

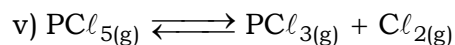
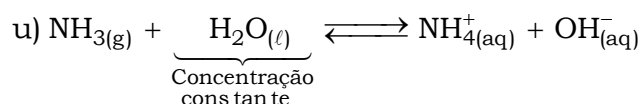
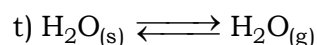
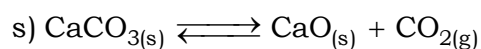
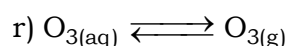
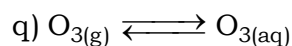
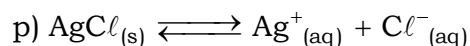
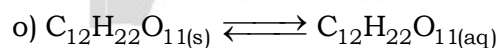
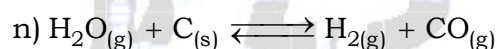
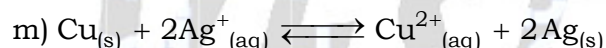
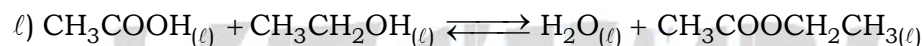
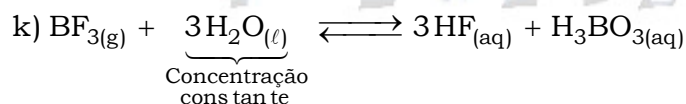
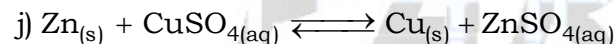
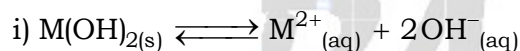
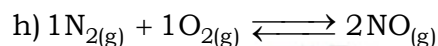
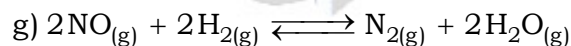
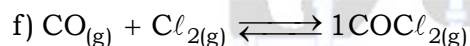
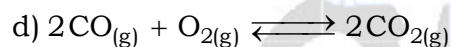
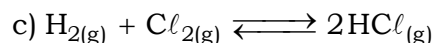
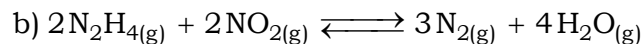
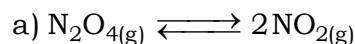
EXERCÍCIOS SOBRE EQUILÍBRIO QUÍMICO

01. Escreva a expressão matemática que representa a constante de equilíbrio, em função das concentrações molares (K_c) e em função das pressões parciais (K_p), para os seguintes equilíbrios químicos:

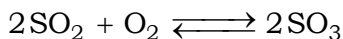
Observação teórica:

$[H_2O(l); \text{solvente}] = \text{constante}$
 $[\text{Sólido}] = \text{constante}$ } não aparecem (diretamente) na expressão matemática do equilíbrio.

K_p leva em consideração apenas os componentes gasosos do equilíbrio.

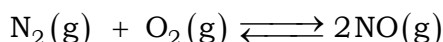


02. (FEI) Calcule a constante de equilíbrio, em termos de concentração, para a reação representada pela equação química abaixo. Sabendo-se que nas condições de temperatura e pressão em que se encontra o sistema existem as concentrações dos compostos presentes no equilíbrio: $[\text{SO}_3] = 0,1 \text{ mol/L}$; $[\text{O}_2] = 1,5 \text{ mol/L}$; $[\text{SO}_2] = 1,0 \text{ mol/L}$.



03. (FAAP) Em um recipiente de 500 mL encontram-se, em condições de equilíbrio, 0,48 g de NO_2 e 2 g de N_2O_4 . Calcule a constante de equilíbrio, em termos de concentração, para a reação $2\text{NO}_2 \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4$ (Dados: N = 14; O = 16).

04. (FUVEST) A altas temperaturas, N_2 reage com O_2 produzindo NO, um poluente atmosférico:

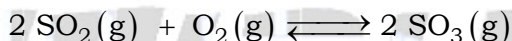


À temperatura de 2.000 kelvins, a constante do equilíbrio acima é igual a $4,0 \times 10^{-4}$. Nesta temperatura, se as concentrações de equilíbrio de N_2 e O_2 forem, respectivamente, $4,0 \times 10^{-3}$ e $1,0 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$, qual será a de NO?

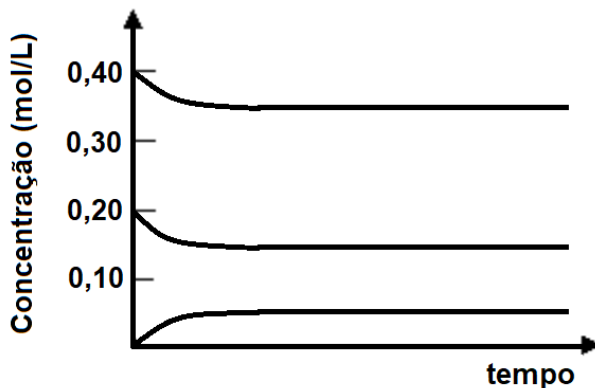
- a) $1,6 \times 10^{-9} \text{ mol/L}$.
- b) $4,0 \times 10^{-9} \text{ mol/L}$.
- c) $1,0 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$.
- d) $4,0 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$.
- e) $1,6 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$.

05. (FUVEST) Em um determinado solvente, um composto X está em equilíbrio com o seu dímero. Qual a expressão da constante de equilíbrio, em termos de concentração?

06. (FUVEST) Em uma experiência, aqueceu-se, a uma determinada temperatura, uma mistura de 0,40 mol de dióxido de enxofre e 0,20 mol de oxigênio, contidos em um recipiente de 1L e na presença de um catalisador. A equação química, representando a reação reversível que ocorre entre esses dois reagentes gasosos, é



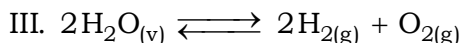
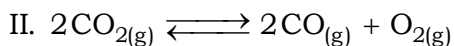
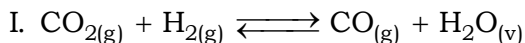
As concentrações dos reagentes e do produto foram determinadas em vários tempos, após o início da reação, obtendo-se o gráfico:



Em uma nova experiência, 0,40 mol de trióxido de enxofre, contido em um recipiente de 1 L, foi aquecido à mesma temperatura da experiência anterior e na presença do mesmo catalisador. Acompanhando-se a reação ao longo do tempo, deve-se ter, ao atingir o equilíbrio, uma concentração de SO_3 de aproximadamente

- a) 0,05 mol/L
- b) 0,18 mol/L
- c) 0,20 mol/L
- d) 0,35 mol/L
- e) 0,40 mol/L

07. (E.E Mauá – SP) As constantes de equilíbrio das reações:



são respectivamente iguais a K_1 , K_2 e K_3 .

Demonstre que $K_1 = \sqrt{\frac{K_2}{K_3}}$.

08. (UFRN) Num balão de vidro, com um litro de capacidade e hermeticamente fechado, colocaram-se, a 25 °C e 1 atm, iguais concentrações iniciais de hidrogênio gasoso $[\text{H}_2]$ e de vapor de iodo $[\text{I}_2]$.

Sendo conhecidos, na temperatura e na pressão dadas, o valor da constante de equilíbrio (K) e o valor do grau de avanço (a) dessa reação, a concentração de ácido iodídrico $[\text{HI}]$, depois de atingido o equilíbrio químico, deverá ser expressa por

a) $(1 - a)K^{1/2}$ mol / L.

b) $(1 - a)^2 K$ mol / L.

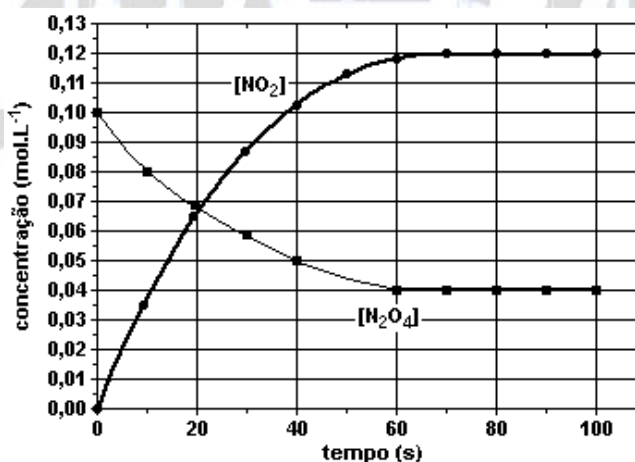
c) $(1 - a)^{1/2} K$ mol / L.

d) $(1 - a)K^2$ mol / L.

09. (PUCSP) O gás incolor N_2O_4 foi aprisionado em um frasco fechado sob temperatura constante. Em seguida, observou-se o aparecimento de uma coloração castanha no interior do tubo, atribuída à reação de dissociação do N_2O_4 , com a formação do gás NO_2 .



O acompanhamento das concentrações das substâncias envolvidas no equilíbrio está representado no gráfico a seguir.



Sobre o sistema foram feitas as seguintes afirmações:

I. Nas condições do experimento, a extensão da reação de dissociação é de 60 %.

II. Nas condições do experimento, $K_c = 0,36$, no sentido da formação do gás NO_2 .

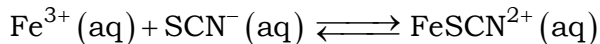
III. O equilíbrio foi atingido entre 20 e 30 segundos após o início do experimento.

IV. Se a concentração inicial de N_2O_4 no frasco fechado fosse de $0,04 \text{ mol.L}^{-1}$, nas mesmas condições de temperatura e pressão do experimento realizado, não haveria formação de NO_2 .

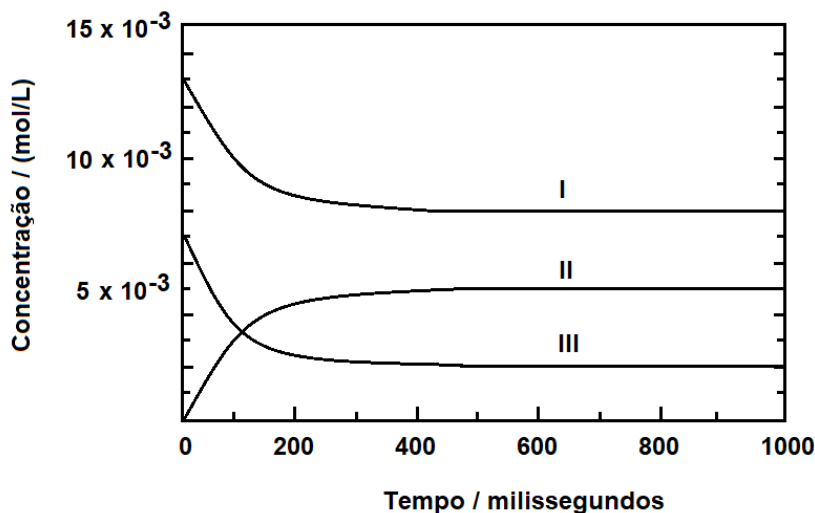
Estão corretas somente as afirmações

- a) I e II b) I e III c) II e III d) II e IV e) III e IV

10. (UNICAMP) A reação de íons de ferro (III) com íons tiocianato pode ser representada pela equação:



Nesta reação a concentração dos íons varia segundo o gráfico a seguir, sendo a curva I correspondente ao íon $Fe^{3+}(aq)$.



a) A partir de que instante podemos afirmar que o sistema entrou em equilíbrio? Explique.

b) Calcule a constante de equilíbrio para a reação de formação do $FeSCN^{2+}(aq)$.

11. (UNIFESP) A reação: éster + água \rightleftharpoons ácido carboxílico + álcool é utilizada tanto para a obtenção de ésteres como de ácidos carboxílicos. É uma reação de equilíbrio, cujo valor da constante apresenta valores baixos e próximos da unidade. Três experiências independentes, I, II e III, foram feitas, nas quais foram utilizadas as quantidades iniciais, em mol, mostradas na tabela.

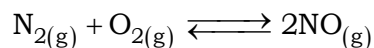
Experiência	$n_{\text{éster}}$	$n_{\text{água}}$	$n_{\text{ácido}}$	$n_{\text{álcool}}$
I	1,0	1,0	—	—
II	—	—	1,0	1,0
III	2,0	1,0	—	—

Atingido o equilíbrio nas três experiências, qual das relações entre as quantidades de ácido é válida?

(Não há necessidade de efetuar cálculos para encontrar alternativa correta.)

- a) $n_I = n_{II} = n_{III}$.
 b) $n_I = n_{II} < n_{III}$.
 c) $n_I = n_{II} > n_{III}$.
 d) $n_I < n_{II} < n_{III}$.
 e) $n_I > n_{II} = n_{III}$.

12. (UERJ) 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 $10^{-13} \text{ mol.L}^{-1}$, sendo a constante de equilíbrio da reação, K_c , igual a 5×10^{-31} . Entretanto, sob temperatura elevada, como nos motores de veículos, essa concentração é de $10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$.

Admitindo-se que não há variação nas concentrações de N_2 e O_2 , calcule o valor de K_c sob temperatura elevada.

Apresente, ainda, as fórmulas estruturais planas das moléculas apolares presentes na equação química.

13. (FUVEST) O íon complexo $[\text{Cr}(\text{C}_2\text{H}_3\text{N}_2)_2(\text{OH})_2]^+$ pode existir na forma de dois isômeros geométricos A e B que estão em equilíbrio: isômero A \rightleftharpoons isômero B.

Numa experiência, realizada a temperatura constante, em que se partiu do isômero A puro, foram obtidos os seguintes dados da concentração desse isômero em função do tempo, em segundos.

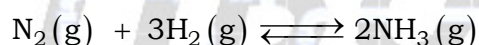
Veja na tabela a seguir:

Tempo	[A] / $10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$	[B] / $10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$
0	11,6	
100	11,3	
200	11,0	
500	10,5	
1.000	10,2	
2.000	10,0	
2.500	10,0	
3.000	10,0	

a) Obtenha os dados da concentração do isômero B e construa uma tabela desses dados para todos os tempos indicados.

b) Qual o valor da constante desse equilíbrio? Justifique.

14. (UERJ) Em um experimento realizado em um reator fechado e na presença de um catalisador, sob condições controladas de temperatura e pressão, verificou-se a velocidade da seguinte reação:



Um cronômetro foi disparado no momento em que os reagentes foram postos em contato. Decorrido um determinado tempo T, foi atingido o estado de equilíbrio. A velocidade média da reação no período de tempo T foi igual a $0,10 \text{ mol} \times \text{L}^{-1} \times \text{min}^{-1}$.

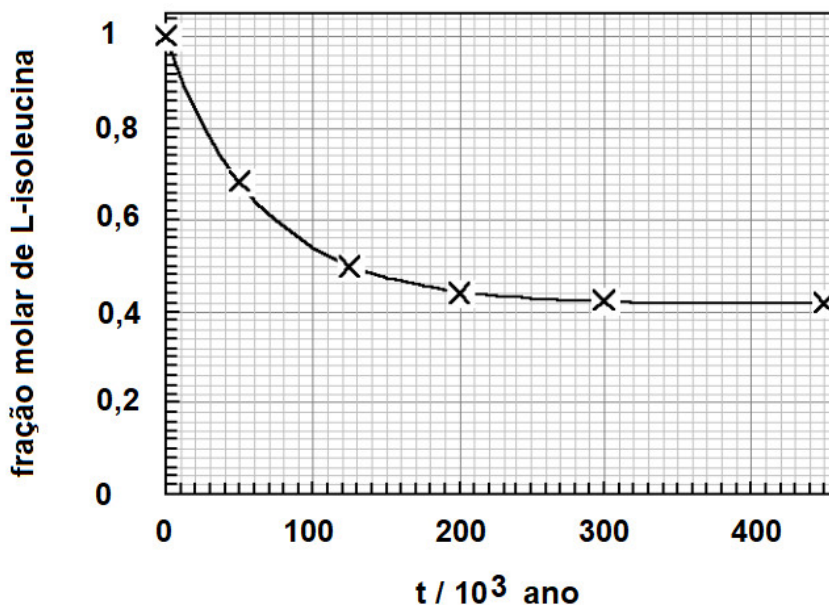
No estado de equilíbrio, as concentrações dos reagentes nitrogênio e hidrogênio eram, respectivamente, $1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \times \text{L}^{-1}$ e $1,0 \times 10^{-1} \text{ mol} \times \text{L}^{-1}$.

Admita que a reação se comporte segundo a lei da ação das massas e que sua constante de equilíbrio seja igual a $6,4 \times 10^2 \text{ mol}^{-2} \times \text{L}^2$.

Determine o tempo decorrido, em minutos, entre o início da reação e o momento em que o estado de equilíbrio é atingido. Em seguida, explique a consequência da retirada do catalisador sobre o valor da constante de equilíbrio.

15. (FUVEST) A L-isoleucina é um aminoácido que, em milhares de anos, se transforma no seu isômero, a D-isoleucina. Assim, quando um animal morre e aminoácidos deixam de ser incorporados, o quociente entre as quantidades, em mol, de D-isoleucina e de L-isoleucina, que é igual a zero no momento da morte, aumenta gradativamente até atingir o valor da constante de equilíbrio. A determinação desses aminoácidos, num fóssil, permite datá-lo.

O gráfico traz a fração molar de L-isoleucina, em uma mistura dos isômeros D e L, em função do tempo.

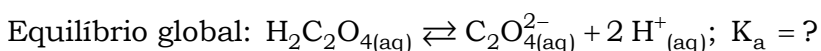
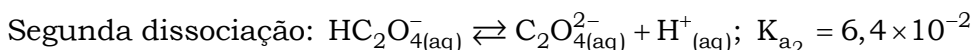
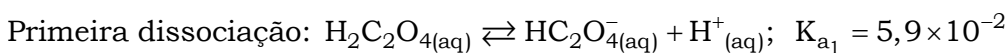


- a) Leia no gráfico as frações molares de L-isoleucina indicadas com uma cruz e construa uma tabela com esses valores e com os tempos correspondentes.
- b) Complete sua tabela com os valores da fração molar de D-isoleucina formada nos tempos indicados. Explique.
- c) Calcule a constante do equilíbrio da isomerização L-isoleucina \rightleftharpoons D-isoleucina.
- d) Qual é a idade de um osso fóssil em que o quociente entre as quantidades de D-isoleucina e L-isoleucina é igual a 1?

