as propriedades de um sistema em equilíbrio são muito importantes é que todas as reações tendem a alcançar um equilíbrio. De fato, se permitirmos, todas as reações químicas atingem um estado de equilíbrio, embora isso nem sempre seja evidente. Às vezes dizemos que uma reação química se completou, mas rigorosamente, não existem reações que consumam completamente os reagentes. Todos os sistemas que reagem alcançam um estado de equilíbrio, no qual permanecem pequenas quantidades de reagentes que estão sendo consumidos, até que seja quase impossível de se medir.

Como acontecem com as mudanças de estado físico, as reações químicas tendem a um equilíbrio dinâmico no qual, embora não haja uma mudança resultante, as reações direta e inversa estão ocorrendo, mas a uma mesma velocidade. Macroscopicamente, a reação parou e não se completou, pois resta reagente e as propriedades como cor, temperatura, pressão, densidade e viscosidade permanecem inalteradas. No entanto, microscopicamente, a reação não parou. Complexos ativados continuam sendo formados e destruídos, mesmo no estado de equilíbrio químico da reação, indicando que a reação continua ocorrendo, mas agora, de forma reversível.

EQUILÍBRIO QUÍMICO E VELOCIDADES DE REAÇÃO

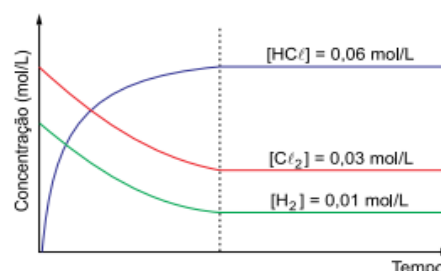
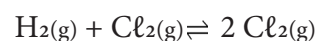
Com o avanço da reação, a velocidade da reação direta diminui, enquanto a velocidade da reação inversa aumenta. Quando a velocidade da reação direta atinge o mesmo valor da velocidade da reação inversa, o sistema atinge o estado de equilíbrio e a reação se torna reversível, como mostra o gráfico abaixo:



EQUILÍBRIO QUÍMICO E CONCENTRAÇÕES DE REAGENTES E PRODUTOS

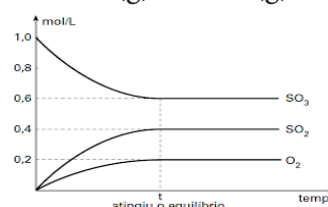
Durante o acontecimento da reação química, as concentrações dos reagentes diminuem, enquanto as concentrações dos produtos aumentam até a formação do estado de equilíbrio, no qual as concentrações de todas as substâncias permanecem constantes. Por isso, que as propriedades macroscópicas da mistura reacional em equilíbrio não se alteram, enquanto o equilíbrio químico existir.

Considere o equilíbrio químico da formação do cloreto de hidrogênio gasoso a partir de hidrogênio e cloro gasosos:



No estado de equilíbrio, as concentrações dos produtos podem ser menores, maiores ou iguais às concentrações dos reagentes.

Veja o exemplo da reação da decomposição do trióxido de enxofre gasoso, em ambiente fechado, com formação do dióxido de enxofre e oxigênio. A equação química que representa o equilíbrio da reação é apresentada a seguir:

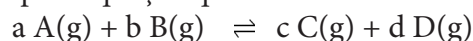


Observe no gráfico acima, que quando o equilíbrio químico é atingido, a concentração do reagente trióxido de enxofre é maior em relação às concentrações dos produtos.

EQUILÍBRIO QUÍMICO E ESPONTANEIDADE DA REAÇÃO

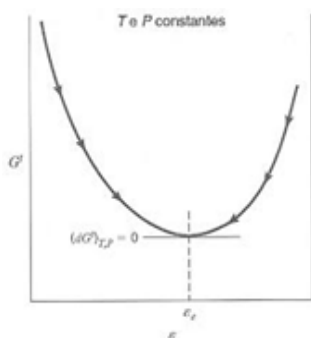
A espontaneidade da reação pode ser prevista utilizando a energia livre de Gibbs (G). Em uma transformação espontânea e irreversível, a energia livre de Gibbs diminui, aumentando a estabilidade termodinâmica da mistura reacional. Contudo, com o avanço da reação, a espontaneidade da reação diminui até atingir o estado de equilíbrio, em que não há mais sentido espontâneo para a reação.

Considere uma reação química genérica representada pela equação química abaixo:



Imagine que, inicialmente, estejam presentes em um cilindro de reação, os reagentes A e B. A reação após ser ativada, se inicia e passa a ocorrer de forma espontânea, reduzindo a energia livre do sistema reacional e a diferença entre as energias livres dos reagentes e produtos (dG) é negativa. Entretanto, quando o equilíbrio é atingido, a variação da energia livre da reação é nula e as energias livres dos reagentes e produtos se tornam iguais.

Observe o gráfico abaixo que relaciona a energia livre da mistura reacional com o caminho da reação:



QUOCIENTE DE REAÇÃO

Uma mistura reacional com a presença de reagentes e produtos apresenta uma grandeza que relaciona a sua energia livre. O quociente de reação (Q) é a razão entre a atividades dos produtos e a atividade dos reagentes:

$$Q = \frac{\text{atividade dos produtos}}{\text{atividade dos reagentes}}$$

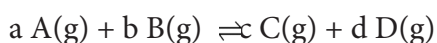
Quando o quociente de reação for igual à constante de equilíbrio ($Q = K_c$), a mistura reacional atingiu uma composição de variação de energia nula correspondente a um estado de equilíbrio.

Nesse momento, as reações direta e inversa passam a ocorrer com a mesma velocidade.

A atividade de cada substância, em sistemas idealizados, corresponde:

- para um gás ideal, a atividade é a pressão parcial da substância.
- para um soluto em uma solução diluída, a atividade é o valor numérico da concentração mol/L.
- para um sólido ou líquido puro, a atividade é igual a 1.

Então, Q pode ser escrito para a reação genérica representada pela equação:



Em função da concentração das substâncias reagentes e produtos:

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

E em função das pressões parciais dos reagentes e produtos:

$$Q = \frac{p^c_C \cdot p^d_D}{p^a_A \cdot p^b_B}$$

CONSTANTE DE EQUILÍBRIO EM TERMOS DE CONCENTRAÇÃO (K_c)

Na mistura em equilíbrio, o quociente reacional é igual à constante de equilíbrio. Se as atividades dos reagentes e produtos forem expressas em concentração mol/L, a constante de equilíbrio é representada por K_c . No equilíbrio, as reações direta e inversa ocorrem com a mesma velocidade.

