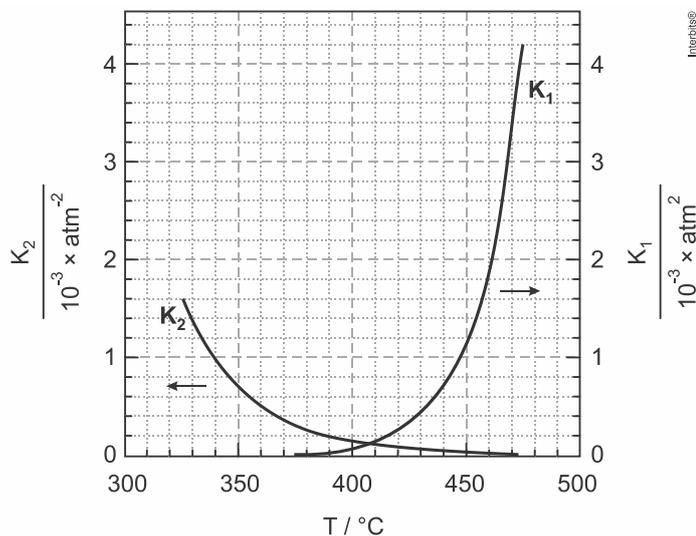


1. (Fuvest 2009) A reforma do gás natural com vapor de água é um processo industrial de produção de hidrogênio, em que também se gera monóxido de carbono. O hidrogênio, por sua vez, pode ser usado na síntese de amônia, na qual reage com nitrogênio. Tanto a reforma do gás natural quanto a síntese da amônia são reações de equilíbrio. Na figura, são dados os valores das constantes desses equilíbrios em função dos valores da temperatura. A curva de K_1 refere-se à reforma do gás natural e a de K_2 , à síntese da amônia. As constantes de equilíbrio estão expressas em termos de pressões parciais, em atm.



- Escreva a equação química balanceada que representa a reforma do principal componente do gás natural com vapor de água.
- Considere um experimento a 450 °C, em que as pressões parciais de hidrogênio, monóxido de carbono, metano e água são, respectivamente, 0,30; 0,40; 1,00 e 9,00 atm. Nessas condições, o sistema está em equilíbrio químico? Justifique sua resposta por meio de cálculos e análise da figura.
- A figura permite concluir que uma das reações é exotérmica e a outra, endotérmica. Qual é a reação exotérmica? Justifique sua resposta.

2. (Ufc 2009) Considere uma solução aquosa de ácido acético, de concentração qualquer. Com a temperatura constante, se em determinado volume desta solução for adicionado acetato de sódio, irá ocorrer um deslocamento do equilíbrio químico. Com base nessas informações, responda o que se pede a seguir.

- Em que sentido este equilíbrio químico será deslocado?
- Justifique sua resposta ao item A em termos de constante de equilíbrio (K_a).

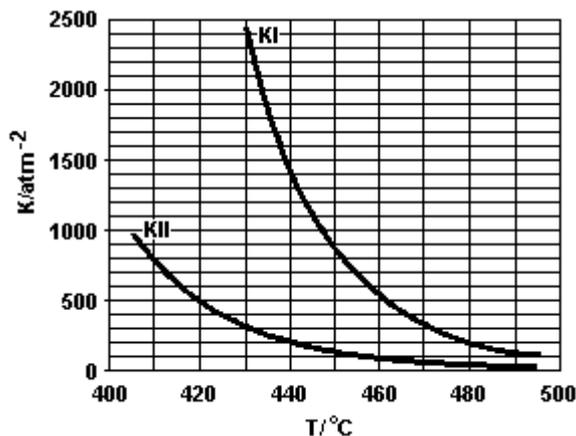
3. (Ufc 2008) Considere o equilíbrio químico que se estabelece a partir de uma solução de acetato de sódio $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ em meio aquoso, sabendo que o seu grau de hidrólise é 0,1%.

- Preencha corretamente a tabela a seguir com as concentrações em $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de CH_3COO^- , CH_3COOH e OH^- . Considere constante a concentração de H_2O .

	CH_3COO^-	CH_3COOH	OH^-
no início			
quantidade consumida ou formada			
no equilíbrio			

- Qual é o valor da constante de hidrólise para a solução de acetato de sódio $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ na condição de equilíbrio?

4. (Fuvest 2007) Na produção de hidrogênio por via petroquímica, sobram traços de CO e CO₂ nesse gás, o que impede sua aplicação em hidrogenações catalíticas, uma vez que CO é veneno de catalisador. Usando-se o próprio hidrogênio, essas impurezas são removidas, sendo transformadas em CH₄ e H₂O. Essas reações ocorrem a temperaturas elevadas, em que reagentes e produtos são gasosos, chegando a um equilíbrio de constante KI no caso do CO e a um equilíbrio de constante KII no caso do CO₂. O gráfico traz a variação dessas constantes com a temperatura.