16. (UEG) O ácido cianídrico tem ampla aplicação industrial, sendo matéria-prima para a fabricação de vários bens de consumo. Entretanto, ao trabalhar-se com essa substância deve-se tomar o devido cuidado. Esse gás em concentrações superiores a $0,3 \text{ mg.L}^{-1}$ de ar é fatal. Em determinado experimento, um químico utilizou uma solução aquosa de ácido cianídrico na concentração de $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$. A temperatura do experimento foi rigorosamente controlada a $25 \text{ }^\circ\text{C}$. Nessa temperatura, o grau de ionização do ácido é igual a $8,0 \times 10^{-3} \%$. Considerando as informações dadas e os seus conhecimentos sobre reações químicas, responda aos itens a seguir:

- a) Represente a equação química da ionização do ácido cianídrico em água.
- b) Calcule a concentração de íons H_3O^+ na solução utilizada pelo químico.
- c) Calcule a constante de ionização do ácido cianídrico nessa solução, nessas condições.

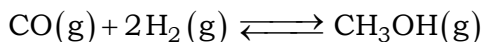
17. (UNIFESP) Certo produto utilizado como “tira-ferrugem” contém solução aquosa de ácido oxálico, $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$, A 2% (m/V). O ácido oxálico é um ácido diprótico e em suas soluções aquosas ocorrem duas reações de dissociação simultâneas, representadas pelas seguintes equações químicas:



- a) Expresse a concentração de ácido oxálico no produto em g/L e em mol/L.
- b) Escreva a expressão da constante K_a do equilíbrio global e calcule seu valor numérico a partir das constantes K_{a_1} e K_{a_2} .

Dados: C = 12; H = 1; O = 16.

18. (UFRRJ) O metanol pode ser obtido industrialmente pela reação entre o monóxido de carbono e o hidrogênio conforme a equação adiante:



Há uma certa temperatura, em um recipiente de 2 L, são introduzidos 4,0 mols de monóxido de carbono e 4,0 mols de hidrogênio. Após um certo tempo, o processo atinge um equilíbrio quando são formados 1 mol de metanol.

Calcule a constante de equilíbrio (K_c) nas condições para a reação anterior.

19. (FUVEST) Em um laboratório, há dois frascos com soluções aquosas diferentes:

- Ácido acético de concentração 1,0 mol/L;
- Ácido clorídrico de concentração $4,2 \times 10^{-3}$ mol/L.

Fazendo dois testes, em condições iguais para as duas soluções, observou-se que,

- ao mergulhar, nas soluções, os eletrodos de um aparelho para medir a condutibilidade elétrica, a intensidade da luz da lâmpada do aparelho era a mesma para as duas soluções;
- ao adicionar a mesma quantidade de indicador universal para ácidos e bases a amostras de mesmo volume das duas soluções, a coloração final observada era a mesma.

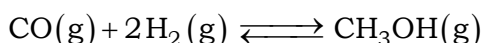
- a) Explique por que duas soluções tão diferentes exibem comportamentos tão semelhantes.
- b) Considerando os valores fornecidos nesta questão, calcule a constante de dissociação iônica do ácido acético. Mostre os cálculos.

20. (UFLA) O NO (monóxido de nitrogênio) é um poluente atmosférico formado a temperaturas elevadas pela reação de N_2 e O_2 . A uma determinada temperatura, a constante de equilíbrio para a reação é igual a $5,0 \times 10^{-4}$. Nessa temperatura, as concentrações de equilíbrio são: $\text{NO} = 1,0 \times 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$ e $\text{N}_2 = 4,0 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$.

Pergunta-se:

- a) Qual a concentração molar de O_2 nas condições de equilíbrio?
- b) Sabendo-se que a constante de velocidade para reação direta é igual a $2,0 \times 10^{-6}$, nas condições descritas anteriormente, calcule a constante de velocidade para a reação inversa.

21. (UFRRJ) O metanol pode ser obtido industrialmente pela reação entre o monóxido de carbono e o hidrogênio conforme a equação adiante:



Há uma certa temperatura, em um recipiente de 2 L, são introduzidos 4,0 mols de monóxido de carbono e 4,0 mols de hidrogênio. Após um certo tempo, o processo atinge um equilíbrio quando são formados 1 mol de metanol.

Calcule a constante de equilíbrio (K_c) nas condições para a reação anterior.

22. (UFG) "quando um fator externo age sobre um sistema em equilíbrio, ele se desloca, procurando minimizar a ação do fator aplicado".

H. L. Le Chatelier, 1888

De acordo com esse princípio, em uma reação exotérmica, em que os reagentes estão no estado sólido e os produtos no estado gasoso,

- aumentando-se a pressão, o equilíbrio é deslocado no sentido dos produtos.
- aumentando-se a temperatura, o equilíbrio é deslocado no sentido dos produtos.
- aumentando-se a concentração dos reagentes, o equilíbrio é deslocado no sentido dos mesmos.
- adicionando-se catalisador, o equilíbrio é deslocado no sentido dos produtos.
- aumentando-se a concentração dos produtos, o equilíbrio é deslocado no sentido dos reagentes.

23. (UNESP) A produção de grafita artificial vem crescendo significativamente, uma vez que grafita natural de boa qualidade para uso industrial é escassa. Em atmosferas ricas em dióxido de carbono, a 1000°C, a grafita reage segundo a reação: $C(\text{grafita}) + CO_2(g) \rightleftharpoons 2CO(g)$.

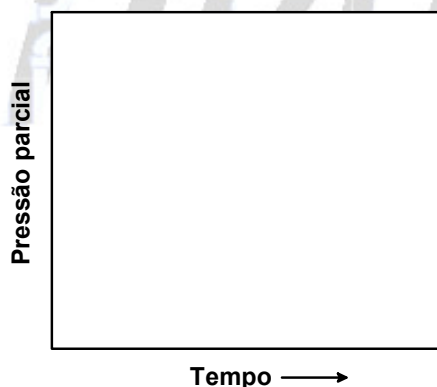
A 1000°C, no estado de equilíbrio, as pressões parciais de CO e CO₂ são 1,50 atm e 1,25 atm, respectivamente. Calcule o valor da constante de equilíbrio (K_p) para a reação nessa temperatura.

24. (E.E. Mauá-SP) A pressão de um sistema gasoso constituído por CO₂, O₂ e CO, em equilíbrio, é de 2 atm, a dada temperatura. Tendo em conta que no sistema em questão existem 30 % de CO₂ e 20 % de O₂, em volume, calcule:

- a pressão parcial do CO;
- a constante de equilíbrio do sistema considerado, em termos de pressão.

25. (UFC) Considere a seguinte mistura em equilíbrio: $3H_2(g) + N_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$ com as seguintes pressões parciais: P_{H₂} = 0,01 atm, P_{N₂} = 0,001 atm, P_{NH₃} = 0,004 atm.

- Calcule a constante de equilíbrio em função das pressões parciais, K_p, para essa reação.
- Considere que após 5 minutos do equilíbrio ser atingido, é adicionado H₂(g), de modo que sua pressão parcial é elevada para 0,10 atm. Desenhe um gráfico, mostrando o perfil qualitativo das pressões parciais de todas as espécies presentes em função do tempo.



26. (UFPR) Considere as equações abaixo e os respectivos valores das constantes de equilíbrio, medidos a 823 K:

- $CoO(s) + H_2(g) \rightleftharpoons Co(s) + H_2O(g)$ K₁ = 67
- $CoO(s) + CO(g) \rightleftharpoons Co(s) + CO_2(g)$ K₂ = 490
- $CO_2(g) + H_2(g) \rightleftharpoons CO(g) + H_2O(g)$ K₃ = ?

a) Escreva a expressão da constante de equilíbrio para as três reações em função das pressões parciais.

b) Escreva a relação matemática entre K_1 , K_2 e K_3 e calcule o valor de K_3 a 823 K.

27. (UNICAMP) A reação de transformação do dióxido de carbono em monóxido de carbono, representada pela equação abaixo, é muito importante em alguns processos metalúrgicos.



A constante de equilíbrio desta reação pode ser expressa, em termos de pressões parciais, como:

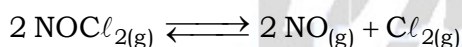
$$K = \frac{p^2(\text{CO})}{p(\text{CO}_2)}$$

Qual é o efeito sobre este equilíbrio quando:

- a) adiciona-se carbono sólido?
- b) aumenta-se a temperatura?
- c) introduz-se um catalisador?

Justifique suas respostas.

28. (FUVEST) 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 a seguir representa o equilíbrio do sistema:



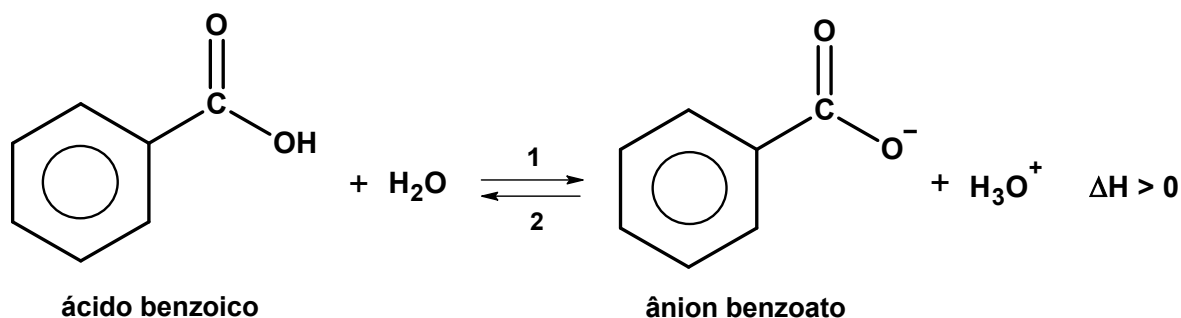
- a) Calcule as pressões parciais do NO e do Cl_2 no equilíbrio.
- b) Calcule a constante do equilíbrio.

29. (UFRN) Num balão de vidro, com meio litro de capacidade, contendo 250 mL de água destilada (H_2O), nas condições ambientais, foi dissolvida (por borbulhamento) uma certa quantidade de gás amônia (NH_3).

Se, na solução aquosa de amônia ($\text{NH}_3(\text{aq})$), for adicionado 0,1 g de cloreto de amônio (NH_4Cl) sólido, observar-se-á, no estado final, diminuição

- a) da $[\text{NH}_3]$.
- b) do pOH .
- c) da $[\text{NH}_4^+]$.
- d) do pH .

30. (PUCSP) Considere o equilíbrio representado por:



Qual dos procedimentos a seguir deslocará o equilíbrio no sentido 1?

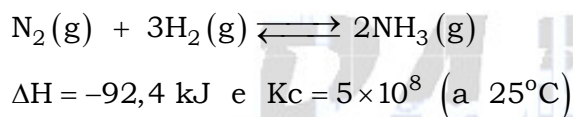
- a) evaporação da água a uma temperatura fixa.
- b) aumento de pressão.
- c) adição de benzoato de potássio sólido.
- d) adição de ácido sulfúrico.
- e) aumento da temperatura da solução.

31. (UFC) Uma das reações que podem ocorrer em uma atmosfera poluída é representada pelo equilíbrio químico a seguir: $2\text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{g}); \Delta H > 0$.

Considerando tratar-se de uma reação simples e elementar, analise as afirmativas a seguir e marque a alternativa correta.

- a) A ordem total da reação é 2.
- b) Aumentando-se a pressão do sistema, não se altera a posição do equilíbrio.
- c) Aumentando-se a temperatura do sistema, o equilíbrio desloca-se para a esquerda.
- d) A reação é de terceira ordem, com relação ao NO, e de primeira ordem, com relação ao O₂.
- e) A reação é de segunda ordem, com relação ao NO, e de primeira ordem, com relação ao O₂.

32. (UFPR) Por milhares de anos, os compostos de nitrogênio têm sido adicionados ao solo para aumentar a produtividade das safras de alimentos. Antigamente, o único modo efetivo era adicionar "nitrogênio orgânico", isto é, adubo. No século XIX, tornou-se prática comum, nos Estados Unidos e Europa Ocidental, o uso de nitrato de sódio (NaNO₃), importado do Chile. Em 1908, Fritz Haber, na Alemanha, demonstrou que o nitrogênio atmosférico podia ser fixado por reação com hidrogênio, formando amônia. A reação que Haber usou era:



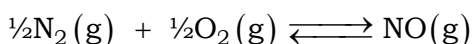
O processo Haber é hoje o principal processo não-natural de produção de nitrogênio fixado no mundo, mas sua viabilidade depende da escolha de condições sob as quais nitrogênio e hidrogênio reagirão rapidamente para produzir amônia com alto rendimento. Com base nessas informações e na expressão da constante de equilíbrio ($K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}$), considere as seguintes afirmativas acerca da reação de produção de amônia:

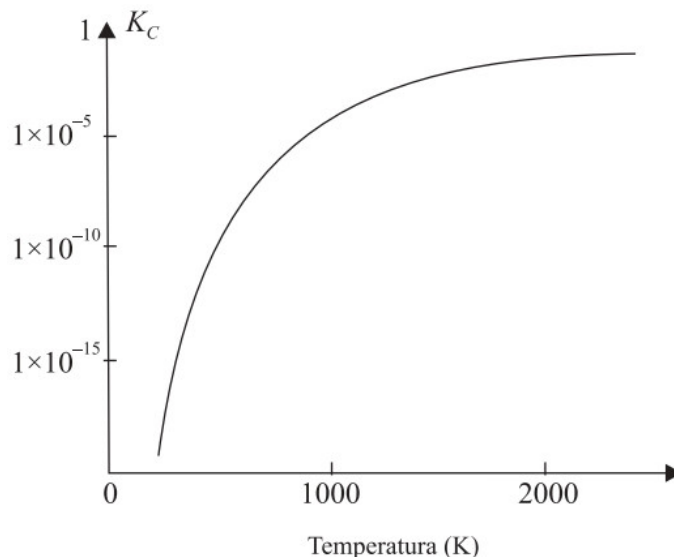
- I. O valor de K_c indica que à temperatura ambiente a produção de amônia é favorecida.
- II. Baixas pressões diminuem a produção de amônia.
- III. Altas temperaturas aumentam a produção de amônia.
- IV. A entalpia dos produtos é menor que a entalpia dos reagentes.

Assinale a alternativa correta.

- a) Somente as afirmativas III e IV são verdadeiras.
- b) Somente as afirmativas II e III são verdadeiras.
- c) Somente as afirmativas I, II e III são verdadeiras.
- d) Somente as afirmativas I, II e IV são verdadeiras.
- e) Somente as afirmativas II, III e IV são verdadeiras.

33. (UNIFESP) O monóxido de nitrogênio é um dos poluentes atmosféricos lançados no ar pelos veículos com motores mal regulados. No cilindro de um motor de explosão interna de alta compressão, a temperatura durante a combustão do combustível com excesso de ar é da ordem de 2.400 K e os gases de descarga estão ao redor de 1.200 K. O gráfico representa a variação da constante de equilíbrio (escala logarítmica) em função da temperatura, para a reação de formação do NO, dada por





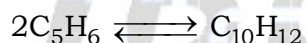
Considere as seguintes afirmações:

- I. Um catalisador adequado deslocará o equilíbrio da reação no sentido da conversão do NO em N₂ e O₂.
- II. O aumento da pressão favorece a formação do NO.
- III. A 2.400 K há maior quantidade de NO do que a 1.200 K.
- IV. A reação de formação do NO é endotérmica.

São corretas as afirmações contidas somente em

- a) I, II e III.
- b) II, III e IV.
- c) I e III.
- d) II e IV.
- e) III e IV.

34. (FUVEST) A 250 °C, a constante de equilíbrio de dimerização do ciclopentadieno é $2,7 \text{ (mol/L)}^{-1}$.



Nessa temperatura, foram feitas duas misturas do monômero com seu dímero. Dadas as concentrações iniciais das misturas em moles/litro

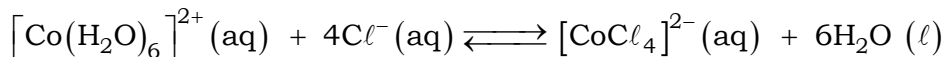
Mistura 1 - monômero = 0,800 e dímero = 1,728

Mistura 2 - monômero = 1,000 e dímero = 3,456

O que acontecerá com as concentrações do monômero e do dímero ao longo do tempo?

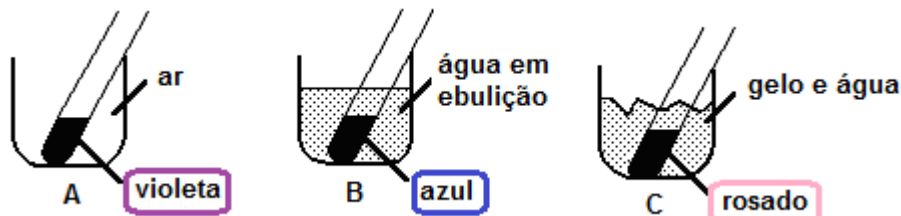
- a) na mistura 1? Justifique.
- b) na mistura 2? Justifique.

35. (FUVEST) Em uma solução obtida pela dissolução de cloreto de cobalto (II) em ácido clorídrico tem-se:



Observação: O composto $\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6^{2+}$, em solução aquosa, assume coloração rosada e o composto $[\text{CoCl}_4]^{2-}$, também em solução aquosa assume coloração azulada.

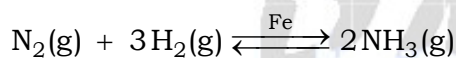
Essa solução foi dividida em três partes, cada uma colocada em um tubo de ensaio. Cada tubo de ensaio foi submetido a uma temperatura diferente, sob pressão ambiente, como ilustrado a seguir.



a) Em que sentido a reação representada absorve calor? Justifique.

b) Em qual desses três experimentos a constante do equilíbrio apresentado tem o menor valor? Explique.

36. (PUCRIO) O processo Haber-Bosch, um dos mais utilizados para a obtenção de amônia sintética, conforme reação dada abaixo, utiliza temperatura na faixa de 550 °C e pressão de 200 – 300 atm.



$$\Delta H(25\text{ }^\circ\text{C}) = -22,04 \text{ kcal / mol de N}_2 \text{ reagido}$$

Sabendo disso, pergunta-se:

a) Qual a função do Fe nessa reação?

b) Qual o valor da entalpia padrão da amônia a 25 °C. Explique sua resposta.