A expressão da constante de equilíbrio pode ser construída para uma reação genérica, a $A(g) + b B(g) \rightleftharpoons c C(g) + d D(g)$, da seguinte maneira:

No equilíbrio, as velocidades das reações direta e inversa são iguais. A lei de velocidade da reação direta pode ser escrita através da seguinte equação:

$$V_d = k_d [A]^a [B]^b$$

A lei de velocidade do sentido inverso é dada pela equação:

Quando igualamos as leis de velocidade obtemos a igualdade:

$$k_d [A]^a [B]^b = k_i [C]^c [D]^d$$

A constante de equilíbrio pode ser definida, a partir da Lei da Ação das Massas, como a razão entre as constantes de velocidade das reações direta e inversa e é dependente da temperatura:

$$K_c = \frac{k_d}{k_i}$$

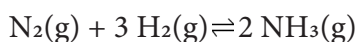
Assim, a expressão da constante de equilíbrio da reação é:

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

K_c é a constante de equilíbrio, e seu valor só é constante a uma temperatura determinada. Variando-se a temperatura, o valor da constante se altera.

A partir do valor da constante de equilíbrio K_c , pode-se ter uma ideia do rendimento de uma reação: um valor grande de K_c indica um alto rendimento, logo, a quantidade dos produtos formada no final da reação (equilíbrio) é superior à de reagentes remanescentes.

Considere o equilíbrio da reação de produção de amônia:



A expressão da constante de equilíbrio K_c é dada por:

$$k_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3}$$

Reagentes e produtos sólidos ou líquidos puros possuem concentrações constantes durante a reação e não devem participar da expressão da constante de equilíbrio. Considere o equilíbrio heterogêneo representado pela equação abaixo:

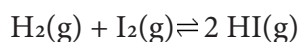


A constante de equilíbrio K_c para a reação de decomposição do carbonato de cálcio pode ser representada pela expressão

$$K_c = [CO_2]$$

As constantes de equilíbrio são normalmente dadas para as equações químicas escritas com os menores coeficientes estequiométricos inteiros. Entretanto, se quisermos mudar os coeficientes estequiométricos em uma equação (por exemplo, pela multiplicação por um fator), então devemos nos certificar que a constante de equilíbrio reflete essa mudança. Em geral, se multiplicarmos a equação química por fator n , estaremos elevando K a n ésima potência.

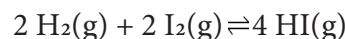
Considere a reação entre hidrogênio e o iodo gasosos com formação de iodeto de hidrogênio gasoso:



A constante de equilíbrio K_c para a reação é expressa por:

$$k_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$$

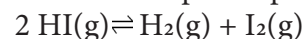
Se multiplicarmos os coeficientes estequiométricos de reagentes e produtos por dois, a equação da reação química fica assim:



A constante de equilíbrio K_c da reação é expressa pela equação:

$$k_c = \frac{[HI]^4}{[H_2]^2 [I_2]^2}$$

Agora, se invertermos uma dada reação química, a nova constante de equilíbrio K_c é o recíproco da constante de equilíbrio da reação. Por exemplo, se invertermos a equação da reação de formação do iodeto de hidrogênio, a constante de equilíbrio K_c da reação inversa é descrita pela expressão:

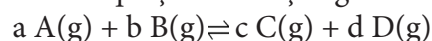


$$k_c = \frac{[H_2][I_2]}{[HI]^2}$$

CONSTANTE DE EQUILÍBRIO EM TERMOS DE PRESSÕES PARCIAIS (K_p)

Para equilíbrios que ocorrem na fase gasosa, as atividades de reagentes e produtos podem ser expressas em termos de pressões parciais dos gases. Nesse caso, a constante de equilíbrio é representada por K_p .

Considere a equação da reação genérica:

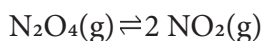


A expressão de K_p para a reação descrita é:

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

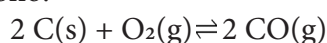
Na expressão apenas devem participar substâncias gasosas. Portanto, se a reação ocorrer sem a participação de substâncias gasosas, a constante de equilíbrio K_p é desaconselhada.

Para a reação de decomposição do tetróxido de nitrogênio em dióxido de nitrogênio, ambos gasosos, em equilíbrio, a constante de equilíbrio K_p é expressa da seguinte maneira:



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

Considere o equilíbrio da reação química que envolve carvão finamente dividido, oxigênio e monóxido de carbono:



$$k_p = \frac{p_{\text{CO}}^2}{p_{\text{O}_2}}$$

CONVERSÃO ENTRE K_p E K_c

A conversão de K_p em K_c ou de K_c em K_p pode ser feita utilizando a expressão:

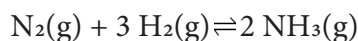
$$K_p = k_c (RT)^{\Delta n}$$

Em que:

- K_p = constante de equilíbrio em termos de pressão parcial
- K_c = constante de equilíbrio em termos de concentração mol/L.
- R = constante universal dos gases.
- T = temperatura (K)
- Δn = soma das quantidades em mol dos produtos gasosos – soma das quantidades em mol dos reagentes gasosos.

Se nenhum gás está envolvido ou $\Delta n = 0$, então $K_p = K_c$.

Veja o exemplo da reação em equilíbrio da produção de amônia:



A variação da quantidade em mol de gases é:

$$\Delta n = 2 - 4$$

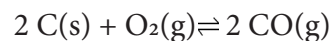
$$\Delta n = -2.$$

A relação entre as constantes de equilíbrio pode ser estabelecida:

$$k_p = k_c (RT)^{-2}$$

$$k_p = \frac{k_c}{(RT)^2}$$

Considere o equilíbrio heterogêneo da reação de combustão parcial do carvão:



A variação da quantidade em mol de gases é:

$$\Delta n = 2 - 1$$

$$\Delta n = 1.$$

Então, a relação entre as constantes de equilíbrio K_p e K_c é estabelecida:

$$k_p = k_c$$

A DIREÇÃO DA REAÇÃO

A questão que consideramos agora é como prever se uma mistura reacional com uma concentração arbitrária tem tendência para formar mais produtos ou para se decompor em reagentes.

Para responder essa questão, primeiro determinamos experimentalmente a constante de equilíbrio. Então calculamos o quociente da reação, Q , a partir da composição real da mistura reacional.

Para prever se uma mistura particular de reagentes e produtos terão tendência para produzir mais produtos ou mais reagentes comparamos Q com K .