- Num experimento de laboratório, realizado a 460 °C, as pressões parciais de CO, H₂, CH₄ e H₂O, eram, respectivamente, 4 × 10⁻⁵ atm; 2 atm; 0,4 atm; e 0,4 atm. Verifique se o equilíbrio químico foi alcançado. Explique.
- As transformações de CO e CO₂ em CH₄ mais H₂O são exotérmicas ou endotérmicas? Justifique sua resposta.
- Em qual das duas transformações, na de CO ou na de CO₂, o calor despreendido ou absorvido é maior? Explique, em termos do módulo da quantidade de calor (|Q|) envolvida.

5. (Ufscar 2003) Soluções aquosas de dicromato de potássio são alaranjadas, enquanto que soluções aquosas de cromato de potássio são amareladas. O equilíbrio químico dessas duas soluções pode ser representado pela mesma equação:

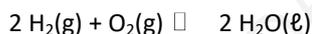


- Ao adicionarmos gotas de solução aquosa de hidróxido de sódio na solução de dicromato de potássio, o que acontecerá com a coloração dessa solução? Justifique.
- Considere o cromato de bário um sal insolúvel em água e o dicromato de bário solúvel. Se adicionarmos gotas de solução aquosa contendo íons Ba²⁺ numa solução de dicromato de potássio, haverá a formação de um precipitado. O que acontece com o precipitado se for adicionada solução aquosa de ácido clorídrico? Justifique.

6. (Uerj 2001) A obtenção de água é uma das preocupações fundamentais na Estação Orbital Internacional Alpha.

Estão relacionados, abaixo, os três processos de produção de água que foram analisados para uso na estação, com suas respectivas equações, representando estados de equilíbrio químico.

Processo da célula de hidrogênio



$$\Delta H = - 571,7 \text{ kJ.mol}^{-1} \text{ a } 25^\circ\text{C}$$

Processo de Sabatier



$$\Delta H = -165 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \text{ a } 25^\circ\text{C}$$

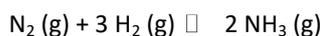
Processo Bosch



$$\Delta H = -90,2 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \text{ a } 25^\circ\text{C}$$

Cite duas ações, comuns aos processos descritos, capazes de produzir um deslocamento do equilíbrio no sentido da formação de reagentes.

7. (Unesp 2001) O processo industrial Haber-Bosch de obtenção da amônia se baseia no equilíbrio químico expresso pela equação:



Nas temperaturas de 25°C e de 450°C , as constantes de equilíbrio K_p são $3,5 \times 10^8$ e 0,16, respectivamente.

a) Com base em seus conhecimentos sobre equilíbrio e nos dados fornecidos, quais seriam, teoricamente, as condições de pressão e temperatura que favoreceriam a formação de NH_3 ? Justifique sua resposta.

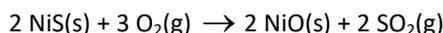
b) Na prática, a reação é efetuada nas seguintes condições: pressão entre 300 e 400 atmosferas, temperatura de 450°C e emprego de ferro metálico como catalisador. Justifique por que estas condições são utilizadas industrialmente para a síntese de NH_3 .

8. (Unesp 1994) A reação de combustão de monóxido de carbono a dióxido de carbono é um processo de equilíbrio químico homogêneo gasoso.

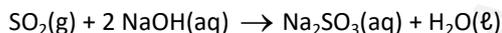
a) Escreva a equação química balanceada do equilíbrio químico.

b) Para aumentar a produção de dióxido de carbono, a pressão do sistema deve ser aumentada. Justifique por quê.

9. (Uerj 2009) A milerita é um minério cujo principal componente é o sulfeto de níquel II. Em uma das etapas do processamento desse minério, ocorre a formação do gás dióxido de enxofre, como apresentado na equação química a seguir:



Esse gás, com alto impacto poluidor, pode ser eliminado mediante a seguinte reação com o hidróxido de sódio:



Uma empresa mineradora, ao processar 385 kg de milerita, bombeou todo o dióxido de enxofre formado para um tanque contendo uma solução de hidróxido de sódio com concentração de $0,01 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, a 25°C . Nesse tanque, onde o dióxido de enxofre foi totalmente consumido, foram produzidos 504 kg de sulfeto de sódio.

Calcule a porcentagem da massa do sulfeto de níquel II no minério processado e o pH da solução de hidróxido de sódio utilizada.

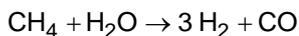
10. (Udesc 2009) Um dos problemas mais comuns dos efluentes industriais é a sua acidez. Por conta disso, esses efluentes precisam ser neutralizados antes de descartados no ambiente.