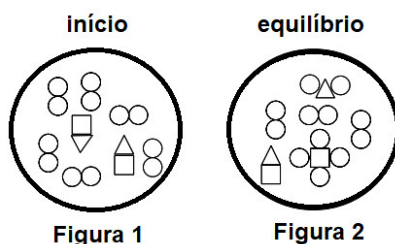
c) O que deve acontecer com o equilíbrio dessa reação caso a mesma seja realizada em:

I) Temperaturas maiores que 550 °C? Explique sua resposta.

II) Pressões maiores que 200 atmosferas? Explique sua resposta.

37. (UFRJ) Em um recipiente fechado e mantido à temperatura constante, foram adicionadas substâncias O_2 e CO_2 . Formadas pelos elementos C , O e O_2 , como mostra a figura 1.

A mistura contida no recipiente foi posta para reagir até atingir o equilíbrio, como representado na figura 2. Todas as substâncias no estado gasoso.



a) Dê a equação balanceada que representa a reação.

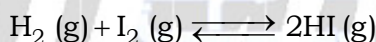
b) Explique a influência do aumento de pressão no deslocamento do equilíbrio do sistema reacional que está representado na Figura 2.

38. (UNESP) O metanol é um produto com elevada toxidez, podendo provocar náusea, vômito, perturbação visual, confusão mental e conduzindo à morte em casos mais graves de intoxicação. Em alguns países ele é utilizado como combustível, em especial em competições automobilísticas, e pode ser obtido industrialmente pela reação do monóxido de carbono com o hidrogênio.

a) Escreva a equação química para a reação do monóxido de carbono com o hidrogênio, produzindo o metanol, e a expressão para a constante de equilíbrio para esta reação no estado gasoso.

b) Mantidas as demais condições constantes, qual o efeito esperado do aumento da pressão sobre a produção do metanol neste processo? Justifique.

39. (FUVEST) 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

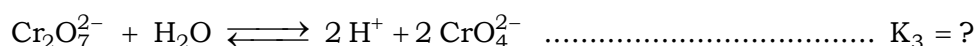
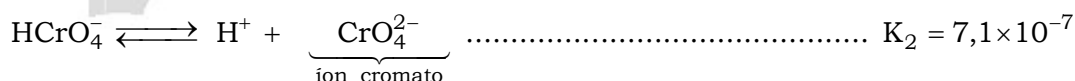
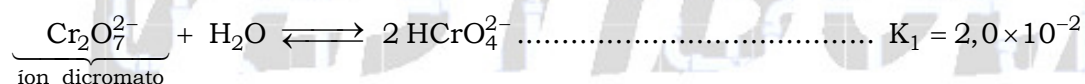
$$\frac{(P_{\text{HI}})^2}{P_{\text{H}_2} \cdot P_{\text{I}_2}} = 55$$

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.

40. (FUVEST) Considere uma solução aquosa diluída de dicromato de potássio, a 25 °C. Dentre os equilíbrios que estão presentes nessa solução, destacam-se:

Constantes de equilíbrio Constantes de equilíbrio (25 °C)

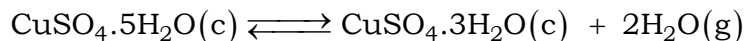


a) Calcule o valor da constante de equilíbrio K₃.

b) Essa solução de dicromato foi neutralizada. Para a solução neutra, qual é o valor numérico da relação $[\text{CrO}_4^{2-}] / [\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}]$? Mostre como obteve este valor.

c) A transformação de íons dicromato em íons cromato, em meio aquoso, é uma reação de oxirredução? Justifique.

41. (ITA) Sulfato de cobre sólido penta-hidratado ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}(c)$) é colocado em um recipiente fechado, de volume constante, previamente evacuado, provido de um medidor de pressão e de um dispositivo de entrada/saída para reagentes. A 25°C é estabelecido, dentro do recipiente, o equilíbrio representado pela equação química:

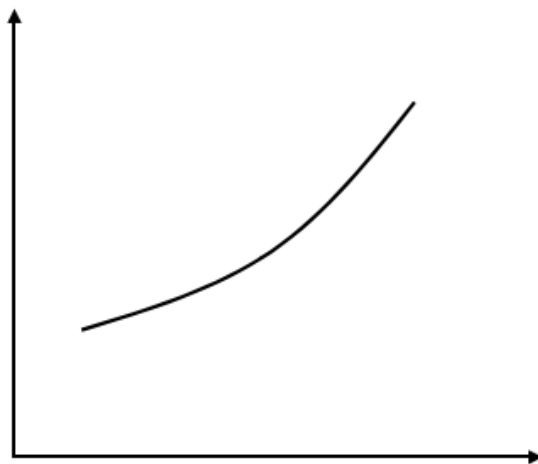


Quando o equilíbrio é atingido, a pressão dentro do recipiente é igual a 7,6 mmHg. A seguir, a pressão de vapor da água é aumentada para 12 mmHg e um novo equilíbrio é restabelecido na mesma temperatura. A respeito do efeito de aumento da pressão de vapor da água sobre o equilíbrio de dissociação do $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}(c)$, qual das opções seguintes contém a afirmação ERRADA?

- a) O valor da constante de equilíbrio K_p é igual a $1,0 \times 10^{-4}$.
- b) A quantidade de água na fase gasosa permanece praticamente inalterada.
- c) A concentração (em mol/L) de água na fase $\text{CuSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}(c)$ permanece inalterada.
- d) A concentração (em mol/L) de água na fase sólida total permanece inalterada.
- e) A massa total do conteúdo do recipiente aumenta.

Justificar por que cada uma das opções A, C e D da questão está CORRETA ou ERRADA.

42. (ITA) Considere as seguintes afirmações relativas ao gráfico apresentado a seguir:



I. Se a ordenada representar a constante de equilíbrio de uma reação química exotérmica e a abscissa, a temperatura, o gráfico pode representar um trecho da curva relativa ao efeito da temperatura sobre a constante de equilíbrio dessa reação.

II. Se a ordenada representar a massa de um catalisador existente em um sistema reagente e a abscissa, o tempo, o gráfico pode representar um trecho relativo à variação da massa do catalisador em função do tempo de uma reação.

III. Se a ordenada representar a concentração de um sal em solução aquosa e a abscissa, a temperatura, o gráfico pode representar um trecho da curva de solubilidade deste sal em água.

IV. Se a ordenada representar a pressão de vapor de um equilíbrio líquido \rightleftharpoons gás e a abscissa, a temperatura, o gráfico pode representar um trecho da curva de pressão de vapor deste líquido.

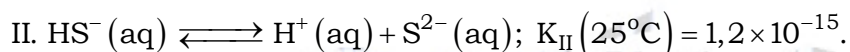
V. Se a ordenada representar a concentração de $\text{NO}_2(g)$ existente dentro de um cilindro provido de um pistão móvel, sem atrito, onde se estabeleceu o equilíbrio $\text{N}_2\text{O}_4(g) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(g)$, e a abscissa, a pressão externa exercida sobre o pistão, o gráfico pode representar um trecho da

curva relativa à variação da concentração de $\text{NO}_2(\text{g})$, em função da pressão externa exercida sobre o pistão, à temperatura constante.

Destas afirmações, estão CORRETAS

- a) apenas I e III.
- b) apenas I, IV e V.
- c) apenas II, III e V.
- d) apenas II e V.
- e) apenas III e IV.

43. (ITA) Na temperatura de $25\text{ }^\circ\text{C}$ e pressão igual a 1 atm , a concentração de H_2S numa solução aquosa saturada é de aproximadamente $0,1\text{ mol L}^{-1}$. Nesta solução, são estabelecidos os equilíbrios representados pelas seguintes equações químicas balanceadas:



Assinale a informação ERRADA relativa a concentrações aproximadas (em mol L^{-1}) das espécies presentes nesta solução.

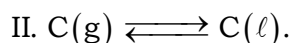
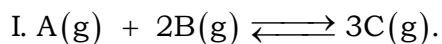
- a) $[\text{H}^+]^2 [\text{S}^{2-}] \approx 1 \times 10^{-23}$.
- b) $[\text{S}^{2-}] \approx 1 \times 10^{-15}$.
- c) $[\text{H}^+] \approx 1 \times 10^{-7}$.
- d) $[\text{HS}^-] \approx 1 \times 10^{-4}$.
- e) $[\text{H}_2\text{S}] \approx 1 \times 10^{-1}$.

44. (ITA) Em um balão fechado e sob temperatura de $27\text{ }^\circ\text{C}$, $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$ está em equilíbrio com $\text{NO}_2(\text{g})$. A pressão total exercida pelos gases dentro do balão é igual a $1,0\text{ atm}$ e, nestas condições, $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$ encontra-se 20% dissociado.

a) Determine o valor da constante de equilíbrio para a reação de dissociação do $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$. Mostre os cálculos realizados.

b) Para a temperatura de $27\text{ }^\circ\text{C}$ e pressão total dos gases dentro do balão igual a $0,10\text{ atm}$, determine o grau de dissociação do $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$. Mostre os cálculos realizados.

45. (ITA) Uma mistura gasosa é colocada a reagir dentro de um cilindro provido de um pistão móvel, sem atrito e sem massa, o qual é mantido à temperatura constante. As reações que ocorrem dentro do cilindro podem ser genericamente representadas pelas seguintes equações químicas:

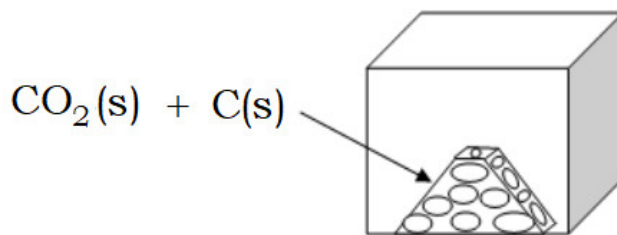


O que ocorre com o valor das grandezas abaixo

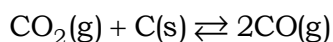
(Aumenta? Diminui? Não altera?), quando o volume do cilindro é duplicado? Justifique suas respostas.

- a) Quantidade, em mols, da espécie B.
- b) Quantidade, em mols, da espécie C líquida.
- c) Constante de equilíbrio da equação I.
- d) Razão $[\text{C}]^3 / [\text{B}]^2$.

46. (IME) Em um reservatório de volume de 6,0 L, submetido a vácuo, introduz-se uma mistura física de 79,2 g de gelo seco, solidificado em pequenos pedaços, com 30 g de carvão mineral em pó, conforme a representação a seguir.



Esse sistema sob determinadas condições atinge o seguinte equilíbrio



onde se observa que:

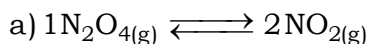
- a fase gasosa tem comportamento de gás ideal;
- o volume de carvão mineral final é desprezível;
- a 1.100 K a constante de equilíbrio da reação é $K_p = 22$;
- a 1.000 K a massa específica da fase gasosa no reservatório é igual a 14 g/L.

Com base nessas informações, calcule a constante de equilíbrio, K_p , da reação a 1.000 K. Estabeleça se a reação entre o $\text{CO}_2(\text{g})$ e o $\text{C}(\text{s})$ é exotérmica ou endotérmica, justificando sua resposta.

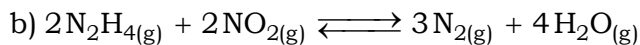
47. (IME) 1,0 mol de ácido acético é adicionado a uma solução de 1,0 mol de álcool etílico e 36 g de água. Aguarda-se que o meio formado atinja o equilíbrio à temperatura T_{eq} , quando se verifica que a sua composição contém 0,5 mol de éster e o restante de ácido acético, etanol e H_2O . Calcule quantos mols de éster poderiam ser formados no equilíbrio, à mesma temperatura T_{eq} , se 2,0 mols de etanol puro fossem misturados a 1,0 mol de ácido acético num recipiente seco.

VESTIBULAR

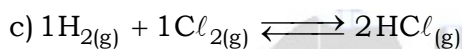
01. Expressões matemáticas que representam as constantes de equilíbrio (K_c e K_p):



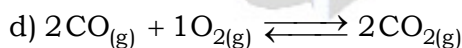
$$K_c = \frac{[\text{NO}_{2(g)}]^2}{[\text{N}_2\text{O}_{4(g)}]^1}; K_p = \frac{(p_{\text{NO}_{2(g)}})^2}{(p_{\text{N}_2\text{O}_{4(g)}})^1}$$



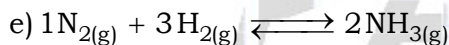
$$K_c = \frac{[\text{N}_2(g)]^3 \times [\text{H}_2\text{O}(g)]^4}{[\text{N}_2\text{H}_4(g)]^2 \times [\text{NO}_{2(g)}]^2}; K_p = \frac{(p_{\text{N}_2(g)})^3 \times (p_{\text{H}_2\text{O}(g)})^4}{(p_{\text{N}_2\text{H}_4(g)})^2 \times (p_{\text{NO}_{2(g)}})^2}$$



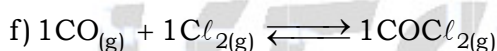
$$K_c = \frac{[\text{HCl}(g)]^2}{[\text{H}_2(g)]^1 \times [\text{Cl}_2(g)]^1}; K_p = \frac{(p_{\text{HCl}(g)})^2}{(p_{\text{H}_2(g)})^1 \times (p_{\text{Cl}_2(g)})^1}$$



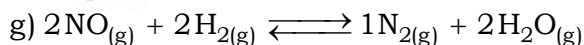
$$K_c = \frac{[\text{CO}_2(g)]^2}{[\text{CO}(g)]^2 \times [\text{O}_2(g)]^1}; K_p = \frac{(p_{\text{CO}_2(g)})^2}{(p_{\text{CO}(g)})^2 \times (p_{\text{O}_2(g)})^1}$$



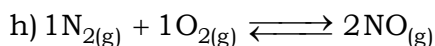
$$K_c = \frac{[\text{NH}_3(g)]^2}{[\text{N}_2(g)]^1 \times [\text{H}_2(g)]^3}; K_p = \frac{(p_{\text{NH}_3(g)})^2}{(p_{\text{N}_2(g)})^1 \times (p_{\text{H}_2(g)})^3}$$



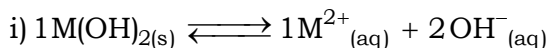
$$K_c = \frac{[\text{COCl}_2(g)]^1}{[\text{CO}(g)]^1 \times [\text{Cl}_2(g)]^1}; K_p = \frac{(p_{\text{COCl}_2(g)})^1}{(p_{\text{CO}(g)})^1 \times (p_{\text{Cl}_2(g)})^1}$$



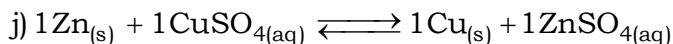
$$K_c = \frac{[\text{N}_2(g)]^1 \times [\text{H}_2\text{O}(g)]^2}{[\text{NO}(g)]^2 \times [\text{H}_2(g)]^2}; K_p = \frac{(p_{\text{N}_2(g)})^1 \times (p_{\text{H}_2\text{O}(g)})^2}{(p_{\text{NO}(g)})^2 \times (p_{\text{H}_2(g)})^2}$$



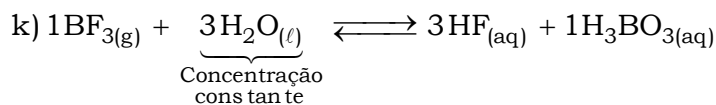
$$K_c = \frac{[\text{NO}(g)]^2}{[\text{N}_2(g)]^1 \times [\text{O}_2(g)]^1}; K_p = \frac{(p_{\text{NO}(g)})^2}{(p_{\text{N}_2(g)})^1 \times (p_{\text{O}_2(g)})^1}$$



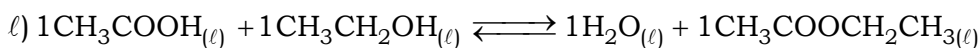
$$K_c = [\text{M}^{2+}]^1 \times [\text{OH}^{-}]^2$$



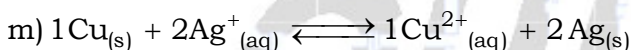
$$K_c = \frac{[\text{ZnSO}_{4(aq)}]^1}{[\text{CuSO}_{4(aq)}]^1}$$



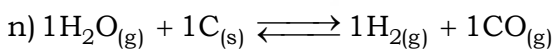
$$K_c = \frac{[\text{HF}_{(aq)}]^3 \times [\text{H}_3\text{BO}_{3(aq)}]^1}{[\text{BF}_{3(g)}]^1}; \quad K_p = \frac{1}{(p_{\text{BF}_{3(g)}})^1}$$



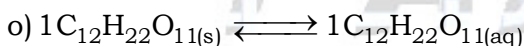
$$K_c = \frac{[\text{H}_2\text{O}_{(l)}]^1 \times [\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_3_{(l)}]^1}{[\text{CH}_3\text{COOH}_{(l)}]^1 \times [\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}_{(l)}]^1}$$



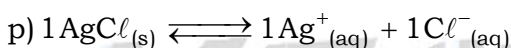
$$K_c = \frac{[\text{Cu}^{2+}_{(aq)}]^1}{[\text{Ag}^+_{(aq)}]^2}$$



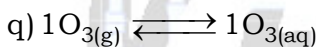
$$K_c = \frac{[\text{H}_2_{(g)}]^1 \times [\text{CO}_{(g)}]^1}{[\text{H}_2\text{O}_{(g)}]^1}; \quad K_p = \frac{(p_{\text{H}_2_{(g)}})^1 \times (p_{\text{CO}_{(g)}})^1}{(p_{\text{H}_2\text{O}_{(g)}})^1}$$



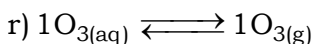
$$K_c = [\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11(aq)}]^1$$



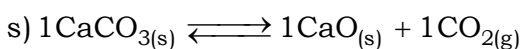
$$K_c = [\text{Ag}^+_{(aq)}]^1 \times [\text{Cl}^-_{(aq)}]^1$$



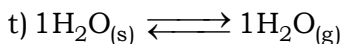
$$K_c = \frac{[\text{O}_{3(aq)}]^1}{[\text{O}_{3(g)}]^1}; \quad K_p = \frac{1}{(p_{\text{O}_{3(g)}})^1}$$