- Se $Q > K$, a concentração dos produtos está muito alta para o equilíbrio. Portanto, a reação tenderá a se processar na direção inversa, até os reagentes.
- Se $Q < K$, a reação tende a se processar diretamente e formar produtos.
- Se $Q = K$, a reação está em equilíbrio e não tem tendência a se processar em direção alguma.

DESLOCAMENTO DE EQUILÍBRIO

PRINCÍPIO DE LE CHATELIER

Como os equilíbrios são dinâmicos, eles respondem a mudanças nas condições. Esta característica nos dá um certo grau de controle sobre a composição do equilíbrio. O químico francês Henri Le Chatelier identificou os princípios gerais dos

processos de deslocamento do equilíbrio de uma reação química através do princípio que estabelece que quando uma perturbação exterior é aplicada a um sistema em equilíbrio dinâmico, o equilíbrio tende a se ajustar para minimizar o efeito desta perturbação.

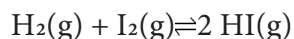
O equilíbrio de uma reação química pode ser perturbado quando se altera a:

- concentração de reagentes ou produtos.
- temperatura.
- pressão.

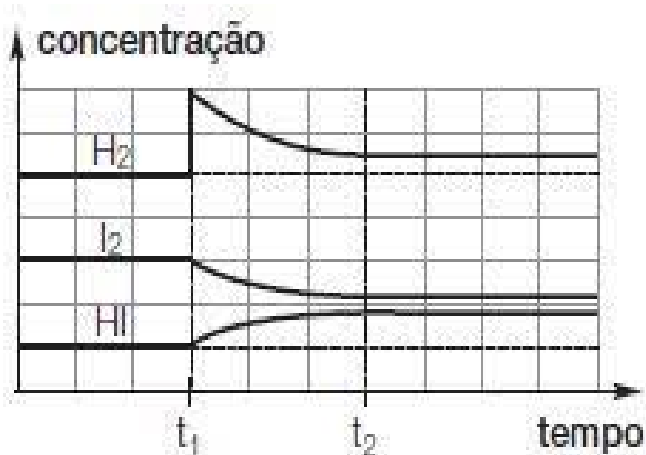
INFLUÊNCIA DA CONCENTRAÇÃO NO DESLOCAMENTO DE EQUILÍBRIO

Quando a concentração de uma substância participante de uma mistura em equilíbrio é alterada, ocorre favorecimento da reação que minimize a alteração e possibilite alcançar um novo estado de equilíbrio. Se a concentração de uma espécie química for aumentada, o equilíbrio é deslocado no sentido que a consome. Caso sua concentração seja reduzida, é favorecido o sentido da reação que forma a substância.

Considere o equilíbrio de formação do iodeto de hidrogênio gasoso:



A figura abaixo que representa a reação mostra que o aumento da concentração do hidrogênio deslocou o equilíbrio no sentido direto, consumindo, além do hidrogênio, vapor de iodo, formando iodeto de hidrogênio gasoso. Durante o deslocamento do equilíbrio, o sentido direto avança com velocidade maior que o sentido inverso até que novamente o estado de equilíbrio é alcançado.

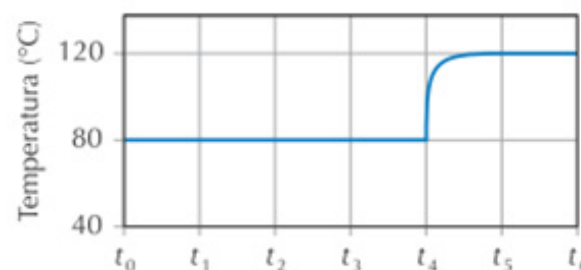
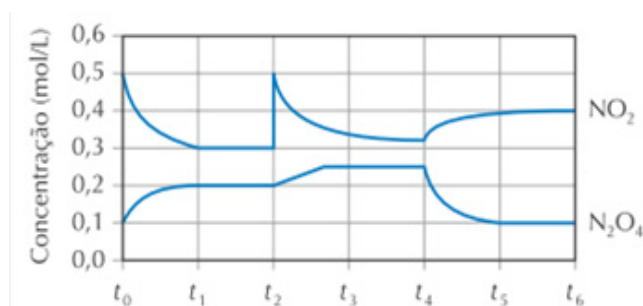
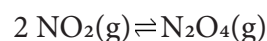


INFLUÊNCIA DA TEMPERATURA NO DESLOCAMENTO DO EQUILÍBRIO DA REAÇÃO QUÍMICA

O aumento da temperatura desloca o equilíbrio de uma reação química, favorecendo o sentido endotérmico. Já a redução da temperatura desloca o equilíbrio no sentido exotérmico.

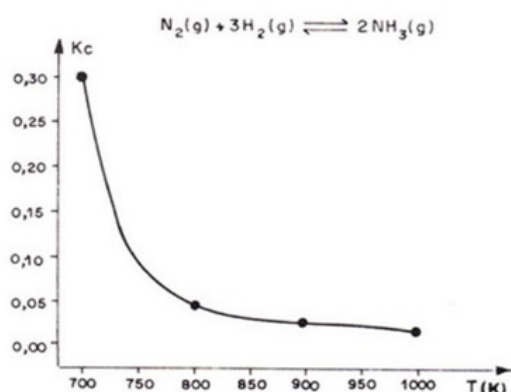
Na realidade quando a temperatura é aumentada, as velocidades dos sentidos direto e inverso da reação são aumentadas, mas aumenta mais a velocidade do sentido endotérmico. Diz-se, então, que o equilíbrio foi deslocado no sentido endotérmico.

Observe o equilíbrio da reação de dimerização do dióxido de nitrogênio representada pela equação abaixo:



- no instante t_1 , a mistura reacional entrou em equilíbrio permanecendo até o instante t_2 .
- no instante t_2 , ocorre adição do reagente
- entre os instantes t_2 e t_3 , ocorre deslocamento do equilíbrio com formação do produto incolor.
- entre os instantes t_3 e t_4 , a mistura reacional permanece em equilíbrio.
- em t_4 , a temperatura é aumentada de 80°C para 120°C .
- entre t_4 e t_5 , ocorre deslocamento do equilíbrio da reação no sentido inverso, que é o sentido endotérmico da reação. A cor marrom-avermelhada se intensifica.
- a reação no sentido de formação de N_2O_4 é exotérmica.

Veja como no exemplo abaixo, representado no gráfico a seguir, como que o aumento de temperatura promove redução da constante de equilíbrio K_c da reação de produção de amônia pelo processo Haber-Bosch:



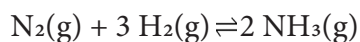
A análise do gráfico acima permite afirmar que a reação de produção de amônia é exotérmica, pois o aumento de temperatura favoreceu o consumo de produtos. Logo, o sentido inverso é endotérmico e o direto, exotérmico.