Calcule a quantidade de carbonato de sódio (barrilha), em gramas, necessária para neutralizar 1 m^3 de efluente industrial com $\text{pH} = 3$.

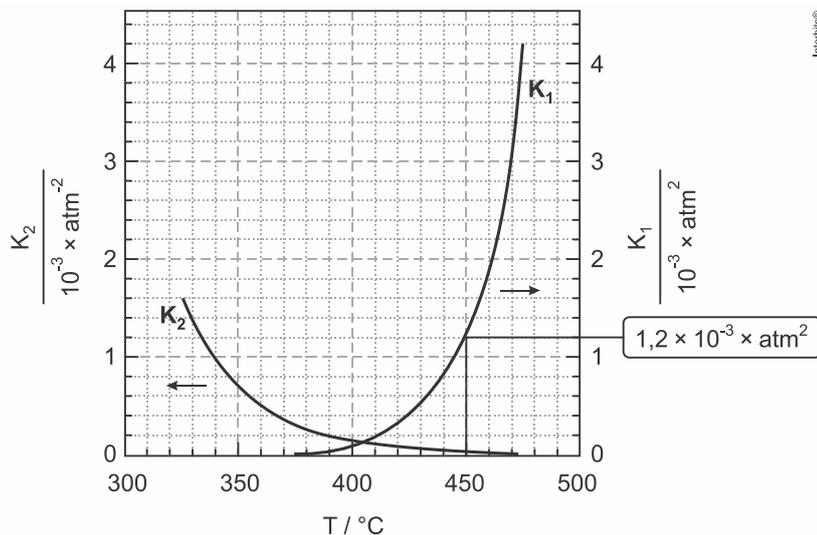
Gabarito:

Resposta da questão 1:

a) Equação química balanceada que representa a reforma do CH_4 :

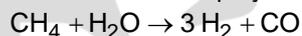


b) De acordo com o gráfico podemos achar o valor de K_P :



$$K_P = 1,2 \times 10^{-3} \text{ atm}^2$$

De acordo com a equação que representa a reforma do metano, teremos:



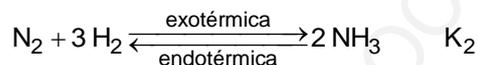
$$K_P = \frac{p(\text{H}_2)^3 p(\text{CO})}{p(\text{CH}_4) p(\text{H}_2\text{O})}$$

Substituindo os valores fornecidos teremos o quociente de equilíbrio Q_P :

$$Q_P = \frac{(0,30)^3 (0,40)}{(1,00)(9,00)} = 1,2 \times 10^{-3} \text{ atm}^2$$

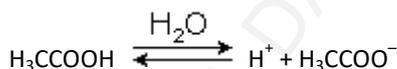
Como K_P é igual a Q_P concluímos que o sistema se encontra em equilíbrio.

c) De acordo com as curvas fornecidas na questão, um aumento de temperatura implica no aumento de K_1 e na diminuição de K_2 (reação exotérmica). Concluímos que K_2 corresponde à síntese de amônia:

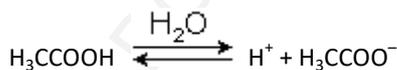


Resposta da questão 2:

a) Considerando uma solução aquosa de ácido acético, de concentração qualquer, teremos o seguinte equilíbrio químico:

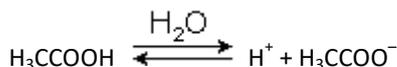


Se adicionarmos acetato de sódio (H_3CCOONa) a concentração de ânions acetato (H_3CCOO^-) aumentará e o equilíbrio será deslocado para a esquerda, pois a velocidade da reação inversa será maior do que a direta.



(acetato)
← (deslocamento)

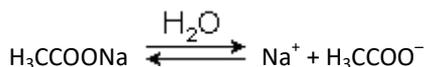
b) A reação reversível



terá a seguinte constante de equilíbrio (K_a):

$$K_a = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{H}_3\text{CCOO}^-]}{[\text{H}_3\text{CCOOH}]}$$

Como o acetato de sódio sofre dissociação iônica:



a concentração dos ânions acetato (H_3CCOO^-) aumenta. Para o quociente (K_a) permanecer constante, a concentração do ácido acético (H_3CCOOH) deverá aumentar, ou seja, o equilíbrio será deslocado para a esquerda:

$$K_a = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{H}_3\text{CCOO}^-] \uparrow}{[\text{H}_3\text{CCOOH}] \uparrow}$$

Resposta da questão 3:

a) Teremos:

	CH_3COO^-	CH_3COOH	OH^-
no início	0,1	0	0
quantidade consumida ou formada	$1 \cdot 10^{-4}$	$1 \cdot 10^{-4}$	$1 \cdot 10^{-4}$
no equilíbrio	$0,0999 \approx 0,1$	$1 \cdot 10^{-4}$	$1 \cdot 10^{-4}$

b) $K_h = 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol}$

Resposta da questão 4:

a) A 460°C para $K_I = 500 \text{ atm}^{-2}$, teremos:



$$Q_I = \frac{P(\text{CH}_4) \times P(\text{H}_2\text{O})}{(P(\text{H}_2))^3 \times P(\text{CO})}$$

$$Q_I = \frac{(0,4 \times 0,4)}{((2^3) \times 4 \times 10^{-5})} = 0,5 \times 10^3 = 500 \text{ atm}^2.$$

Conclusão: $Q_I = K_I = 500 \text{ atm}^{-2}$. O equilíbrio foi alcançado.

b) São transformações exotérmicas, pois, de acordo com o gráfico, com a elevação da temperatura os valores de K_I e de K_{II} diminuem, ou seja, os produtos se formam em menor quantidade.

c) Numa dada temperatura, de acordo com o gráfico, $K_I > K_{II}$. Isto significa que a variação de temperatura influencia mais o valor de K_I do que o valor de K_{II} . Ou seja, a reação I é mais exotérmica do que a reação II, logo, o calor liberado na reação I é maior do que o calor liberado na reação II. Então $|Q_I| > |Q_{II}|$. Conclusão, a reação I libera maior quantidade de calor.

Resposta da questão 5:



Ao adicionarmos hidróxido de sódio (NaOH), haverá consumo de H^+ (neutralização). A velocidade da reação inversa diminuirá e o equilíbrio será deslocado para a direita, consequentemente a solução ficará amarela.

b) Adicionando-se íons Ba^{2+} , teremos:



Com o acréscimo de ácido clorídrico aumentará a concentração de H^+ e consequentemente a velocidade da reação inversa. O equilíbrio será deslocado para a esquerda no sentido da dissolução do cromato de bário.

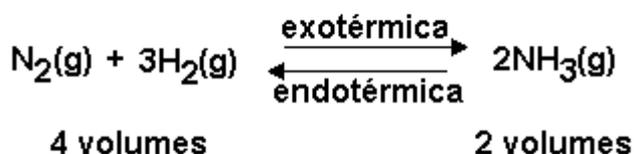
Resposta da questão 6:

Duas dentre as ações:

- diminuição da concentração ou da pressão parcial de hidrogênio gasoso
- aumento de temperatura
- diminuição de pressão total

Resposta da questão 7:

a) A reação no sentido de formação do NH_3 é exotérmica, pois aumentando a temperatura diminui o valor do K_p .



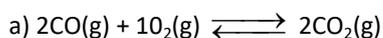
A formação de NH_3 é favorecida a baixas temperaturas e altas pressões (aumentando a pressão, o equilíbrio é deslocado no sentido de menor volume).

b) A pressões elevadas (300 - 400 atm) o equilíbrio está deslocado no sentido de formação do NH_3 , aumentando o rendimento da reação.

A temperatura utilizada na prática (450 °C) é para aumentar a velocidade da reação, embora prejudique o rendimento da reação.

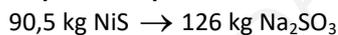
Como não é possível aumentar excessivamente a temperatura, a solução para promover o aumento de velocidade da reação é o uso de catalisador (Fe).

Resposta da questão 8:



b) Pelo princípio de Le Chatelier, aumentando a pressão desloca o equilíbrio no sentido da reação que se dá com contração de volume.

Resposta da questão 9:



$x = 362 \text{ kg NiS}$



$y = 94\%$

$$pOH = -\log [OH] = -\log (10^2) = 2$$

$$pH = 14 - pOH \rightarrow pH = 12$$

Resposta da questão 10:

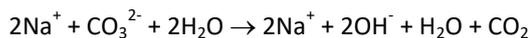
Temos: $pH = 3 \Rightarrow [H^+] = 10^{-3} \text{ mol/L}$; $1 \text{ m}^3 = 10^3 \text{ L}$.

$$1 \text{ L} \text{ — } 10^{-3} \text{ mol de } H^+$$

$$10^3 \text{ L} \text{ — } n(H^+)$$

$$n(H^+) = 1 \text{ mol}$$

Hidrólise do carbonato de cálcio ($Na_2CO_3 = 106$):



$$2 \text{ mol } OH^- \text{ — } 2 \text{ mol } Na^+ \text{ — } 1 \text{ mol } Na_2CO_3$$

$$1 \text{ mol } OH^- \text{ — } 1 \text{ mol } Na^+ \text{ — } \frac{1}{2} \text{ mol } Na_2CO_3$$

Precisa-se de 1 mol de OH^- para neutralizar 1 mol de H^+ presente em 1 m^3 de efluente industrial de pH igual a 3. Isto implica em 0,5 mol de Na_2CO_3 , ou seja, 53 g.

Fábrica

D