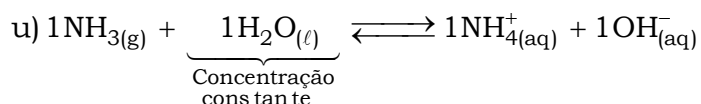
$$K_c = \frac{[\text{O}_{3(g)}]^1}{[\text{O}_{3(aq)}]^1}; \quad K_p = (p_{\text{O}_{3(g)}})^1$$



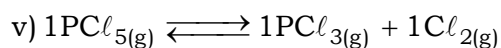
$$K_c = [\text{CO}_{2(g)}]^1; \quad K_p = (p_{\text{CO}_{2(g)}})^1$$



$$K_c = [\text{H}_2\text{O}_{(g)}]^1; K_p = (p_{\text{H}_2\text{O}_{(g)}})^1$$



$$K_c = \frac{[\text{NH}_4^+_{(aq)}]^1 \times [\text{OH}^-_{(aq)}]^1}{[\text{NH}_3(g)]^1}; K_p = \frac{1}{(p_{\text{NH}_3(g)})^1}$$



$$K_c = \frac{[\text{PCl}_{3(g)}]^1 \times [\text{Cl}_{2(g)}]^1}{[\text{PCl}_{5(g)}]^1}; K_p = \frac{(p_{\text{PCl}_{3(g)}})^1 \times (p_{\text{Cl}_{2(g)}})^1}{(p_{\text{PCl}_{5(g)}})^1}$$

02. Teremos:

Expressão de K_c :

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

Substituição dos valores de concentrações fornecidos :

$$K_c = \frac{(0,1)^2}{(1,0)^2 \times (1,5)^1} = 0,0066666$$

$$K_c \approx 0,0067$$

Se levarmos as unidades em consideração, o que não é obrigatório :

$$K_c = \frac{(0,1 \text{ mol/L})^2}{(1,0 \text{ mol/L})^2 \times (1,5 \text{ mol/L})^1}$$

$$K_c \approx 0,0067 (\text{mol/L})^{-1}$$

03. Teremos:

$$\text{NO}_2 = 46; \text{N}_2\text{O}_4 = 92; V = 500 \text{ mL} = 0,5 \text{ L}$$

$$n_{\text{NO}_2} = \frac{m_{\text{NO}_2}}{M_{\text{NO}_2}} = \frac{0,48}{46} \text{ mol} \approx 0,01 \text{ mol}$$

$$n_{\text{N}_2\text{O}_4} = \frac{m_{\text{N}_2\text{O}_4}}{M_{\text{N}_2\text{O}_4}} = \frac{2}{92} \text{ mol} \approx 0,02 \text{ mol}$$

$$[\text{NO}_2] = \frac{n_{\text{NO}_2}}{V} = \frac{0,01}{0,5} = 0,02 \text{ mol/L}$$

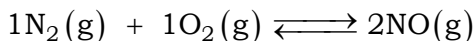
$$[\text{N}_2\text{O}_4] = \frac{n_{\text{N}_2\text{O}_4}}{V} = \frac{0,02}{0,5} \text{ mol/L} = 0,04 \text{ mol/L}$$

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

$$K_c = \frac{0,04}{0,02 \times 0,02}$$

$$K_c \approx 100$$

04. Alternativa D



$$K_c = \frac{[\text{NO}(\text{g})]^2}{[\text{N}_2(\text{g})]^1 \times [\text{O}_2(\text{g})]^1}$$

$$4,0 \times 10^{-4} = \frac{[\text{NO}(\text{g})]^2}{(4,0 \times 10^{-3})^1 \times (1,0 \times 10^{-3})^1}$$

$$[\text{NO}(\text{g})]^2 = 4,0 \times 10^{-4} \times 4,0 \times 10^{-3} \times 1,0 \times 10^{-3}$$

$$[\text{NO}(\text{g})]^2 = 16,0 \times 10^{-10}$$

$$[\text{NO}(\text{g})] = \sqrt{16,0 \times 10^{-10}}$$

$$[\text{NO}(\text{g})] = 4,0 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

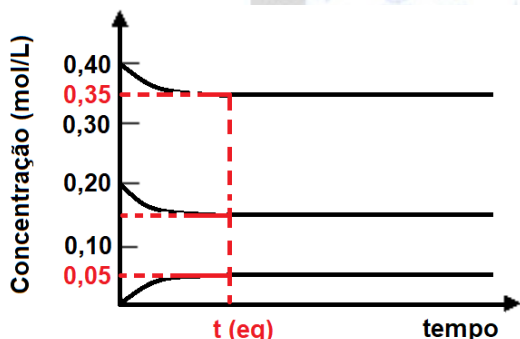
05. A dimerização é dada pode ser representada por: $2\text{X} \rightleftharpoons \text{X}_2$.

$$K_{\text{equilíbrio}} = \frac{[\text{Produtos}]^p}{[\text{Reagentes}]^r}$$

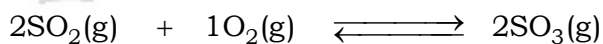
$$K_{\text{equilíbrio}} = \frac{[\text{X}_2]}{[\text{X}]^2}$$

06. Alternativa A

A partir do gráfico podemos obter os valores no equilíbrio (observe as retas paralelas):



A partir da análise do gráfico, vem:

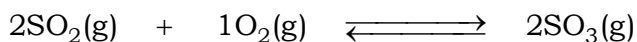


$$0,40 \text{ mol/L} \quad 0,20 \text{ mol/L} \quad 0 \text{ mol/L} \quad (\text{início})$$

$$-0,05 \text{ mol/L} \quad -0,025 \text{ mol/L} \quad 0,05 \text{ mol/L} \quad (\text{durante})$$

$0,35 \text{ mol/L}$	$0,175 \text{ mol/L}$	$0,05 \text{ mol/L}$	(equilíbrio)
----------------------	-----------------------	----------------------	--------------

Iniciando-se a reação com 0,40 mol de SO_3 em 1 L, lembrando que no equilíbrio os mesmos valores de concentração devem ser encontrados, vem:

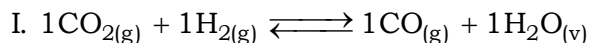


$$0 \text{ mol/L} \quad 0 \text{ mol/L} \quad 0,40 \text{ mol/L} \quad (\text{início})$$

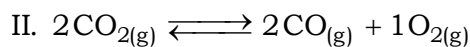
$$+0,35 \text{ mol/L} \quad +0,175 \text{ mol/L} \quad -0,35 \text{ mol/L} \quad (\text{durante})$$

$0,35 \text{ mol/L}$	$0,175 \text{ mol/L}$	$0,05 \text{ mol/L}$	(equilíbrio)
----------------------	-----------------------	----------------------	--------------

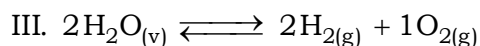
07. Teremos:



$$K_1 = \frac{[\text{CO}_{(\text{g})}]^1 \times [\text{H}_2\text{O}_{(\text{v})}]^1}{[\text{CO}_{2(\text{g})}]^1 \times [\text{H}_{2(\text{g})}]^1}$$



$$K_2 = \frac{[\text{CO}_{(\text{g})}]^2 \times [\text{O}_{2(\text{g})}]^1}{[\text{CO}_{2(\text{g})}]^2}$$



$$K_3 = \frac{[\text{H}_{2(\text{g})}]^2 \times [\text{O}_{2(\text{g})}]^1}{[\text{H}_2\text{O}_{(\text{v})}]^2}$$

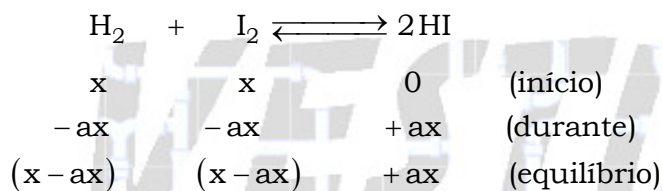
Divisão de K_2 por K_3 :

$$\frac{K_2}{K_3} = \frac{\left(\frac{[\text{CO}_{(\text{g})}]^2 \times [\text{O}_{2(\text{g})}]^1}{[\text{CO}_{2(\text{g})}]^2} \right)}{\left(\frac{[\text{H}_{2(\text{g})}]^2 \times [\text{O}_{2(\text{g})}]^1}{[\text{H}_2\text{O}_{(\text{v})}]^2} \right)} = \frac{[\text{CO}_{(\text{g})}]^2 \times [\text{H}_2\text{O}_{(\text{v})}]^2}{[\text{CO}_{2(\text{g})}]^2 \times [\text{H}_{2(\text{g})}]^2} = \left(\frac{[\text{CO}_{(\text{g})}]^1 \times [\text{H}_2\text{O}_{(\text{v})}]^1}{[\text{CO}_{2(\text{g})}]^1 \times [\text{H}_{2(\text{g})}]^1} \right)^2$$

$$\frac{K_2}{K_3} = (K_1)^2$$

$$K_1 = \sqrt{\frac{K_2}{K_3}}$$

08. Alternativa A



$$K = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2]^1 \times [\text{I}_2]^1}$$

$$K = \frac{[\text{HI}]^2}{(x - ax)^1 \times (x - ax)^1}$$

$$K = \frac{[\text{HI}]^2}{(x - ax)^2}$$

$$[\text{HI}]^2 = K \times (x - ax)^2$$

$$[\text{HI}] = \sqrt{K} \times (x - ax)$$

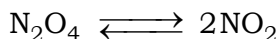
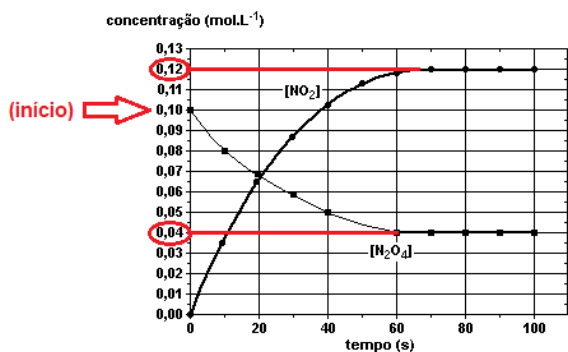
$$[\text{HI}] = K^{1/2} \times (x - ax)$$

Para $x = 1$, vem :

$$[\text{HI}] = K^{1/2} \times (1 - a) \Rightarrow [\text{HI}] = (1 - a)K^{1/2} \text{ mol/L}$$

09. Alternativa A

I. Correta. Nas condições do experimento, a extensão da reação de dissociação é de 60 %.



0,10	—————	0	(início; mol / L)
-0,10α	—————	+ 2 × 0,10α	(durante; mol / L)
0,04	—————	0,12	(equilíbrio; mol / L)

$$0,10 - 0,10\alpha = 0,04$$

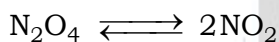
$$0,10\alpha = 0,10 - 0,04$$

$$\alpha = 0,6 \Rightarrow \alpha = 60\%$$

II. Correta. Nas condições do experimento, $K_c = 0,36$, no sentido da formação do gás NO_2 .

$$[\text{N}_2\text{O}_4]_{\text{equilíbrio}} = 0,04 \text{ mol / L}$$

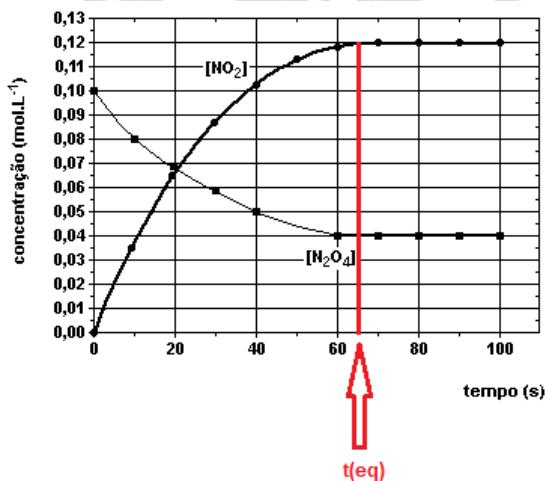
$$[\text{NO}_2]_{\text{equilíbrio}} = 0,12 \text{ mol / L}$$



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

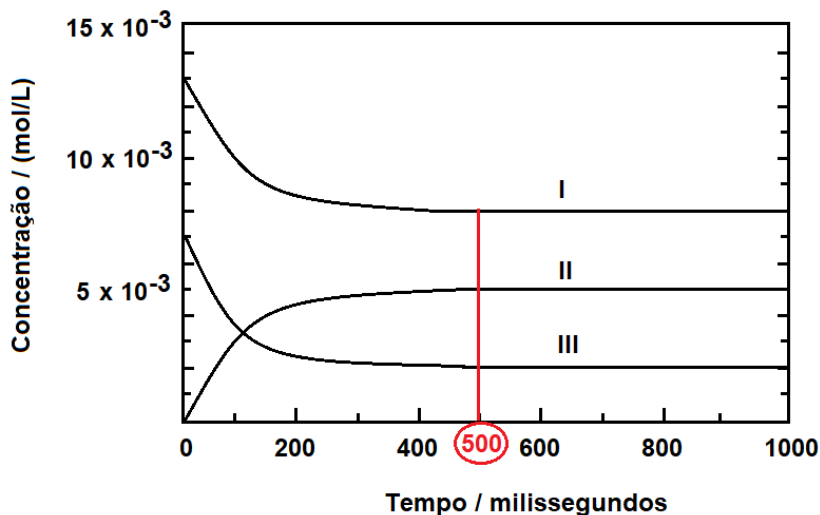
$$K_c = \frac{(0,12)^2}{0,04} = 0,36$$

III. Incorreta. O equilíbrio foi atingido, aproximadamente, 65 segundos após o início do experimento.

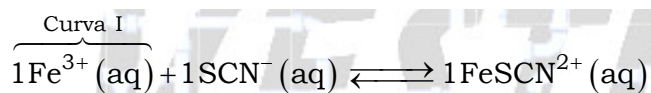
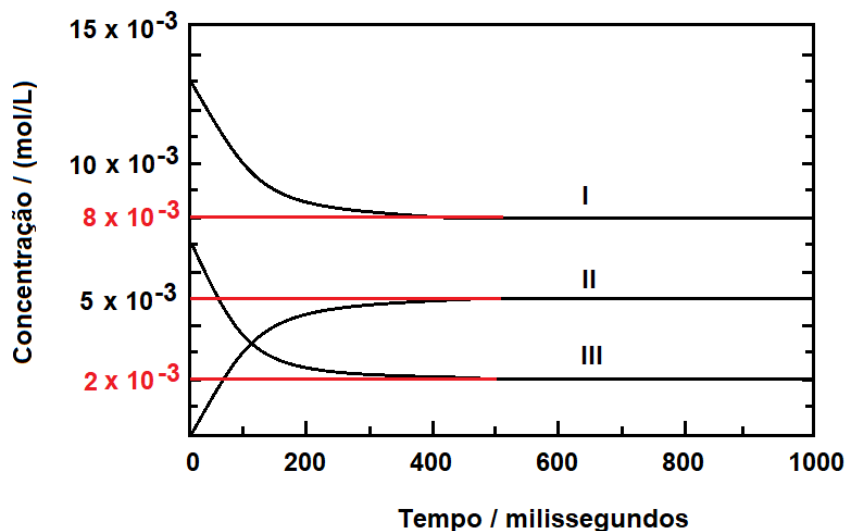


IV. Incorreta. Se a concentração inicial de N_2O_4 no frasco fechado fosse de $0,04 \text{ mol.L}^{-1}$, nas mesmas condições de temperatura e pressão do experimento realizado, haveria formação de NO_2 .

10. a) O sistema entrou em equilíbrio, aproximadamente, a partir de 500 ms, pois a partir deste instante as retas ficam paralelas.



b) Cálculo da constante de equilíbrio:



$$K_c = \frac{[\text{FeSCN}^{2+}(\text{aq})]}{[\text{Fe}^{3+}(\text{aq})] \times [\text{SCN}^{-}(\text{aq})]}$$

$$K_c = \frac{5 \times 10^{-3}}{(8 \times 10^{-3}) \times (2 \times 10^{-3})} = 0,3125 \times 10^3$$

$$K_c = 3,125 \times 10^2$$

11. Alternativa B

As experiências I (reagentes: éster e água) e II (reagentes: ácido e álcool) apresentam a mesma quantidade em mols num determinado volume (1 mol / Volume), de seus respectivos reagentes, logo se conclui que ao atingirem o equilíbrio a quantidade de ácido será a mesma.

A experiência III apresenta uma quantidade de éster maior, daí se conclui que em sua decomposição, ao atingir o equilíbrio, a quantidade de ácido será maior.

Conclusão: $n_I = n_{II} < n_{III}$.

12. Teremos:

$$K_c = \frac{[\text{NO}]^2}{[\text{N}_2] \times [\text{O}_2]}$$

Em condições ambientes:

$$K_c = 5 \times 10^{-31} \text{ e } [\text{NO}] = 10^{-13}, \text{ logo}$$

$$5 \times 10^{-31} = \frac{(10^{-13})^2}{[\text{N}_2] \times [\text{O}_2]}$$

$$[\text{N}_2] \times [\text{O}_2] = 2 \times 10^4$$

Sob temperatura elevada: $[\text{NO}] = 10^{-5}$ e $[\text{N}_2] \times [\text{O}_2] = 2 \times 10^4$, logo

$$K_c = \frac{(10^{-5})^2}{2 \times 10^4} = 5 \times 10^{-15}$$

Fórmulas estruturais planas das moléculas apolares presentes na equação: $\text{N} \equiv \text{N}$ e $\text{O} = \text{O}$.

13. a) Observe a tabela a seguir, a soma das concentrações de A e B será, em todos os tempos, 11,6 mol/L:

Tempo	[A] / 10^{-3} mol L ⁻¹	[B] / 10^{-3} mol L ⁻¹	[A] + [B] / 10^{-3} mol L ⁻¹
0	11,6	0	11,6 + 0 = 11,6
100	11,3	0,3	11,3 + 0,3 = 11,6
200	11,0	0,6	11,0 + 0,6 = 11,6
500	10,5	1,1	10,5 + 1,1 = 11,6
1.000	10,2	1,4	10,2 + 1,4 = 11,6
2.000	10,0	1,6	10,0 + 1,6 = 11,6
2.500	10,0	1,6	10,0 + 1,6 = 11,6
3.000	10,0	1,6	10,0 + 1,6 = 11,6

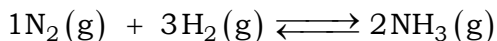
Tempo	[A] / 10^{-3} mol L ⁻¹	[B] / 10^{-3} mol L ⁻¹
0	11,6	0
100	11,3	0,3
200	11,0	0,6
500	10,5	1,1
1.000	10,2	1,4
2.000	10,0	1,6
2.500	10,0	1,6
3.000	10,0	1,6

b) O equilíbrio é atingido a partir de 2.000 segundos, pois a concentração de A e B ficam constantes, então:

$$K_c = \frac{[\text{B}]}{[\text{A}]} = \frac{1,6}{10,0} = 0,16$$

14. A constante de equilíbrio da reação é $6,4 \times 10^2 \text{ mol}^{-2} \times \text{L}^2$ e no estado de equilíbrio, as concentrações dos reagentes nitrogênio e hidrogênio $1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \times \text{L}^{-1}$ e $1,0 \times 10^{-1} \text{ mol} \times \text{L}^{-1}$.