INFLUÊNCIA DA PRESSÃO

A pressão influencia muito os equilíbrios que ocorrem em fase gasosa. No entanto, a pressão pouco altera equilíbrios que ocorrem na ausência de substâncias gasosas.

Quando a pressão total de uma mistura gasosa em equilíbrio é aumentada, através da redução do volume do recipiente, ocorre deslocamento do equilíbrio no sentido da reação que reduz o número de moléculas de gases no sistema.

Por exemplo: tem-se uma mistura reacional gasosa em equilíbrio representado pela equação química:

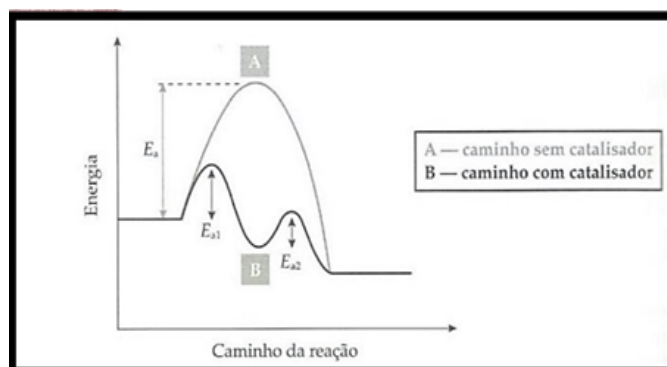


O aumento da pressão total da mistura de nitrogênio, hidrogênio e amônia, através da redução do volume do recipiente, desloca o equilíbrio da reação acima no sentido direto porque é o sentido que diminui o número de moléculas de gases.

Por outro lado, a redução da pressão total, através do aumento do volume total da mistura gasosa, desloca o equilíbrio no sentido de aumentar o número de moléculas de gases até o novo equilíbrio ser atingido.

INFLUÊNCIA DO CATALISADOR

A presença do catalisador não altera o equilíbrio da reação, isto é, a presença do catalisador não desloca o equilíbrio químico da reação, pois aumenta igualmente as velocidades dos sentidos direto e inverso. O catalisador modifica o mecanismo da reação reduzindo igualmente as energias de ativação dos sentidos direto e inverso da reação.

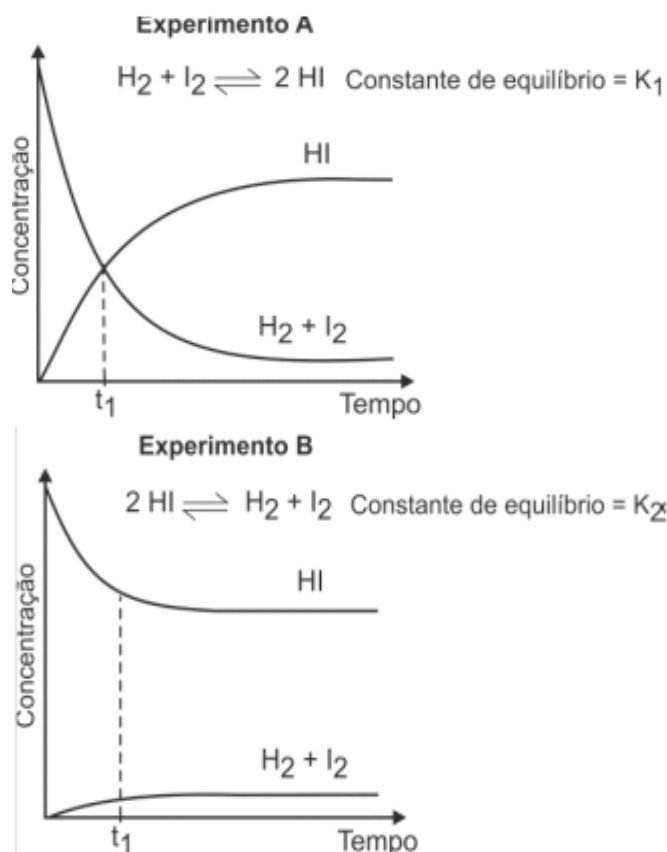


Como o catalisador aumenta as velocidades dos sentidos direto e inverso, diminui o tempo para o equilíbrio ser estabelecido, sem no entanto alterar o rendimento da reação.



1. (FUVEST - 2013)

A uma determinada temperatura, as substâncias HI, H₂ e I₂ estão no estado gasoso. A essa temperatura, o equilíbrio entre as três substâncias foi estudado, em recipientes fechados, partindo-se de uma mistura equimolar de H₂ e I₂ (experimento A) ou somente de HI (experimento B).

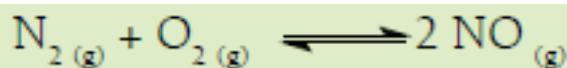


Pela análise dos dois gráficos, pode-se concluir que :

- A) no experimento A, ocorre diminuição da pressão total no interior do recipiente, até que o equilíbrio seja atingido.
- B) no experimento B, as concentrações das substâncias (HI, H₂ e I₂) são iguais no instante t₁.
- C) no experimento A, a velocidade de formação de HI aumenta com o tempo.
- D) no experimento B, a quantidade de matéria (em mols) de HI aumenta até que o equilíbrio seja atingido.
- E) no experimento A, o valor da constante de equilíbrio (K₁) é maior do que 1.

2. (UERJ - 2011)

Em motores de combustão interna, o óxido nítrico é produzido a partir da reação representada pela seguinte equação química:



Em condições ambientes, a concentração de NO na atmosfera corresponde a 10⁻¹³ mol.L⁻¹, sendo a constante de equilíbrio da reação, K_c, igual a 5x10⁻³¹. Entretanto, sob temperatura elevada, como nos motores de veículos, essa concentração é de 10⁻⁵ mol.L⁻¹. Admitindo-se que não há variação nas concentrações de N₂ e O₂, calcule o valor de K_c sob temperatura elevada. Apresente, ainda, as fórmulas estruturais planas das moléculas apolares presentes na equação química.

3. (FUVEST - 2012)

A isomerização catalítica de parafinas de cadeia não ramificada, produzindo seus isômeros ramificados, é um processo importante na indústria petroquímica. A uma determinada temperatura e pressão, na presença de um catalisador, o equilíbrio.