Substituindo os valores fornecidos na expressão do equilíbrio, vem:



$$K_c = \frac{[\text{NH}_3(\text{g})]^2}{[\text{N}_2(\text{g})]^1 \times [\text{H}_2(\text{g})]^3}$$

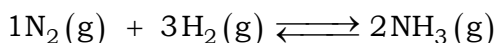
$$6,4 \times 10^2 = \frac{[\text{NH}_3(\text{g})]^2}{1,0 \times 10^{-2} \times (1,0 \times 10^{-1})^3}$$

$$[\text{NH}_3(\text{g})]^2 = 6,4 \times 10^2 \times 1,0 \times 10^{-2} \times (1,0 \times 10^{-1})^3$$

$$[\text{NH}_3(\text{g})]^2 = 6,4 \times 10^{-3} = 64 \times 10^{-4}$$

$$[\text{NH}_3(\text{g})] = \sqrt{64 \times 10^{-4}}$$

$$[\text{NH}_3(\text{g})] = 8 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$



$$\frac{v_{\text{N}_2}}{1} \quad \frac{v_{\text{H}_2}}{3} \quad \frac{v_{\text{NH}_3}}{2}$$

$$\frac{v_{\text{N}_2}}{1} = \frac{v_{\text{H}_2}}{3} = \frac{v_{\text{NH}_3}}{2} = v_{\text{m\u00e9dia}}$$

$$v_{\text{m\u00e9dia}} = 0,10 \text{ mol} \times \text{L}^{-1} \times \text{min}^{-1}$$

$$v_{\text{m\u00e9dia}} = \frac{v_{\text{NH}_3}}{2} \quad \left. \begin{array}{l} v_{\text{m\u00e9dia}} = \frac{[\text{NH}_3(\text{g})]}{2T} \\ v_{\text{NH}_3} = \frac{[\text{NH}_3(\text{g})]}{T} \end{array} \right\}$$

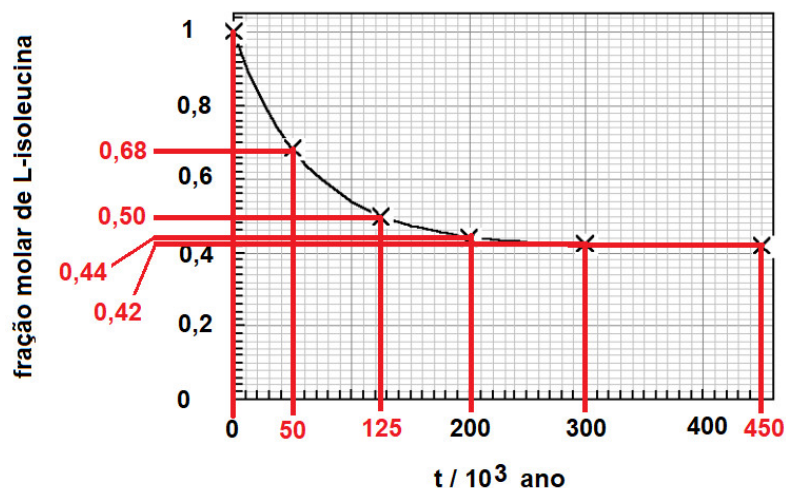
$$v_{\text{m\u00e9dia}} = \frac{[\text{NH}_3(\text{g})]}{2T}$$

$$0,10 = \frac{8 \times 10^{-2}}{2T}$$

$$T = \frac{8 \times 10^{-2}}{2 \times 0,10} = 0,4 \text{ min.}$$

O valor da constante de equil\u00edbrio n\u00e3o depende da quantidade de catalisador, por isso, a retirada deste n\u00e3o alteraria seu valor.

15. a) Teremos:



Montagem da tabela a partir das informações do gráfico:

Tempo (t / 10 ³ ano)	Fração molar de L-iso-leucina
0	1
50	0,68
125	0,50
200	0,44
300	0,42
450	0,42

b) Como a soma das frações molares da L-leucina e da D-leucina é igual a 1, basta fazer a subtração dos valores encontrados no item a para obter a fração molar de D-iso-leucina.

Então:

Tempo (t / 10 ³ ano)	(1 - Fração molar de L-iso-leucina)	Fração molar da D-iso-leucina
0	1 - 1 = 0	0
50	1 - 0,68 = 0,32	0,32
125	1 - 0,50 = 0,50	0,50
200	1 - 0,44 = 0,56	0,56
300	1 - 0,42 = 0,58	0,58
450	1 - 0,42 = 0,58	0,58

c) Cálculo da constante de equilíbrio:

A partir de 300 × 10³ anos as frações molares ficam constantes.

Fração molar da L-iso-leucina = 0,42.

Fração molar da D-iso-leucina = 0,58.

L - iso-leucina \rightleftharpoons D - iso-leucina

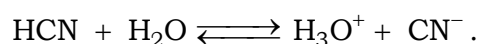
$$K_{\text{equilíbrio}} = \frac{\text{Fração molar da D - iso-leucina}}{\text{Fração molar da L - iso-leucina}}$$

$$K_{\text{equilíbrio}} = \frac{0,58}{0,42}$$

$$K_{\text{equilíbrio}} \approx 1,38$$

d) As quantidades de D-iso-leucina e L-iso-leucina são iguais em (0,50) 125 × 10³ anos, logo o quociente é igual a 1, ou seja, a idade de um osso fóssil é 125 × 10³ anos.

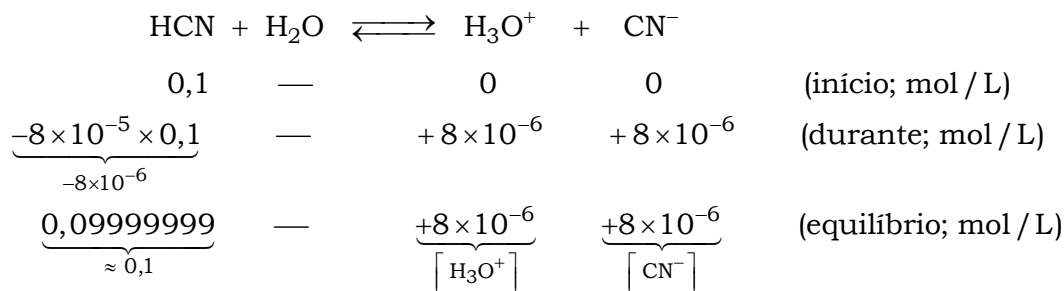
16. a) Equação química da ionização do ácido cianídrico em água:



b) Cálculo da concentração de íons H₃O⁺ na solução utilizada pelo químico:

[HCN] = 0,1 mol/L (concentração molar do ácido cianídrico)

$$\alpha = 8 \times 10^{-3} \% = \frac{8 \times 10^{-3}}{100} = 8 \times 10^{-5}$$



$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 8 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$$

c) Cálculo da constante de ionização do ácido cianídrico nessa solução:

$$K_{\text{ionização}} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{CN}^-]}{[\text{HCN}]}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{CN}^-] = 8 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$$

$$[\text{HCN}] = 0,1 \text{ mol/L}$$

$$K_{\text{ionização}} = \frac{8 \times 10^{-6} \times 8 \times 10^{-6}}{0,1}$$

$$K_{\text{ionização}} = 6,4 \times 10^{-10}$$

ou

$$K_{\text{ionização}} = \alpha^2 \times [\text{HCN}]$$

$$K_{\text{ionização}} = (8 \times 10^{-5})^2 \times 0,1$$

$$K_{\text{ionização}} = 64 \times 10^{-10} \times 10^{-1} = 64 \times 10^{-11}$$

$$K_{\text{ionização}} = 6,4 \times 10^{-10}$$

17. a) Cálculo da concentração de ácido oxálico no produto em g/L e em mol/L:

$$2\% \text{ (m/V)} \Rightarrow \frac{2 \text{ g}}{100 \text{ mL}} = \frac{2 \text{ g}}{100 \times 10^{-3} \text{ L}} = \frac{2 \text{ g}}{10^{-1} \text{ L}} = 20 \text{ g/L}$$

$$\underbrace{\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4}_{\text{Ácido oxálico}} = 90$$

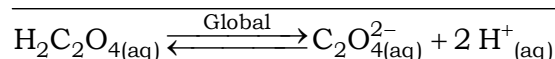
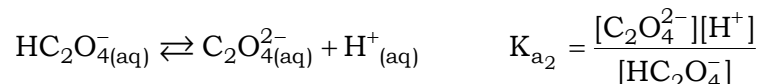
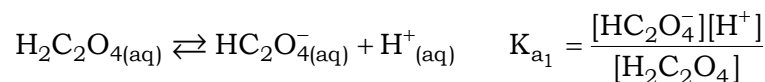
$$n_{\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4} = \frac{m}{M} = \frac{20 \text{ g}}{90 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,22 \text{ mol}$$

$$[\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4] = 0,22 \text{ mol/L}$$

b) Expressão da constante K_a do equilíbrio global:

$$K_{\text{Global}} = \frac{[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}][\text{H}^+]^2}{[\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4]}$$

A constante de equilíbrio da reação global pode ser obtida a partir do produto das constantes de equilíbrio das etapas.



$$K_{\text{Global}} = \frac{[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}][\text{H}^+]^2}{[\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4]}$$

$$\frac{[\text{HC}_2\text{O}_4^-][\text{H}^+]}{[\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4]} \times \frac{[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}][\text{H}^+]}{[\text{HC}_2\text{O}_4^-]} = \frac{[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}][\text{H}^+]^2}{[\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4]}$$

$$K_{\text{Global}} = K_{a1} \times K_{a2}$$

$$K_{\text{Global}} = 5,9 \times 10^{-2} \times 6,4 \times 10^{-2} = 3,776 \times 10^{-3}$$

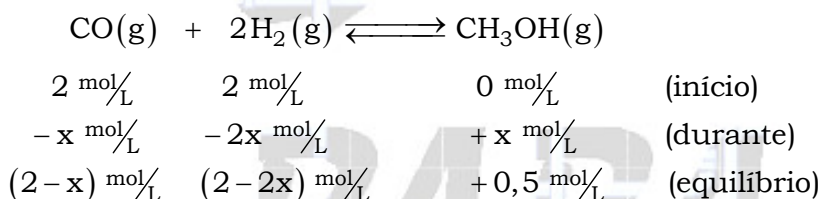
Observação: a constante da segunda etapa de ionização é $6,4 \times 10^{-5}$. Porém, o erro de digitação no enunciado original não impediu a resolução da questão.

18. Teremos:

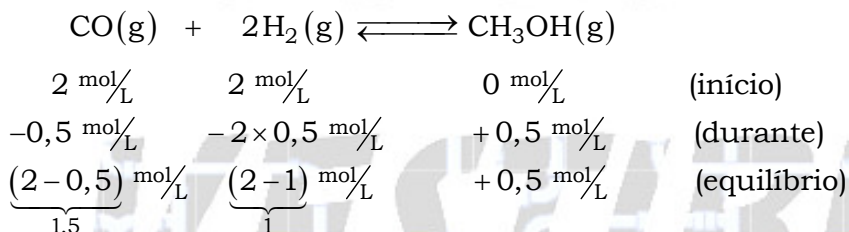
$$[\text{CO}] = \frac{n}{V} = \frac{4 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 2 \text{ mol/L (inicial)}$$

$$[\text{H}_2] = \frac{n}{V} = \frac{4 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 2 \text{ mol/L (inicial)}$$

$$[\text{CH}_3\text{OH}] = \frac{1 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 0,5 \text{ mol/L (equilíbrio)}$$



Então, fazendo o caminho inverso a partir de 0,5 mol/L de metanol:

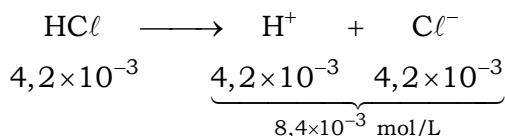


$$K_C = \frac{[\text{CH}_3\text{OH}]}{[\text{CO}][\text{H}_2]^2}$$

$$K_C = \frac{0,5}{1,5 \times (1)^2}$$

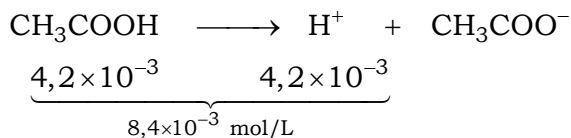
$$K_C = 0,33$$

19. a) Para o ácido clorídrico (ácido forte), vem em mol/L:



Concentração de íons (hidrogênio e cloreto) = $4,2 \times 10^{-3} + 4,2 \times 10^{-3} = 8,4 \times 10^{-3}$.

Para o ácido acético (ácido fraco), vem:

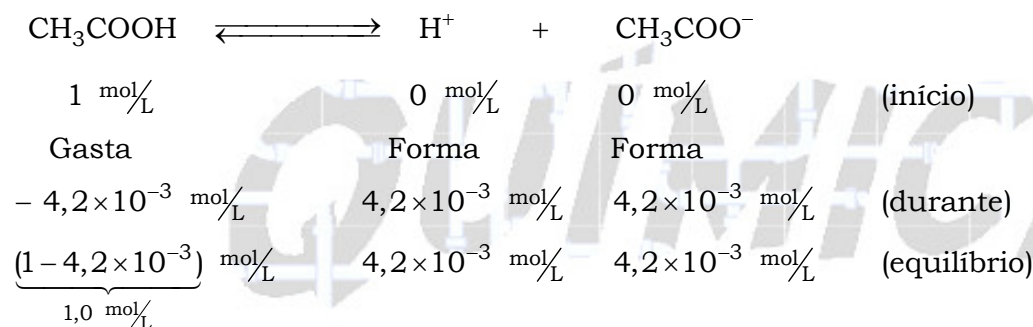


Concentração de íons (hidrogênio e acetato) = $4,2 \times 10^{-3} + 4,2 \times 10^{-3} = 8,4 \times 10^{-3}$.

As duas concentrações molares (molaridades) eram iguais, pois, ao mergulhar, nas soluções, os eletrodos de um aparelho para medir a condutibilidade elétrica, a intensidade da luz da lâmpada do aparelho era a mesma para as duas soluções.

Nas duas soluções a concentração de cátions H^+ era a mesma ($4,2 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$), pois ao adicionar a mesma quantidade de indicador universal para ácidos e bases a amostras de mesmo volume das duas soluções, a coloração final observada era a mesma.

b) Para o ácido acético, teremos:

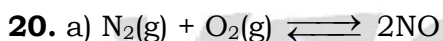


Devemos desconsiderar $4,2 \times 10^{-3}$.

Então:

$$K_A = \frac{[\text{H}^+] \times [\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$K_A = \frac{(4,2 \times 10^{-3}) \times (4,2 \times 10^{-3})}{(1,0)} = 1,764 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$



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

$$5 \times 10^{-4} = \frac{(1,0 \times 10^{-5})^2}{4,0 \times 10^{-3} \times [\text{O}_2]}$$

$$[\text{O}_2] = 5,0 \times 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$$

b) $v(\text{direta}) = K_1 [\text{N}_2][\text{O}_2]$; $v(\text{inversa}) = K_2 [\text{NO}]^2$.

No equilíbrio $v(\text{direta}) = v(\text{inversa})$, então:

$$K_1 [\text{N}_2][\text{O}_2] = K_2 [\text{NO}]^2$$

$$2,0 \times 10^6 \times 4,0 \times 10^{-3} \times 5,0 \times 10^{-5} = K_2 (1,0 \times 10^{-5})^2$$

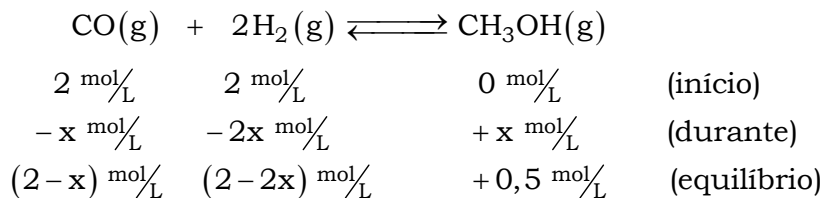
$$K_2 = 4,0 \times 10^{-3}$$

21. Teremos:

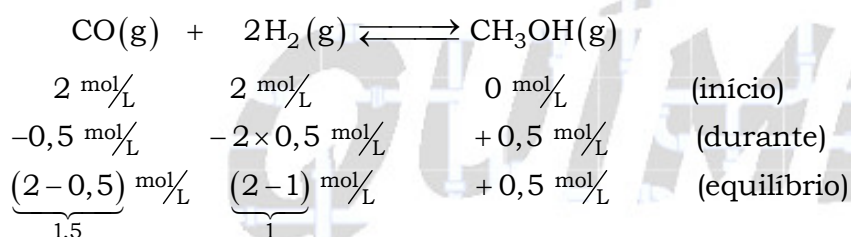
$$[\text{CO}] = \frac{n}{V} = \frac{4 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 2 \text{ mol/L (inicial)}$$

$$[\text{H}_2] = \frac{n}{V} = \frac{4 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 2 \text{ mol/L (inicial)}$$

$$[\text{CH}_3\text{OH}] = \frac{1 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 0,5 \text{ mol/L (equilíbrio)}$$



Então, fazendo o caminho inverso a partir de 0,5 mol/L de metanol:

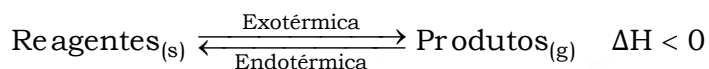


$$K_C = \frac{[\text{CH}_3\text{OH}]}{[\text{CO}][\text{H}_2]^2}$$

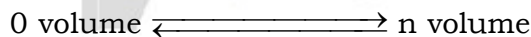
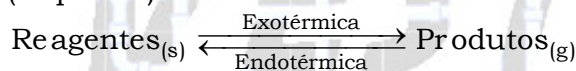
$$K_C = \frac{0,5}{1,5 \times (1)^2}$$

$$K_C = 0,33$$

22. Alternativa E

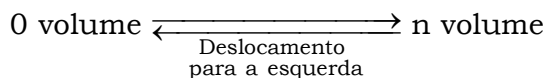


a) Incorreta. Aumentando-se a pressão, o equilíbrio é deslocado no sentido dos reagentes (esquerda).

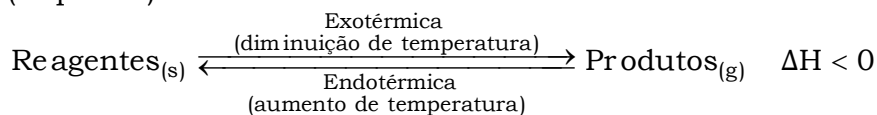


$$P \times V = k$$

$P \uparrow \times V \downarrow = k \Rightarrow$ O equilíbrio desloca no sentido do menor volume.



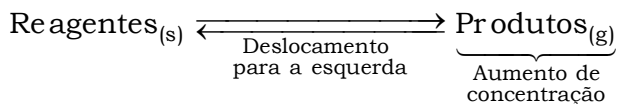
b) Incorreta. Aumentando-se a temperatura, o equilíbrio é deslocado no sentido dos reagentes (esquerda).



c) Incorreta. A concentração dos reagentes sólidos não pode ser aumentada.

d) Incorreta. Catalisador não desloca equilíbrio.

e) Correta. Aumentando-se a concentração dos produtos, o equilíbrio é deslocado no sentido dos reagentes (esquerda).



23. Observe para uma reação genérica $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$.

A constante de equilíbrio em função das pressões parciais dos gases (K_p) é dada por:

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

A partir da reação dada: $C(\text{grafita}) + CO_2(g) \rightleftharpoons 2CO(g)$, vem:

$$K_p = \frac{P_{CO}^2}{P_{CO_2}}$$

$$K_p = \frac{(1,50)^2}{(1,25)} = 1,80$$

24. a) Tendo em conta que no sistema em questão existem 30 % de CO_2 e 20 % de O_2 , em volume, podemos calcular a porcentagem de CO pela diferença.

$$\text{Porcentagem de CO} = 100 \% - (30 \% \text{ de } CO_2 + 20 \% \text{ de } O_2)$$

$$\text{Porcentagem de CO} = 50 \% \text{ de CO em volume}$$

Numa mistura gasosa, as porcentagens em volume equivalem às pressões parciais dos componentes.

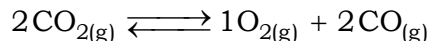
$$\text{Pressão do sistema} = 2 \text{ atm}$$

2 atm	100 %
p_{CO_2}	30 %
$p_{CO_2} = \frac{2 \text{ atm} \times 30 \%}{100 \%}$	
$p_{CO_2} = 0,6 \text{ atm}$	

2 atm	100 %
p_{O_2}	20 %
$p_{O_2} = \frac{2 \text{ atm} \times 20 \%}{100 \%}$	
$p_{O_2} = 0,4 \text{ atm}$	

2 atm	100 %
p_{CO}	50 %
$p_{CO} = \frac{2 \text{ atm} \times 50 \%}{100 \%}$	
$p_{CO} = 1 \text{ atm}$	

b) Considerando a seguinte equação, a partir das informações do enunciado:



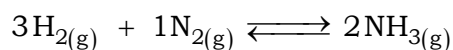
$$K_p = \frac{[\text{p}_{\text{O}_2}]^1 \times [\text{p}_{\text{CO}}]^2}{[\text{p}_{\text{CO}_2}]^2}$$

$$K_p = \frac{(0,4)^1 \times (1)^2}{(0,6)^2}$$

$$K_p \approx 1,11$$

25. a) Teremos:

$$P_{\text{H}_2} = 0,01 \text{ atm}; P_{\text{N}_2} = 0,001 \text{ atm}; P_{\text{NH}_3} = 0,004 \text{ atm.}$$



$$K_p = \frac{(\text{p}_{\text{NH}_3(g)})^2}{(\text{p}_{\text{H}_2(g)})^3 \times (\text{p}_{\text{N}_2(g)})^1}$$

$$K_p = \frac{(0,004)^2}{(0,01)^3 \times (0,001)^1} = 16.000$$

$$K_p = 1,6 \times 10^4$$

b) De acordo com o enunciado, após 5 minutos do equilíbrio ser atingido, é adicionado $\text{H}_2(g)$, de modo que sua pressão parcial é elevada para 0,10 atm. Isto significa que o equilíbrio será deslocado para a direita e a pressão parcial do gás amônia aumentará e a pressão parcial do gás nitrogênio diminuirá até um novo equilíbrio ser atingido.

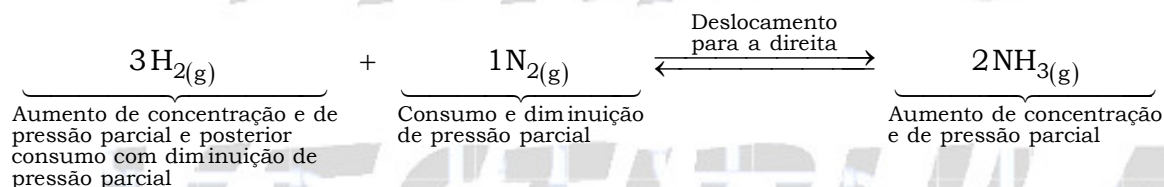
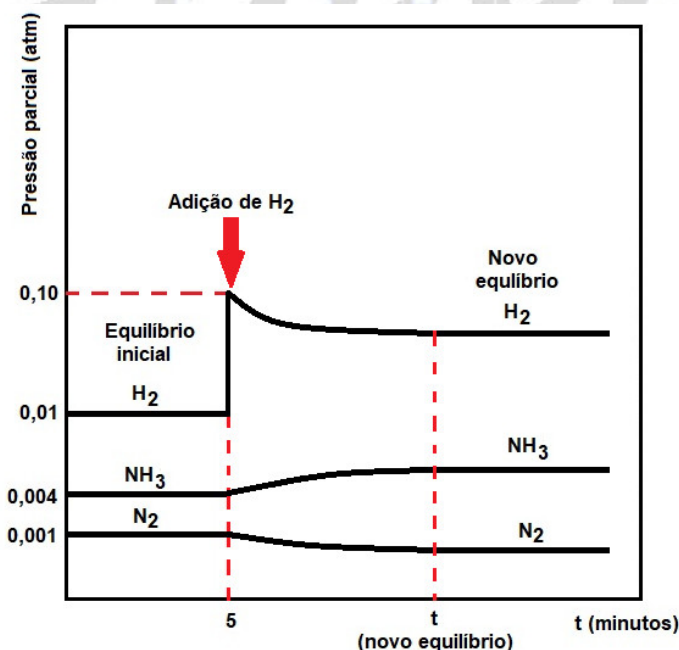


Gráfico com o perfil **qualitativo**:



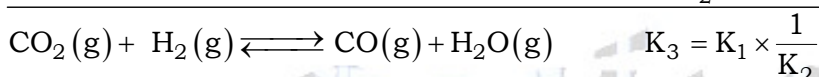
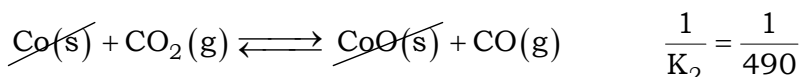
26. a) Teremos:

$$K_1 = \frac{P_{H_2O}}{P_{H_2}}$$

$$K_2 = \frac{P_{CO_2}}{P_{CO}}$$

$$K_3 = \frac{P_{CO} \times P_{H_2O}}{P_{CO_2} \times P_{H_2}}$$

b) A constante de equilíbrio da equação global corresponde ao produto das constantes de equilíbrio das etapas. Então:



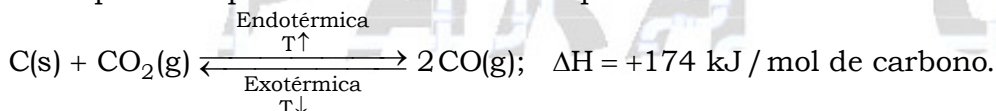
$$K_3 = K_1 \times \frac{1}{K_2}$$

$$K_3 = 67 \times \frac{1}{490}$$

$$K_3 = 0,1367$$

27. a) A adição de um sólido ao equilíbrio, neste caso ($C_{(s)}$), não provoca deslocamento, pois sua concentração é constante.

b) Como a variação da entalpia da reação direta do equilíbrio fornecido é endotérmica, o aumento da temperatura provoca o deslocamento para a direita.



c) A adição de um catalisador não desloca o equilíbrio, porém faz com que ele seja atingido mais rapidamente.

28. a) Como a pressão parcial de um gás é diretamente proporcional ao seu número de mols, teremos:

$2 NOCl_{2(g)} \rightleftharpoons 2 NO_{(g)} + Cl_{2(g)}$		
n	0	0
Gasta -2x	Forma 2x	Forma 1x
No final 0,640 atm	No final 2x	No final 1x

Sabemos que:

$$P_{NOCl} + P_{NO} + P_{Cl_2} = P_{total}, \text{ ou seja,}$$

$$0,640 + 2x + x = 1,000$$

$$3x = 0,360 \Rightarrow x = 0,120 \text{ atm}$$

$$P_{NO} = 2x = 2 \cdot 0,120 \text{ atm} = 0,240 \text{ atm}$$

$$P_{Cl_2} = 1x = 0,120 \text{ atm}$$

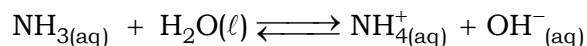
b) A constante de equilíbrio, em função da pressão, pode ser dada por:

$$K_P = \frac{(P_{NO})^2 \cdot P_{Cl_2}}{(P_{NOCl})^2}$$

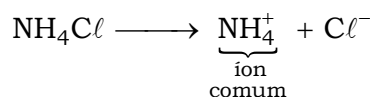
$$K_P = \frac{(0,240)^2 \cdot 0,120}{(0,640)^2} = 0,016875 \Rightarrow K_P = 0,017 \text{ atm}$$

29. Alternativa D.

Com a adição do gás amônia e a formação de uma solução aquosa ($NH_3(aq)$), teremos:



Com a adição de NH_4Cl , vem:



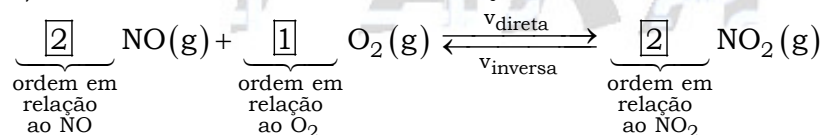
O equilíbrio será deslocado para a esquerda.

Conclusão: observar-se-á a diminuição da concentração de NH_4^+ .

30. Como a reação 1 apresenta $\Delta H > 0$, ou seja, absorve calor (é endotérmica), o equilíbrio será deslocado para a direita com o aumento da temperatura.

31. Alternativa E.

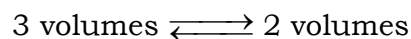
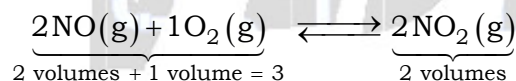
a) Incorreta. A ordem total da reação é 3.



$$v_{\text{direta}} = k \times [NO]^2 \times [O_2]^1$$

$$\text{Ordem total} = 2 + 1 = 3$$

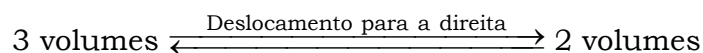
b) Incorreta. Aumentando-se a pressão do sistema, o equilíbrio é deslocado para a direita.



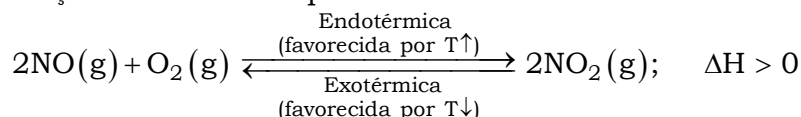
$$P \times V = k$$

$$P \uparrow \times V \downarrow = k$$

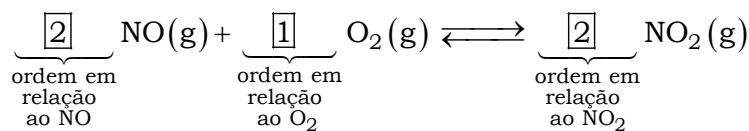
Com o aumento da pressão o equilíbrio desloca no sentido do menor volume.



c) Aumentando-se a temperatura do sistema, o equilíbrio desloca-se para a direita, no sentido da reação endotérmica que é favorecida.

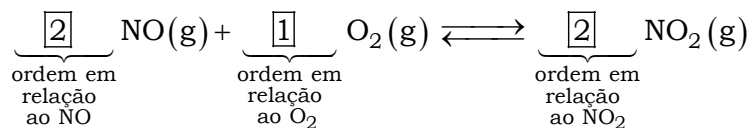


d) Incorreta. A reação é de segunda ordem, com relação ao NO, e de primeira ordem, com relação ao O₂.



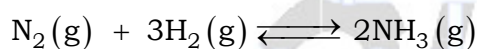
$$v_{\text{direta}} = k \times [\text{NO}]^2 \times [\text{O}_2]^1$$

e) Correta. A reação é de segunda ordem, com relação ao NO, e de primeira ordem, com relação ao O₂, pois o coeficiente do NO é 2 e o coeficiente de O₂ é 1.



32. Alternativa D.

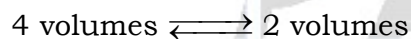
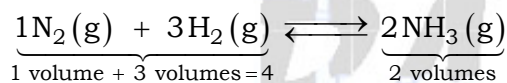
I. Correta. O valor de K_c indica que à temperatura ambiente a produção de amônia é favorecida, pois este valor é maior do que 1.



$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3} > 1 \Rightarrow \text{maior concentração de produto (NH}_3(\text{g})).$$

$$K_c = 5 \times 10^8 > 1 \quad (\text{a } 25^\circ\text{C})$$

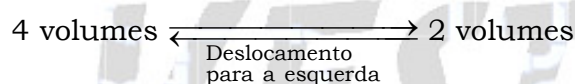
II. Correta. Baixas pressões diminuem a produção de amônia.



$$P \times V = k$$

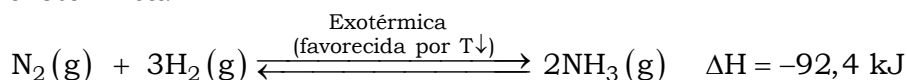
$$P \downarrow \times V \uparrow = k$$

Baixas pressões provocam o aumento do volume e deslocamento para a esquerda.

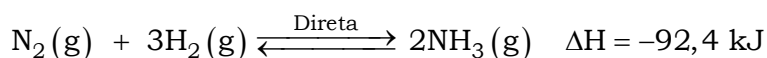


Conclusão: ocorre consumo de amônia.

III. Incorreta. Baixas temperaturas aumentam a produção de amônia, já que esta reação é exotérmica.



IV. Correta. A entalpia dos produtos é menor que a entalpia dos reagentes, pois a reação direta é exotérmica.



$$\Delta H = -92,4 \text{ kJ}$$

$$\Delta H < 0$$

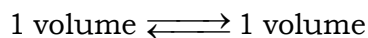
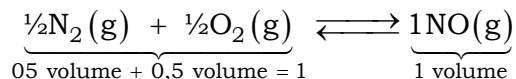
$$H_{\text{produtos}} - H_{\text{reagentes}} < 0$$

$$H_{\text{produtos}} < H_{\text{reagentes}}$$

33. Alternativa E.

I. Incorreta. Catalisador não desloca equilíbrio.

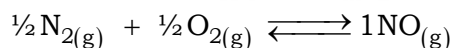
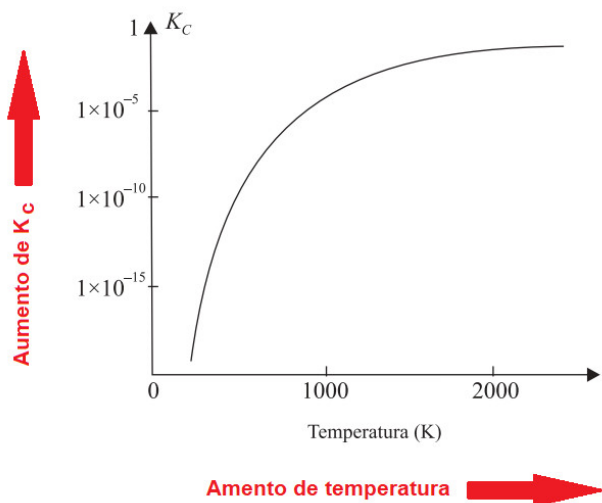
II. Incorreta. O aumento da pressão não desloca o equilíbrio.



O aumento da pressão não desloca o equilíbrio, pois o somatório dos volumes dos reagentes e produtos são iguais (1 volume).

III. Correta. A 2.400 K há maior quantidade de NO do que a 1.200 K.

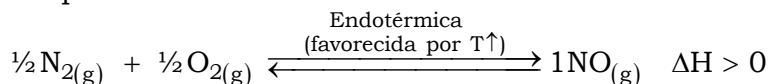
De acordo com o gráfico, quanto maior a temperatura, maior a constante de equilíbrio.



$$K_C = \frac{[\text{NO}_{(\text{g})}]^1}{[\text{N}_{2(\text{g})}]^{1/2} \times [\text{O}_{2(\text{g})}]^{1/2}}$$

$$K_C \uparrow = \frac{[\text{NO}_{(\text{g})}]^1 \uparrow}{[\text{N}_{2(\text{g})}]^{1/2} \times [\text{O}_{2(\text{g})}]^{1/2}}$$

IV. Correta. De acordo com a análise do gráfico, quanto maior a temperatura, maior o valor de K_C , ou seja, a reação de formação do NO é endotérmica, absorve calor e é favorecida pela elevação da temperatura.