é atingido após certo tempo, sendo a constante de equilíbrio igual a 2,5. Nesse processo, partindo exclusivamente de 70,0 g de n-butano, ao se atingir a situação de equilíbrio, x gramas de n-butano terão sido convertidos em isobutano. O valor de x é

- A) 10,0 B) 20,0 C) 25,0 D) 40,0 E) 50,0

4. (FUVEST - 2015)

Coloca-se para reagir, em um recipiente isolado e de volume constante, um mol de gás hidrogênio e um mol de vapor de iodo, ocorrendo a formação de HI (g), conforme representado pela equação química



Atingido o equilíbrio químico, a uma dada temperatura (mantida constante), as pressões parciais das substâncias envolvidas satisfazem a igualdade

$$\frac{(P_{\text{HI}})^2}{P_{\text{H}_2} \cdot P_{\text{I}_2}} = 55$$

- A) Calcule a quantidade de matéria, em mol, de HI(g) no equilíbrio.
- B) Expresse o valor da pressão parcial de hidrogênio como função do valor da pressão total da mistura, no equilíbrio.

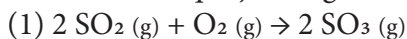


5. (UNESP - 2013)

Leia a notícia publicada em janeiro de 2013.

China volta a registrar níveis alarmantes de poluição atmosférica. Névoa voltou a encobrir céu de cidades chinesas, como a capital Pequim. Governo chinês emitiu alerta à população para os próximos dias. (g1.globo.com)

O carvão mineral é a principal fonte de poluição do ar na China. Diariamente, o país queima milhões de toneladas de carvão para produzir energia elétrica, aquecer as casas e preparar alimentos. Além do carvão, o aumento do número de carros movidos a gasolina tem papel significativo no agravamento da poluição atmosférica. Entre as substâncias que poluem o ar da China estão o SO_2 e compostos relacionados. Considere as equações seguintes:



Escreva a equação química que expressa a constante de equilíbrio para a reação (1). Sabendo que uma usina de geração de energia elétrica movida a carvão liberou SO_2 suficiente para formar 1 kg de SO_3 e considerando a reação (2), calcule a massa de H_2SO_4 , em g, que se forma quando há vapor de água suficiente para reagir completamente com a quantidade de SO_3 liberada pela usina.

6. (CMMG)

A constante de equilíbrio do sistema

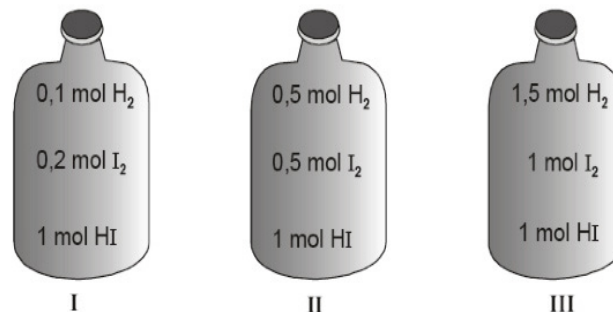


Num recipiente de 1,0 litro, a 50°C , são injetados, simultaneamente, 1,0 mol de $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$ e 1,0 mol de $\text{NO}_2(\text{g})$. O sistema reage e entra em equilíbrio a 50°C . Em relação ao sistema e às reações que nele ocorrem, estão corretas as alternativas, EXCETO:

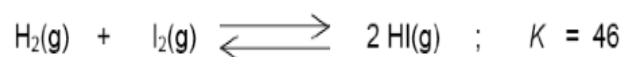
- A) A reação inicial que ocorre é a de formação do $\text{NO}_2(\text{g})$.
- B) A velocidade de decomposição do $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$, no equilíbrio, é igual à de sua formação.
- C) A pressão exercida pelos gases, no equilíbrio, é menor do que a pressão inicial.
- D) A quantidade dos gases, em mol, no equilíbrio, é diferente da quantidade inicial.

7. (CMMG)

Três recipientes de 1,0 L foram preenchidos com diferentes quantidades de gás hidrogênio, vapor de iodo e iodeto de hidrogênio gasoso, todos a 490°C , como mostrado nas figuras:



As substâncias reagiram e os sistemas entraram em equilíbrio a 490°C , segundo a equação:



Em relação a esses sistemas, a alternativa ERRADA é:

- A) A concentração de HI no frasco I diminuiu.
- B) A concentração de I_2 no frasco III diminuiu.
- C) A concentração de HI no frasco III aumentou.
- D) A concentração de H_2 no frasco II não se alterou.

8. (UERJ - 2012)

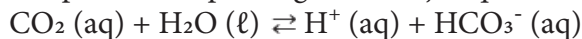
O monóxido de carbono, formado na combustão incompleta em motores automotivos, é um gás extremamente tóxico. A fim de reduzir sua descarga na atmosfera, as fábricas de automóveis passaram a instalar catalisadores contendo metais de transição, como o níquel, na saída dos motores. Observe a equação química que descreve o processo de degradação catalítica do monóxido de carbono: $2 \text{CO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{CO}_2(\text{g}) \quad \Delta H = -283 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ Com o objetivo de deslocar o equilíbrio dessa reação, visando a intensificar a degradação catalítica do monóxido decarbono, a alteração mais eficiente é:

- A) reduzir a quantidade de catalisador
- B) reduzir a concentração de oxigênio
- C) aumentar a temperatura
- D) aumentar a pressão



9. (UNESP - 2011)

No corpo humano, 70% do transporte de CO_2 para os pulmões, por meio das hemácias e do plasma, ocorre sob a forma de íons bicarbonato. Estes são produzidos pela reação do dióxido de carbono com água, representada pela seguinte reação química:



A diminuição do pH do sangue constitui a acidose, que provoca náusea, vômito e cansaço. O aumento do pH do sangue corresponde à alcalose, que provoca distúrbios respiratórios, câibras e convulsões. Considere as seguintes afirmações:

I. Pessoas com deficiência respiratória não exalam CO_2 suficientemente, com o que a reação deste com H_2O se desloca para a esquerda.

II. Pessoas ansiosas respiram rapidamente, eliminando muito CO_2 , com o que a reação deste com H_2O se desloca para a esquerda.

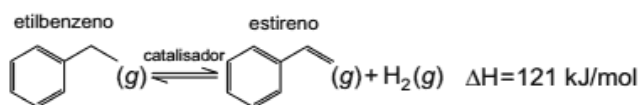
III. Pessoas com diarreia sofrem grande perda de íons bicarbonato, com o que a reação do CO_2 com H_2O se desloca para a direita.

É correto o que se afirma em:

- A) I, apenas.
- B) III, apenas.
- C) I e III, apenas.
- D) II e III, apenas.
- E) I, II e III.