34. a) Não ocorrerá alteração nas concentrações do monômero e do dímero na mistura 1, pois a constante de equilíbrio coincide com o valor fornecido.

$$K = 2,7 \text{ (dado)}$$

$$K_{\text{mistura 1}} = \frac{[\text{C}_{10}\text{H}_{12}]}{[\text{C}_5\text{H}_6]^2} = \frac{1,728}{(0,800)^2} = 2,7$$

$$K_{\text{mistura 1}} = K = 2,7$$

b) A concentração do dímero diminuirá e a concentração do monômero aumentará assim o quociente de equilíbrio diminuirá para o valor da constante de equilíbrio.

$K = 2,7$ (dado)

$$Q_{\text{mistura 2}} = \frac{[C_{10}H_{12}]}{[C_5H_6]^2} = \frac{3,456}{(1,000)^2} = 3,456 > 2,7$$

$$Q_{\text{mistura 2}} = \frac{[C_{10}H_{12}]}{[C_5H_6]^2} \uparrow \Rightarrow K = 2,7 \text{ (dado)}$$

35. a) No sentido direto a reação absorve calor.

Justificativa:

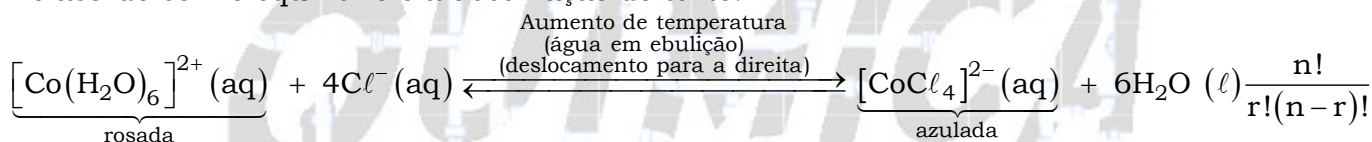
De acordo com a ilustração:

ar: predomina a cor **violeta**,

água em ebulição: predomina a cor **azul**,

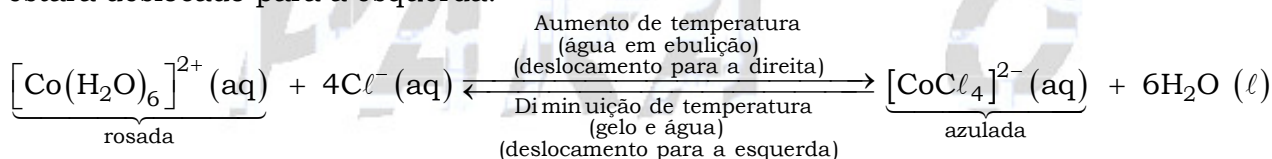
gelo e água: predomina a cor **rosada**.

De acordo com o equilíbrio e a observação do texto:



Conclusão: no sentido direto a reação absorve calor (endotérmica).

b) O menor valor para a constante de equilíbrio ocorre no sistema C (com água é gelo), pois quanto menor a temperatura, menor o valor da constante de equilíbrio, ou seja, o equilíbrio estará deslocado para a esquerda.



36. a) O ferro (Fe) é catalisador da reação.

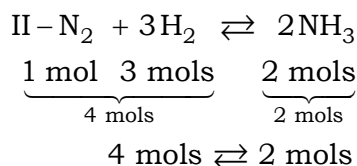
b) A entalpia padrão da amônia é calculada para um mol de amônia formado a 25 °C a partir de substâncias simples:

2 mols de NH_3 ——— liberam 22,04 kcal

1 mol de NH_3 ——— E

E = 11,02 kcal / mol

c) I - A reação direta é exotérmica. De acordo com o princípio de Le Chatelier, um aumento na temperatura desloca o equilíbrio no sentido da reação endotérmica, ou seja, no sentido da formação de nitrogênio e de hidrogênio.

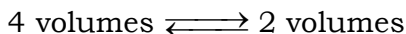
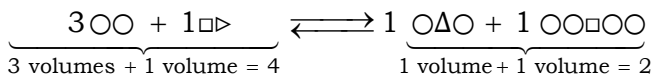


De acordo com o princípio de Le Chatelier, um aumento da pressão desloca o equilíbrio no sentido da formação de um menor número de mols ou volume, ou seja, no sentido da reação direta (formação de amônia).

37. a) A reação balanceada é:



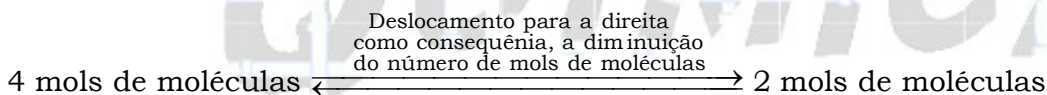
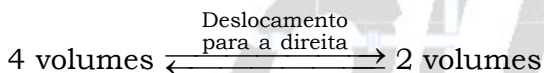
b) Pelo princípio de Le Chatelier, nesse sistema reacional o aumento da pressão deslocará o equilíbrio no sentido da formação de uma maior quantidade de produtos, pois a observação das duas figuras mostra que o avanço da reação ocasiona uma redução do número total de moléculas presentes.



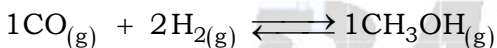
$$P \times V = k$$

$$P \uparrow \times V \downarrow = k$$

Aumento de P implica em diminuição de V, ou seja, deslocamento para a direita.



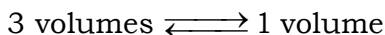
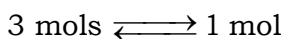
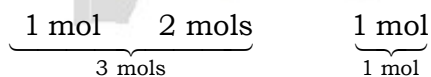
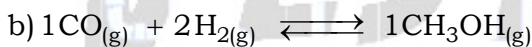
38. a) Equação química para a reação do monóxido de carbono com o hidrogênio:



$$K_c = \frac{[\text{CH}_3\text{OH}_{(g)}]^1}{[\text{CO}_{(g)}]^1 \times [\text{H}_{2(g)}]^2}$$

ou

$$K_p = \frac{(p_{\text{CH}_3\text{OH}_{(g)}})^1}{(p_{\text{CO}_{(g)}})^1 \times (p_{\text{H}_{2(g)}})^2}$$

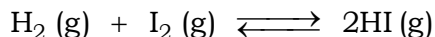


$$P \times V = k$$

$$P \uparrow \times V \downarrow = k$$

Um aumento de pressão vai provocar o deslocamento no sentido de se fabricar menos mols de gás (menor volume), ou seja, para a direita, no sentido da síntese de metanol (princípio de Le Chatelier).

39. a) Teremos:



1 mol	1 mol	0	(início)
- x	- x	2x	(durante – estequiometria)
(1 - x)	(1 - x)	2x	(equilíbrio)

$$K_P = K_{eq} \times (RT)^{\Delta n}$$

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

$$\Delta n = 2 - (1 + 1) = 0$$

$$55 = K_{eq} \times (RT)^0$$

$$K_{eq} = 55$$

$$\frac{(2x)^2}{(1-x) \times (1-x)} = 55 \Rightarrow \frac{(2x)^2}{(1-x)^2} = 55$$

Extraindo a raiz quadrada, vem:

$$\sqrt{\frac{(2x)^2}{(1-x)^2}} = \sqrt{55}$$

$$\frac{(2x)}{(1-x)} = 7,416 \Rightarrow \frac{(2x)}{(1-x)} = 7,416$$

$$2x = 7,416 - 7,416x$$

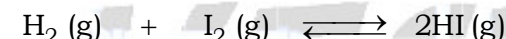
$$9,416x = 7,416$$

$$x = \frac{7,416}{9,416} = 0,78759 \approx 0,79$$

$$n_{\text{HI}} = 2x = 2 \times 0,79 = 1,58$$

$$n_{\text{HI}} = 1,58 \text{ mol}$$

b) Valor da pressão parcial de hidrogênio como função do valor da pressão total da mistura no equilíbrio:



(1 - x)	(1 - x)	2x	(equilíbrio)
(1 - 0,79)	(1 - 0,79)	1,58	(equilíbrio)
0,21	0,21	1,58	(equilíbrio)
$\underbrace{\hspace{10em}}_{n_{\text{mistura}}}$			

$$X_{\text{H}_2} = \frac{P_{\text{H}_2}}{P_{\text{mistura}}}$$

$$X_{\text{H}_2} = \frac{n_{\text{H}_2}}{n_{\text{mistura}}}$$

$$\frac{n_{\text{H}_2}}{n_{\text{mistura}}} = \frac{P_{\text{H}_2}}{P_{\text{mistura}}}$$

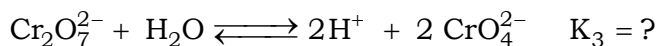
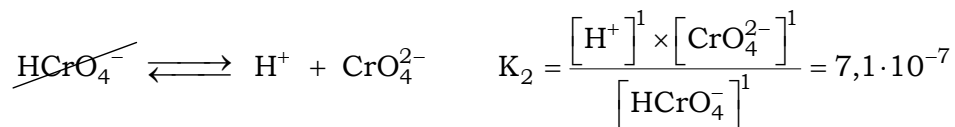
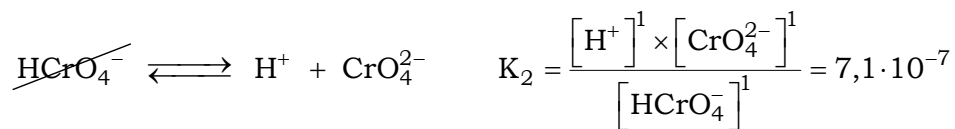
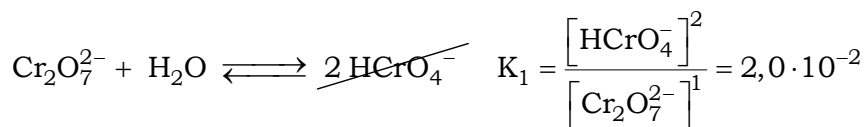
$$P_{\text{H}_2} = P_{\text{mistura}} \times \frac{n_{\text{H}_2}}{n_{\text{mistura}}}$$

$$P_{\text{H}_2} = P_{\text{mistura}} \times \frac{0,21}{(0,21 + 0,21 + 1,58)} \Rightarrow P_{\text{H}_2} = P_{\text{mistura}} \times \frac{0,21}{2}$$

$$P_{\text{H}_2} = P_{\text{mistura}} \times 0,105$$

$$P_{\text{H}_2} = 0,105 \times P_{\text{mistura}}$$

40. a) A partir da soma adequada das duas primeiras equações podemos obter a terceira:



$$K_3 = \frac{[\text{H}^+]^2 \times [\text{CrO}_4^{2-}]^2}{[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}]} \quad (\text{i})$$

$$K_2 = \frac{[\text{H}^+]^1 \times [\text{CrO}_4^{2-}]^1}{[\text{HCrO}_4^-]} \quad (\text{ii})$$

$$[\text{H}^+]^1 \times [\text{CrO}_4^{2-}]^1 = K_2 \times [\text{HCrO}_4^-]^1 \quad (\text{ii})$$

Substituindo (ii) em (i), vem:

$$K_3 = \frac{K_2 \times [\text{HCrO}_4^-]^1 \times K_2 \times [\text{HCrO}_4^-]^1}{[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}]} = (K_2)^2 \times \frac{K_1}{[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}]}$$

Então,

$$K_3 = (K_2)^2 \times K_1$$

$$K_3 = (7,1 \cdot 10^{-7})^2 \times 2,0 \cdot 10^{-2} = 100,82 \times 10^{-16}$$

$$K_3 \approx 1,0 \times 10^{-14}$$

b) A partir da terceira equação podemos determinar o valor numérico da relação pedida.

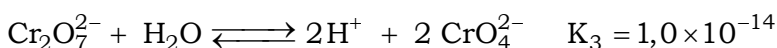
$$K_w = 1,0 \times 10^{-14} \quad (\text{em uma solução neutra})$$

$$K_w = [\text{H}^+] \times [\text{OH}^-]$$

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$$

$$K_w = [\text{H}^+] \times [\text{H}^+]$$

$$1,0 \times 10^{-14} = [\text{H}^+]^2 \quad (\text{iii})$$



$$K_3 = \frac{[\text{H}^+]^2 \times [\text{CrO}_4^{2-}]^2}{[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}]}$$

$$1,0 \times 10^{-14} = \frac{[\text{H}^+]^2 \times [\text{CrO}_4^{2-}]^2}{[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}]^1} \quad (\text{iv})$$

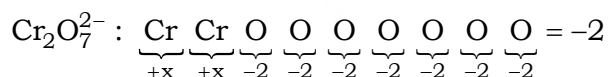
Substituindo (iii) em (iv), teremos :

$$1,0 \times 10^{-14} = \frac{1,0 \times 10^{-14} \times [\text{CrO}_4^{2-}]^2}{[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}]^1}$$

$$\frac{[\text{CrO}_4^{2-}]^2}{[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}]^1} = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{1,0 \times 10^{-14}}$$

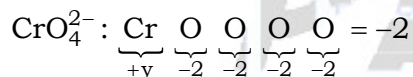
$$\frac{[\text{CrO}_4^{2-}]^2}{[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}]^1} = 1,0$$

c) A transformação de íons dicromato ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$) em íons cromato (CrO_4^{2-}), em meio aquoso, não é uma reação de oxirredução, pois os números de oxidação dos elementos presentes na equação não variam.



$$+x + x - 2 - 2 - 2 - 2 - 2 - 2 - 2 = -2$$

$$x = +6 \Rightarrow \text{Nox}(\text{Cr}) = +6$$



$$+y - 2 - 2 - 2 - 2 = -2$$

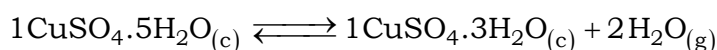
$$y = +6 \Rightarrow \text{Nox}(\text{Cr}) = +6$$

Não ocorrem variações de Nox:



41. Alternativa D.

a) Correta. O valor da constante de equilíbrio K_p é igual a $1,0 \times 10^{-4}$.



$$K_p = \left(p_{\text{H}_2\text{O}_{(g)}} \right)^2$$

$$p_{\text{H}_2\text{O}_{(g)}} = 7,6 \text{ mmHg}$$

$$1 \text{ atm} \text{ ————— } 760 \text{ mmHg}$$

$$p_{\text{H}_2\text{O}_{(g)}} \text{ ————— } 7,6 \text{ mmHg}$$

$$p_{\text{H}_2\text{O}_{(g)}} = 0,01 \text{ atm}$$

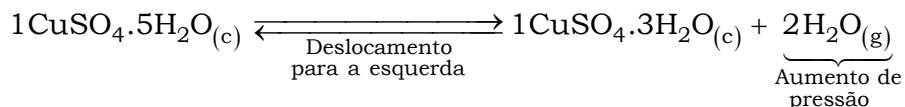
$$K_p = (0,01)^2 = (10^{-2})^2$$

$$K_p = 1,0 \times 10^{-4}$$

b) Correta. Como a temperatura não sofreu alteração, para K_p permanecer constante, $p_{H_2O(g)}$ precisa se manter constante, ou seja, a quantidade de água na fase gasosa permanece praticamente inalterada.

c) Correta. A concentração (em mol/L) de água na fase $CuSO_4 \cdot 3H_2O(c)$ permanece inalterada, pois trata-se de um componente sólido.

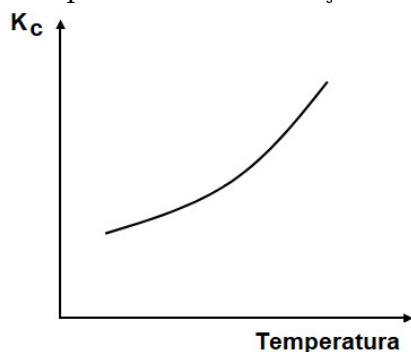
d) Errada. Como pressão de vapor da água é aumentada, o equilíbrio desloca para a esquerda e, conseqüentemente, a quantidade de $CuSO_4 \cdot 3H_2O(c)$ diminui e a quantidade de $CuSO_4 \cdot 5H_2O(c)$ aumenta, ou seja, a concentração de água na fase sólida ($CuSO_4 \cdot 5H_2O(c)$) aumenta.



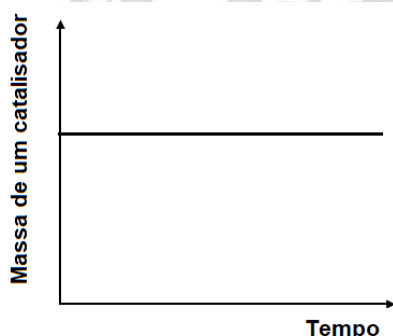
e) Correta. A massa total do conteúdo do recipiente aumenta, pois foi adicionado vapor de água ao sistema (a pressão de vapor da água é aumentada para 12 mmHg).

42. Alternativa E.

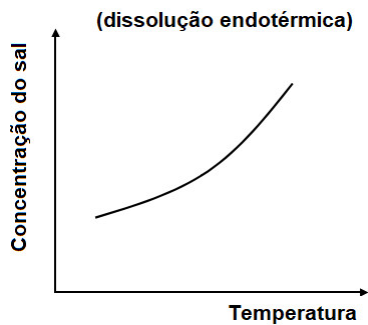
I. Incorreta. Se a ordenada representar a constante de equilíbrio de uma reação química endotérmica, que é favorecida pela elevação da temperatura, e a abscissa, a temperatura, o gráfico pode representar um trecho da curva relativa ao efeito da temperatura sobre a constante de equilíbrio dessa reação.



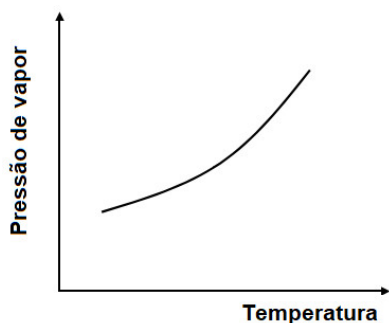
II. Incorreta. Se a ordenada representar a massa de um catalisador existente em um sistema reagente e a abscissa, o tempo, o gráfico deveria apresentar uma reta paralela às abscissas, pois o catalisador é regenerado com o tempo, ou seja, sua massa permanece constante.



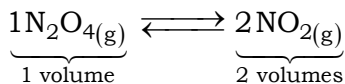
III. Correta. Se a ordenada representar a concentração de um sal em solução aquosa e a abscissa, a temperatura, o gráfico pode representar um trecho da curva de solubilidade deste sal em água, desde que a dissolução do sal seja endotérmica, ou seja, favorecida com a elevação da temperatura.



IV. Correta. Se a ordenada representar a pressão de vapor de um equilíbrio líquido \rightleftharpoons gás e a abscissa, a temperatura, o gráfico pode representar um trecho da curva de pressão de vapor deste líquido, pois quanto maior a temperatura, maior a pressão de vapor.

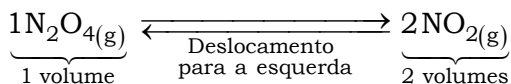
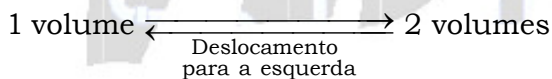


V. Incorreta. Se a ordenada representar a concentração de $N_2O_4(g)$ existente dentro de um cilindro provido de um pistão móvel, sem atrito, onde se estabeleceu o equilíbrio $N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g)$, e a abscissa, a pressão externa exercida sobre o pistão, o gráfico pode representar um trecho da curva relativa à variação da concentração de $N_2O_4(g)$, em função da pressão externa exercida sobre o pistão, à temperatura constante.

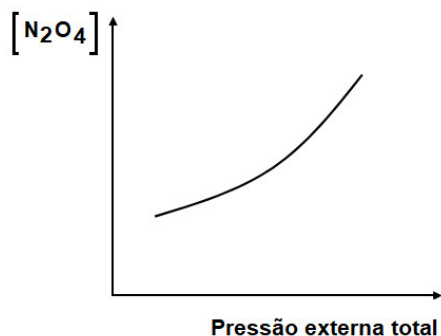


$$P \times V = k$$

$$P \uparrow \times V \downarrow = k$$

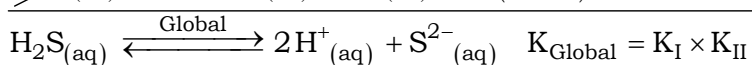
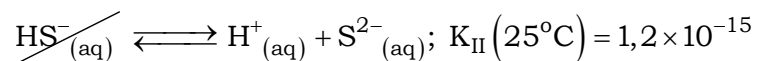
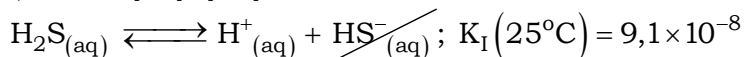


Conclusão : a concentração de NO_2 diminui e a concentração de N_2O_4 aumenta.



43. Alternativa C.

a) Certa. $[H^+]^2 [S^{2-}] \approx 1 \times 10^{-23}$.

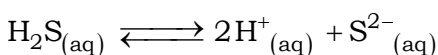


$$K_{\text{Global}} = K_I \times K_{II}$$

$$K_{\text{Global}} = 9,1 \times 10^{-8} \times 1,2 \times 10^{-15} = 10,92 \times 10^{-23}$$

$$K_{\text{Global}} = 1,092 \times 10^{-22} \approx 1,1 \times 10^{-22}$$

$$[H_2S_{(aq)}] \approx 0,1 \text{ mol/L} \approx 10^{-1} \text{ mol/L}$$



$$K = \frac{[H^+_{(aq)}]^2 \times [S^{2-}_{(aq)}]^1}{[H_2S_{(aq)}]^1}$$

$$1,1 \times 10^{-22} = \frac{[H^+_{(aq)}]^2 \times [S^{2-}_{(aq)}]^1}{10^{-1}}$$

$$[H^+_{(aq)}]^2 \times [S^{2-}_{(aq)}]^1 = 1,1 \times 10^{-23} \approx 1 \times 10^{-23}$$

b) Certa. $[S^{2-}] \approx 1 \times 10^{-15}$.



$$[H_2S_{(aq)}] = 0,1 \text{ mol/L} = 10^{-1} \text{ mol/L}$$

$$[H^+_{(aq)}] \approx [HS^-_{(aq)}]$$

$$K_I = \frac{[H^+_{(aq)}]^1 \times [HS^-_{(aq)}]^1}{[H_2S_{(aq)}]^1}$$

$$9,1 \times 10^{-8} = \frac{[H^+_{(aq)}]^1 \times [H^+_{(aq)}]^1}{10^{-1}}$$

$$[H^+_{(aq)}]^2 = 0,91 \times 10^{-8} \approx 1 \times 10^{-8}$$

$$[H^+_{(aq)}] \approx 1 \times 10^{-4}$$

Do item anterior :

$$[H^+_{(aq)}]^2 \times [S^{2-}_{(aq)}]^1 = 1 \times 10^{-23}$$

$$(10^{-4})^2 \times [S^{2-}_{(aq)}]^1 = 1 \times 10^{-23}$$

$$[S^{2-}_{(aq)}] = 1 \times 10^{-15} \text{ mol/L}$$

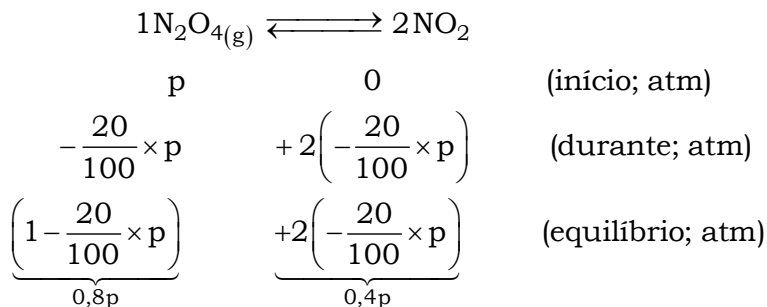
c) Errada. Do item b: $[H^+_{(aq)}] \approx 1 \times 10^{-4}$.

d) Certa. $[HS^-] \approx 1 \times 10^{-4}$.

Do item b, vem: $[H^+_{(aq)}] \approx [HS^-_{(aq)}] \approx 1 \times 10^{-4}$.

e) Certa. $[H_2S] \approx 1 \times 10^{-1}$, de acordo com o texto da questão.

44. a) Teremos:



$P_{\text{total no equilíbrio}} = 1$

$$0,8p + 0,4p = 1$$

$$1,2p = 1$$

$$p = \frac{1}{1,2} \text{ atm}$$

$$K_p = \frac{(p_{NO_2})^2}{(p_{N_2O_4})^1}$$

$$K_p = \frac{(0,4p)^2}{(0,8p)^1} = 0,2p$$

$$K_p = 0,2 \times \frac{1}{1,2} = \frac{1}{6}$$

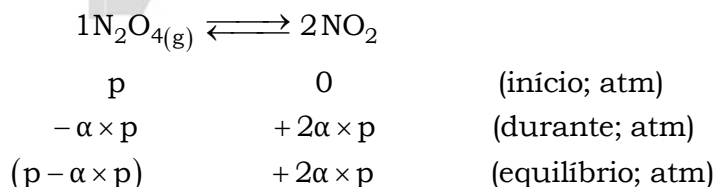
$$T = 27 + 273 = 300 \text{ K}; R = 0,082 \text{ atm.L.mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}; \Delta n = 2 - 1 = 1$$

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

$$K_c = \frac{1}{6} \times (0,082 \times 300)^{-1}$$

$$K_c = 0,006775 \Rightarrow K_c = 6,775 \times 10^{-3}$$

b) Teremos:



$P_{\text{total no equilíbrio}} = 0,10 \text{ atm}$

$$(p - \alpha \times p) + 2\alpha \times p = 0,10 \Rightarrow p(1 - \alpha) + 2\alpha \times p = 0,10$$

$$p(1 - \alpha + 2\alpha) = 0,10$$

$$p = \frac{0,10}{(1 + \alpha)} \quad (I)$$

$$K_p = \frac{(p_{NO_2})^2}{(p_{N_2O_4})^1}$$

$$K_p = \frac{(2\alpha \times p)^2}{(p - \alpha \times p)^1}$$

$$K_p = \frac{1}{6}$$

$$\frac{1}{6} = \frac{(2\alpha \times p)^2}{(p - \alpha \times p)^1}$$

$$6(2\alpha \times p)^2 = p - \alpha \times p$$

$$6(4\alpha^2 \times p^2) = p - \alpha \times p$$

$$24\alpha^2 \times p^2 = p(1 - \alpha)$$

$$24\alpha^2 \times p = 1 - \alpha$$

$$p = \frac{1 - \alpha}{24\alpha^2}$$

Substituindo p em I, vem:

$$p = \frac{0,10}{(1 + \alpha)}$$

$$\frac{1 - \alpha}{24\alpha^2} = \frac{0,10}{(1 + \alpha)} \Rightarrow 2,4\alpha^2 = (1 - \alpha)(1 + \alpha)$$

$$2,4\alpha^2 = 1^2 - \alpha^2$$

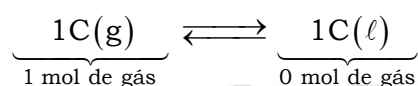
$$3,4\alpha^2 = 1$$

$$\alpha^2 = \frac{1}{3,4} \Rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{1}{3,4}}$$

$$\alpha \approx 0,542$$

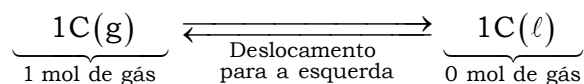
$$\alpha \approx 54,2 \%$$

45. a) A partir da análise dos equilíbrios fornecidos, vem:

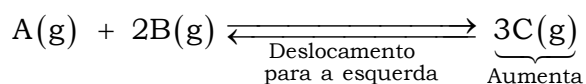


Como o volume do cilindro é duplicado, a pressão diminui.

O equilíbrio anterior desloca para a esquerda, no sentido da formação do maior número de mols de gás.

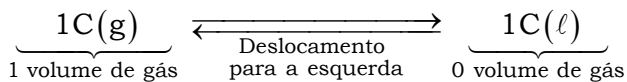


Conseqüentemente a quantidade de $C_{(g)}$ aumenta e o equilíbrio I é deslocado para a esquerda.

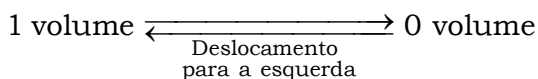


Conclusão: a quantidade, em mols, da espécie B aumenta.

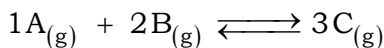
b) Ocorrendo a duplicação do volume a pressão diminui e o equilíbrio II é deslocado no sentido de produção de maior número de mols (para a esquerda) e com isso há diminuição no número de mols de C líquido.



$$P \downarrow \times V \uparrow = k$$



c) Teremos:



$$K_I = \frac{\left[\frac{n_C}{V}\right]^3}{\left[\frac{n_A}{V}\right]^1 \times \left[\frac{n_B}{V}\right]^2}$$

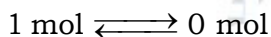
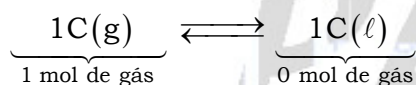
Ao dobrar – se o volume, vem :

$$K_I' = \frac{\left[\frac{n_C}{2V}\right]^3}{\left[\frac{n_A}{2V}\right]^1 \times \left[\frac{n_B}{2V}\right]^2} = \frac{\left(\frac{1}{8}\right)\left[\frac{n_C}{V}\right]^3}{\left(\frac{1}{2}\right)\left[\frac{n_A}{V}\right]^1 \times \left(\frac{1}{4}\right)\left[\frac{n_B}{V}\right]^2} = \frac{\left(\frac{1}{8}\right)\left[\frac{n_C}{V}\right]^3}{\left(\frac{1}{2}\right) \times \left(\frac{1}{4}\right)\left[\frac{n_A}{V}\right]^1 \times \left[\frac{n_B}{V}\right]^2} = \frac{\left(\frac{1}{8}\right)\left[\frac{n_C}{V}\right]^3}{\left(\frac{1}{8}\right)\left[\frac{n_A}{V}\right]^1 \times \left[\frac{n_B}{V}\right]^2}$$

$$K_I' = K_I$$

Conclusão: a constante de equilíbrio não se altera.

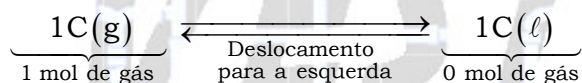
d) Teremos:



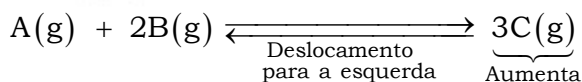
Como o volume do cilindro é duplicado, a pressão diminui.

O equilíbrio acima desloca para a esquerda, no sentido da formação do maior número de mols de gás.

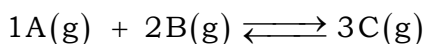
$$P \downarrow \times V \uparrow = k$$



Consequentemente a quantidade de $C_{(g)}$ aumenta e o equilíbrio I é deslocado para a esquerda.



Conclusão: a quantidade, em mols, da espécie A aumenta.



$$K_I = \frac{[C]^3}{[A]^1 \times [B]^2}$$

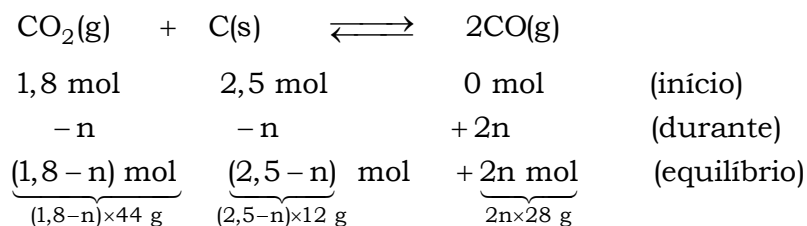
$$\frac{[C]^3}{[B]^2} = K_I \times \underbrace{[A]^1}_{\text{Aumenta}}$$

A razão $\frac{[C]^3}{[B]^2}$ aumenta.

46. Teremos:

$$n_{\text{CO}_2} = \frac{m}{M} = \frac{79,2}{44} = 1,8 \text{ mol}$$

$$n_{\text{C}} = \frac{m}{M} = \frac{30}{12} = 2,5 \text{ mol}$$



$$\sigma = \frac{m_{\text{fase gasosa}}}{V} \Rightarrow m_{\text{fase gasosa}} = \sigma \times V$$

$$m_{\text{fase gasosa}} = 14 \text{ g.L}^{-1} \times 6,0 \text{ L} = 84 \text{ g}$$

$$m_{\text{fase gasosa}} = m_{\text{CO}_2} + m_{\text{CO}}$$

$$84 = (1,8 - n) \times 44 \text{ g} + 2n \times 28 \text{ g}$$

$$84 = 79,2 - 44n + 56n$$

$$n = 0,4$$

$$[\text{concentração}] = \frac{n}{V}; V = 6 \text{ L}$$

$$[\text{CO}_2] = \frac{(1,8 - n) \text{ mol}}{6 \text{ L}} = \frac{(1,8 - 0,4) \text{ mol}}{6 \text{ L}} = 0,2333333 \text{ mol/L}$$

$$[\text{CO}] = \frac{(2n) \text{ mol}}{6 \text{ L}} = \frac{(2 \times 0,4) \text{ mol}}{6 \text{ L}} = 0,1333333 \text{ mol/L}$$

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

$$\Delta n = 2 - 1 = 1$$

$$K_p = \frac{[\text{CO}]^2}{[\text{CO}_2]} (R \times T)^1 \Rightarrow K_p = \frac{(0,1333333)^2}{(0,2333333)} (0,082 \times 1.000)^1 = 6,2475$$

$$K_p \approx 6,25$$

Segundo o texto, a 1.100 K a constante K_p é igual a 22.

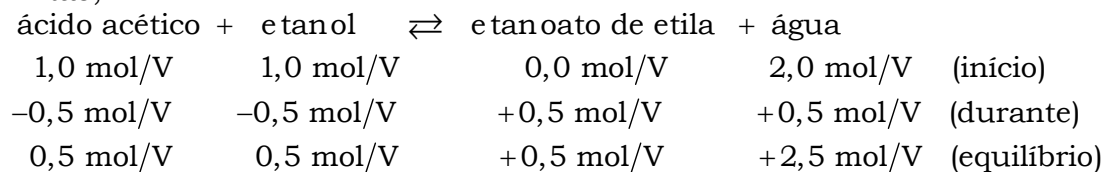
A partir dos cálculos a 1.000 K a constante K_p é igual 6,25.

Ou seja, com a diminuição da temperatura a constante também diminui, conclui-se que a reação é favorecida pela elevação da temperatura, ou seja, a reação é endotérmica.

47. Cálculo do número de mols de água:

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{36}{18} = 2 \text{ mols}$$

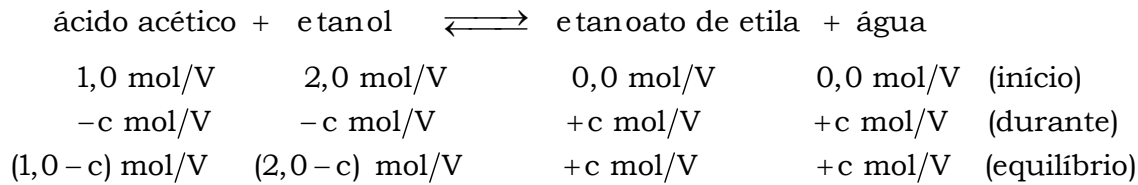
Então,



$$K_{\text{eq}} = \frac{[\text{é tanoato de etila}][\text{água}]}{[\text{ácido acético}][\text{e tanol}]}$$

$$K_{\text{eq}} = \frac{0,5 / \cancel{V} \times 2,5 / \cancel{V}}{0,5 / \cancel{V} \times 0,5 / \cancel{V}} = 5$$

2,0 mols de etanol puro são misturados a 1,0 mol de ácido acético num recipiente seco, com isso temos uma nova situação:



$$K_{eq} = \frac{[\text{etanoato de etila}][\text{água}]}{[\text{ácido acético}][\text{etanol}]}$$

$$5 = \frac{c / \cancel{V} \times c / \cancel{V}}{(1,0 - c) / \cancel{V} \times (2,0 - c) / \cancel{V}}$$

$$5 = \frac{c^2}{(1,0 - c) \times (2,0 - c)}$$

$$c^2 = 5(1,0 - c) \times (2,0 - c)$$

$$c^2 = 5(2,0 - 1,0c - 2,0c + c^2)$$

$$4c^2 - 15c + 10 = 0$$

$$c = \frac{15 \pm \sqrt{15^2 - 4 \times 4 \times 10}}{2 \times 4}$$

$$c = \cancel{2,883 \text{ mol}} \text{ (valor superior a 2,0 mol do etanol e 1 mol do ácido)}$$

$$c = 0,867 \text{ mol}$$

Número de mols de etanoato de etila formado : 0,867 mol.

PARA O

VESTIBULAR