10. (UNESP - 2017)

O estireno, matéria-prima indispensável para a produção do poliestireno, é obtido industrialmente pela desidrogenação catalítica do etilbenzeno, que se dá por meio do seguinte equilíbrio químico:

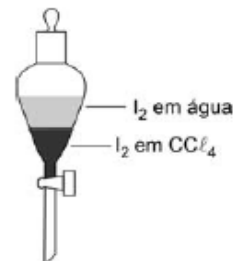


Analisando-se a equação de obtenção do estireno e considerando o princípio de Le Châtelier, é correto afirmar que

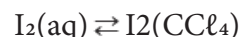
- A) a entalpia da reação aumenta com o emprego do catalisador.
- B) a entalpia da reação diminui com o emprego do catalisador.
- C) o aumento de temperatura favorece a formação de estireno.
- D) o aumento de pressão não interfere na formação de estireno.
- E) o aumento de temperatura não interfere na formação de estireno.

11. (FUVEST - 2011)

Em um funil de separação, encontram-se, em contato, volumes iguais de duas soluções: uma solução aquosa de I_2 , de concentração $0,1 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$, e uma solução de I_2 em CCl_4 , de concentração $1,0 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$.



Considere que o valor da constante K_c do equilíbrio

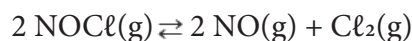


é igual a 100, à temperatura do experimento, para concentrações expressas em mol/L . Assim sendo, o que é correto afirmar a respeito do sistema descrito?

- A) Se o sistema for agitado, o I_2 será extraído do CCl_4 pela água, até que a concentração de I_2 em CCl_4 se iguale a zero.
- B) Se o sistema for agitado, o I_2 será extraído da água pelo CCl_4 , até que a concentração de I_2 em água se iguale a zero.
- C) Mesmo se o sistema não for agitado, a concentração de I_2 no CCl_4 tenderá a aumentar e a de I_2 , na água, tenderá a diminuir, até que se atinja um estado de equilíbrio.
- D) Mesmo se o sistema não for agitado, a concentração de I_2 na água tenderá a aumentar e a de I_2 , no CCl_4 , tenderá a diminuir, até que se atinja um estado de equilíbrio.
- E) Quer o sistema seja agitado ou não, ele já se encontra em equilíbrio e não haverá mudança nas concentrações de I_2 nas duas fases.

12. (FUVEST - 2010)

Cloreto de nitrosila puro (NOCl) foi aquecido a 240°C em um recipiente fechado. No equilíbrio, a pressão total foi de 1,000 atm e a pressão parcial do NOCl foi de 0,640 atm. A equação abaixo representa o equilíbrio do sistema:



- A) Calcule as pressões parciais do NO e do Cl_2 no equilíbrio.
- B) Calcule a constante do equilíbrio.



13. (UFMG)

A amônia, $\text{NH}_3(\text{g})$, é obtida, industrialmente, pela reação entre os gases hidrogênio e nitrogênio, representada nesta equação:

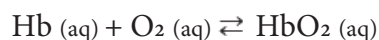


O processo industrial é feito em alta pressão e alta temperatura, em condições de equilíbrio. Obtida a amônia, a mistura de gases é borbulhada em água líquida, o que permite separar a amônia do nitrogênio e do hidrogênio que não reagiram. Considerando-se essas informações, é CORRETO afirmar que

- A) o princípio de Le Chatelier prevê que se forma mais amônia num equilíbrio em alta temperatura.
- B) a reação de formação da amônia é mais rápida que sua decomposição pela reação inversa, no equilíbrio.
- C) o rendimento em amônia é maior num equilíbrio em alta pressão.
- D) o borbulhamento da mistura dos três gases em água retém, nesse líquido, em maior quantidade, os reagentes nitrogênio e hidrogênio.

14. (ENEM - 2015)

Hipoxia ou mal das alturas consiste na diminuição de oxigênio (O_2) no sangue arterial do organismo. Por essa razão, muitos atletas apresentam mal-estar (dores de cabeça, tontura, falta de ar etc.) ao praticarem atividade física em altitudes elevadas. Nessas condições, ocorrerá uma diminuição na concentração de hemoglobina oxigenada (HbO_2) em equilíbrio no sangue, conforme a relação:



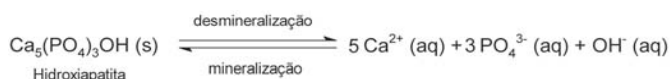
Mal da montanha. Disponível em: www.feng.pucrs.br. Acesso em: 11 fev. 2015 (adaptado).

A alteração da concentração de hemoglobina oxigenada no sangue ocorre por causa do(a)

- A) elevação da pressão arterial.
- B) aumento da temperatura corporal.
- C) redução da temperatura do ambiente.
- D) queda da pressão parcial de oxigênio.
- E) diminuição da quantidade de hemácias.

15. (ENEM - 2011)

Os refrigerantes têm-se tornado cada vez mais o alvo de políticas públicas de saúde. Os de cola apresentam ácido fosfórico, substância prejudicial à fixação de cálcio, o mineral que é o principal componente da matriz dos dentes. A cárie é um processo dinâmico de desequilíbrio do processo de desmineralização dentária, perda de minerais em razão da acidez. Sabe-se que o principal componente do esmalte do dente é um sal denominado hidroxiapatita. O refrigerante, pela presença da sacarose, faz decrescer o pH do biofilme (placa bacteriana), provocando a desmineralização do esmalte dentário. Os mecanismos de defesa salivar levam de 20 a 30 minutos para normalizar o nível do pH, remineralizando o dente. A equação química seguinte representa esse processo:



Considerando que uma pessoa consuma refrigerantes diariamente, poderá ocorrer um processo de desmineralização dentária, devido ao aumento da concentração de

- A) OH^- , que reage com os íons Ca^{2+} , deslocando o equilíbrio para a direita.
- B) H^+ , que reage com as hidroxilas OH^- , deslocando o equilíbrio para a direita.
- C) OH^- , que reage com os íons Ca^{2+} , deslocando o equilíbrio para a esquerda.
- D) H^+ , que reage com as hidroxilas OH^- , deslocando o equilíbrio para a esquerda.
- E) Ca^{2+} , que reage com as hidroxilas OH^- , deslocando o equilíbrio para a esquerda.

16. (ITAÚNA - 2014)

Considere o sistema em equilíbrio:



Se houver compressão do sistema o que ocorrerá?

- A) $[\text{NO}_2]$ diminui.
- B) $[\text{O}_2]$ aumenta
- C) $[\text{Pb}(\text{NO}_3)_2]$ aumenta
- D) $[\text{PbO}_2]$ diminui

17. (ENEM - 2010)

O abastecimento de nossas necessidades energéticas futuras dependerá certamente do desenvolvimento de tecnologias para aproveitar a energia solar com maior eficiência. A energia solar é a maior fonte de energia mundial. Num dia ensolarado, por exemplo, aproximadamente 1 kJ de energia solar atinge cada metro quadrado da superfície terrestre por segundo. No entanto, o aproveitamento dessa energia é difícil porque ela é diluída (distribuída por uma área muito extensa) e oscila com o horário e as condições climáticas. O uso efetivo da energia solar depende de formas de estocar a energia coletada para uso posterior. Atualmente, uma das formas de utilizar a energia solar tem sido armazená-la por meio de processos químicos endotérmicos que mais tarde podem ser revertidos para liberar calor. Considerando a reação:

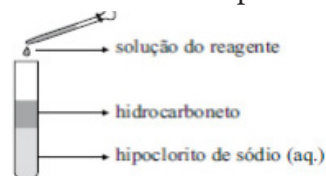


e analisando-a como potencial mecanismo para o aproveitamento posterior da energia solar, conclui-se que se trata de uma estratégia.

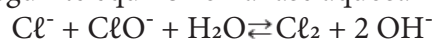
- A) insatisfatória, pois a reação apresentada não permite que a energia presente no meio externo seja absorvida pelo sistema para ser utilizada posteriormente.
- B) insatisfatória, uma vez que há formação de gases poluentes e com o potencial poder explosivo, tornando-a uma reação perigosa e de difícil controle.
- C) insatisfatória, uma vez que há formação de gás CO que não possui conteúdo energético passível de ser aproveitado posteriormente e é considerado um gás poluente.
- D) satisfatória, uma vez que a reação direta ocorre com absorção de calor e promove a formação das substâncias combustíveis que poderão ser utilizadas posteriormente para obtenção de energia e realização de trabalho útil.
- E) satisfatória, uma vez que a reação direta ocorre com liberação de calor havendo a formação das substâncias combustíveis que poderão ser utilizadas posteriormente para obtenção de energia e realização de trabalho útil.

18. (UNESP - 2010)

Uma das etapas finais do tratamento da água envolve o borbulhamento de cloro no efluente para desinfecção. A substância cloro é encontrada como um gás amarelo-esverdeado a 25 °C e 1 atm. Pequenas quantidades deste gás podem ser geradas em laboratório de acordo com o experimento ilustrado:



à medida que o gás cloro é formado pela perturbação do seguinte equilíbrio na fase aquosa



a fase que contém o hidrocarboneto vai adquirindo a coloração esverdeada típica deste halogênio. Considerando que a cada um dos cinco frascos contendo quantidades idênticas da mesma solução de hipoclorito de sódio e de hidrocarboneto líquido, foi adicionada uma das seguintes soluções: cloreto de sódio, hidróxido de sódio, ácido acético, ácido clorídrico e nitrato de amônio, todas com as mesmas concentrações molares, haverá a maior produção de gás cloro no tubo ao qual foi adicionado a solução de

- A) Cloreto de sódio.
 B) Hidróxido de sódio.
 C) Ácido acético.
 D) Ácido clorídrico.
 E) Nitrato de amônio.

19. (UFRN)

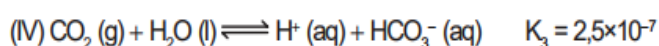
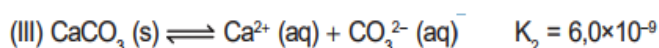
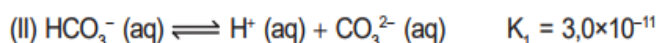
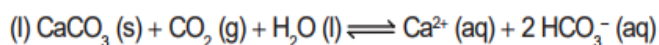
Sabendo-se que $K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$, podemos afirmar que $K_p = K_c$, para:

- A) $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$
 B) $\text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
 C) $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g})$
 D) $\text{NO}(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{NO}_2(\text{g})$
 E) $4 \text{FeS}(\text{s}) + 7 \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) + 4 \text{SO}_2(\text{g})$



20. (ENEM- 2015)

Vários ácidos são utilizados em indústrias que descartam seus efluentes nos corpos d'água, como rios e lagos, podendo afetar o equilíbrio ambiental. Para neutralizar a acidez, o sal carbonato de cálcio pode ser adicionado ao efluente, em quantidades apropriadas, pois produz bicarbonato, que neutraliza a água. As equações envolvidas no processo são apresentadas:



Com base nos valores das constantes de equilíbrio das reações II, III e IV a 25 °C, qual é o valor numérico da constante de equilíbrio da reação I?

- A) $4,5 \times 10^{-26}$
- B) 5×10^5
- C) $0,8 \times 10^{-9}$
- D) $0,2 \times 10^5$
- E) $2,2 \times 10^{26}$

21. (ENEM- 2015)

Após seu desgaste completo, os pneus podem ser queimados para a geração de energia. Dentre os gases gerados na combustão completa da borracha vulcanizada, alguns são poluentes e provocam a chuva ácida. Para evitar que escapem para a atmosfera, esses gases podem ser borbulhados em uma solução aquosa contendo uma substância adequada. Considere as informações das substâncias listadas no quadro.

| Substância | Equilíbrio em solução aquosa | Valor da constante de equilíbrio |
|------------------------------|---|----------------------------------|
| Fenol | $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{O}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ | $1,3 \times 10^{-10}$ |
| Piridina | $\text{C}_5\text{H}_5\text{N} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+ + \text{OH}^-$ | $1,7 \times 10^{-9}$ |
| Metilamina | $\text{CH}_3\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{NH}_3^+ + \text{OH}^-$ | $4,4 \times 10^{-4}$ |
| Hidrogenofosfato de potássio | $\text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{OH}^-$ | $2,8 \times 10^{-2}$ |
| Hidrogenosulfato de potássio | $\text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$ | $3,1 \times 10^{-2}$ |

Dentre as substâncias listadas no quadro, aquela capaz de remover com maior eficiência os gases poluentes é o(a)

- A) fenol.
- B) piridina.
- C) metilamina.
- D) hidrogenofosfato de potássio.
- E) hidrogenosulfato de potássio.

22. (ENEM- 2018)

O alemão Fritz Haber recebeu o Prêmio Nobel de química de 1918 pelo desenvolvimento de um processo viável para a síntese da amônia (NH_3). Em seu discurso de premiação, Haber justificou a importância do feito dizendo que:

“Desde a metade do século passado, tornou-se conhecido que um suprimento de nitrogênio é uma necessidade básica para o aumento das safras de alimentos; entretanto, também se sabia que as plantas não podem absorver o nitrogênio em sua forma simples, que é o principal constituinte da atmosfera. Elas precisam que o nitrogênio seja combinado [...] para poderem assimilá-lo.

Economias agrícolas basicamente mantêm o balanço do nitrogênio ligado. No entanto, com o advento da era industrial, os produtos do solo são levados de onde cresce a colheita para lugares distantes, onde são consumidos, fazendo com que o nitrogênio ligado não retorne à terra da qual foi retirado.

Isso tem gerado a necessidade econômica mundial de abastecer o solo com nitrogênio ligado. [...] A demanda por nitrogênio, tal como a do carvão, indica quão diferente nosso modo de vida se tornou com relação ao das pessoas que, com seus próprios corpos, fertilizam o solo que cultivam. Desde a metade do último século, nós vínhamos aproveitando o suprimento de nitrogênio do salitre que a natureza tinha depositado nos desertos montanhosos do Chile. Comparando o rápido crescimento da demanda com a extensão calculada desses depósitos, ficou claro que em meados do século atual uma emergência seríssima seria inevitável, a menos que a química encontrasse uma saída.”

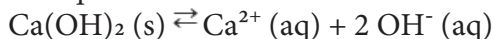
De acordo com os argumentos de Haber, qual fenômeno teria provocado o desequilíbrio no “balanço do nitrogênio ligado”?

- A) O esgotamento das reservas de salitre no Chile.
- B) O aumento da exploração de carvão vegetal e carvão mineral.
- C) A redução da fertilidade do solo nas economias agrícolas.
- D) A intensificação no fluxo de pessoas do campo para as cidades.
- E) A necessidade das plantas de absorverem sais de nitrogênio disponíveis no solo.



23. (FAMERP - 2018)

Em uma suspensão aquosa de cal hidratada ocorre o seguinte equilíbrio:

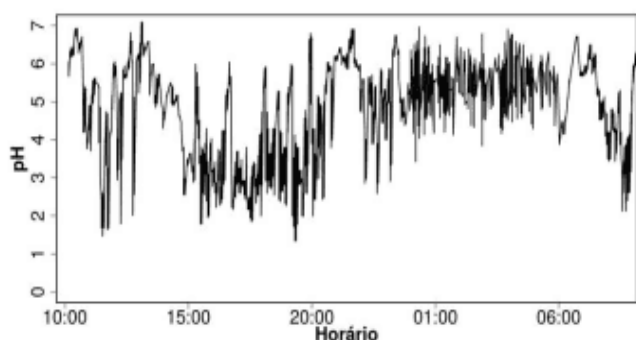


A constante desse equilíbrio, também conhecida como K_{ps} , é calculada pela expressão

- A) $[\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2$
- B) $[\text{Ca}^{2+}] / [\text{OH}^-]^2$
- C) $[\text{Ca}^{2+}] \cdot [2\text{OH}^-]$
- D) $[\text{Ca}^{2+}] + [2\text{OH}^-]^2$
- E) $[\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]$

24. (UNICAMP - 2019)

O refluxo gastroesofágico é o retorno do conteúdo do estômago para o esôfago, em direção à boca, podendo causar dor e inflamação. A pHmetria esofágica de longa duração é um dos exames que permitem avaliar essa doença, baseando-se em um resultado como o que é mostrado a seguir.

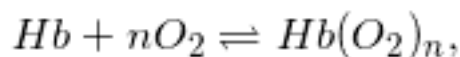


Dados: O pH normal no esôfago mantém-se em torno de 4 e o pH da saliva entre 6,8-7,2. Assim, episódios de refluxo gastroesofágico acontecem quando o valor de pH medido é

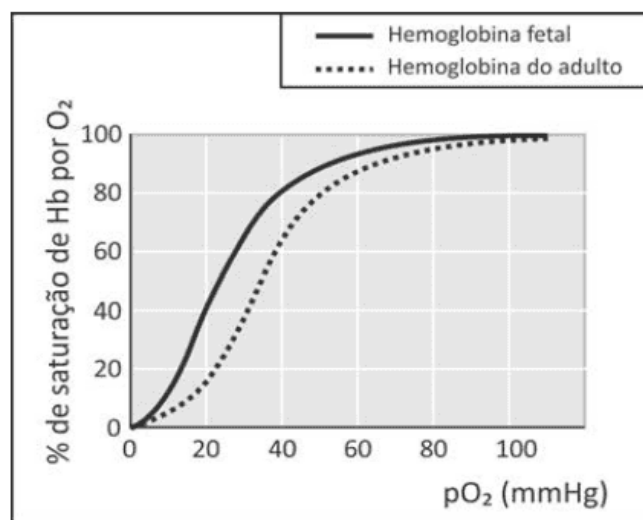
- A) menor que 4; no exemplo dado eles ocorreram com maior frequência durante o dia
- B) maior que 4; no exemplo dado eles ocorreram com maior frequência à noite.
- C) menor que 4; no exemplo eles não ocorreram nem durante o dia nem à noite.
- D) maior que 4; no exemplo eles ocorreram durante o período do exame.

25. (FUVEST - 2017)

A hemoglobina (Hb) é a proteína responsável pelo transporte de oxigênio. Nesse processo, a hemoglobina se transforma em oxi hemoglobina ($\text{Hb(O}_2)_n$). Nos fetos, há um tipo de hemoglobina diferente da do adulto, chamada de hemoglobina fetal. O transporte de oxigênio pode ser representado pelo seguinte equilíbrio:



em que Hb representa tanto a hemoglobina do adulto quanto a hemoglobina fetal. A figura mostra a porcentagem de saturação de Hb por O_2 em função da pressão parcial de oxigênio no sangue humano, em determinado pH e em determinada temperatura.



Com base nessas informações, um estudante fez as seguintes afirmações:

- I. Para uma pressão parcial de O_2 de 30 mmHg, a hemoglobina fetal transporta mais oxigênio do que a hemoglobina do adulto.
 - II. Considerando o equilíbrio de transporte de oxigênio, no caso de um adulto viajar do litoral para um local de grande altitude, a concentração de Hb em seu sangue deverá aumentar, após certo tempo, para que a concentração de $\text{Hb(O}_2)_n$ seja mantida.
 - III. Nos adultos, a concentração de hemoglobina associada a oxigênio é menor no pulmão do que nos tecidos.
- É correto apenas o que o estudante afirmou em

Note e adote: $p\text{O}_2$ (pulmão) > $p\text{O}_2$ (tecidos).

- A) I. B) II. C) I e II. D) I e III. E) II e III.