

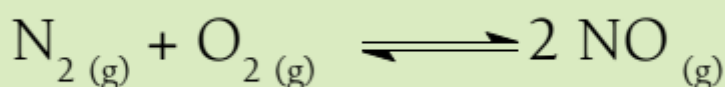


Equilíbrio químico

6 C		8 O	9 F
14 Si	15 P		17 Cl

Equilíbrio químico

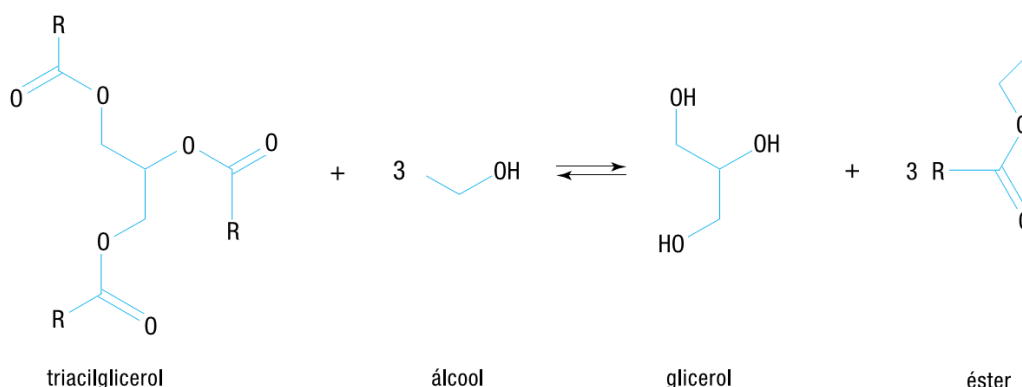
1. Em motores de combustão interna, o óxido nítrico é produzido a partir da reação representada pela seguinte equação química:



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.

2. O biodiesel, constituído basicamente por um éster, é obtido a partir da reação entre um triacilglicerol e um álcool.

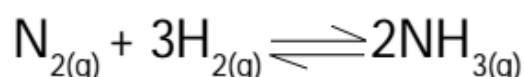
Analise o esquema:



Industrialmente, para aumentar a produção de biodiesel, utiliza-se álcool em quantidade muito superior à proporção estequiométrica da reação.

Com base no equilíbrio químico da reação, explique por que quantidades elevadas de álcool aumentam o rendimento do processo industrial.

3. 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:

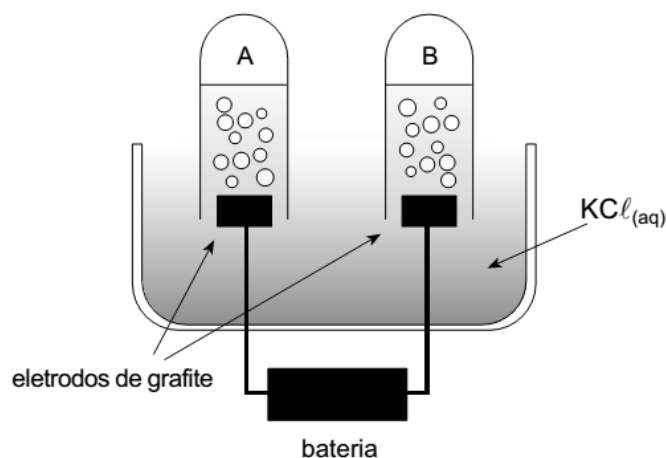


Um cronômetro foi disparado no momento em que os reagentes foram postos em contato. Decorrido um determinado tempo T , foi atingido o estado de equilíbrio. A velocidade média da reação no período de tempo T foi igual a $0,10 \text{ mol} \times \text{L}^{-1} \times \text{min}^{-1}$. No estado de equilíbrio,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

4. A figura abaixo ilustra o processo da eletrólise de uma solução aquosa, saturada de cloreto de potássio, utilizando eletrodos de grafite e uma fonte de corrente contínua.



Nesse processo, são obtidos dois gases e uma nova solução com características diferentes da original.

Para demonstrar o caráter da solução obtida, retira-se uma amostra do líquido próximo ao catodo e adicionam-se gotas do indicador fenolftaleína. Observa-se uma coloração violeta, que identifica seu caráter básico.

Uma parte dos gases obtidos é transferida para um recipiente, em condições reacionais adequadas, onde se combinam liberando energia. Após certo tempo, o sistema alcança um estado de equilíbrio, composto por gases.

Escreva a expressão da constante de equilíbrio, baseada nas pressões parciais, e indique em qual sentido o equilíbrio será deslocado quando o sistema for aquecido.

5. Bicarbonato de sódio sólido é usado como fermento químico porque se decompõe termicamente, formando gás carbônico, de acordo com a reação representada pela equação química:



- a) Escreva a expressão matemática para a constante de equilíbrio expressa em termos de concentração (K_C).
- b) A constante de equilíbrio, expressa em termos de pressões parciais (K_P), é igual a 0,25 à temperatura de 125°C quando as pressões são medidas em atmosferas. Calcule as pressões parciais de CO₂ e H₂O quando o equilíbrio for estabelecido nessa temperatura.

Gabarito

1.

$$K_c = \frac{NO^2}{N_2 \times O_2}$$

Em condições ambientes: $K_c = 5 \times 10^{-31}$ e $[NO] = 10^{-13}$, logo $[N_2] \times [O_2] = 2 \times 10^4$

Sob temperatura elevada: $[NO] = 10^{-5}$ e $[N_2] \times [O_2] = 2 \times 10^4$, logo $K_c = 5 \times 10^{-15}$



2. Ao se aumentar a concentração de álcool, tem-se o deslocamento do equilíbrio no sentido de aumentar a concentração do éster.

$$3. K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2] \times [H_2]^3}$$

$$[NH_3] = \sqrt{64 \times 10^{-4}} = 8,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \times L^{-1}$$

$$v_{\text{média}} = \frac{\Delta[NH_3]}{2 \times \Delta t}$$

$$\Delta t = \frac{\Delta[NH_3]}{2 \times v_{\text{média}}} = \frac{8,0 \times 10^{-2}}{2 \times 0,10} = \frac{8,0 \times 10^{-2}}{2,0 \times 10^{-1}} = 4,0 \times 10^{-1} = 0,4 \text{ min}$$

Não há alteração do valor numérico da constante de equilíbrio, já que o efeito do catalisador seria apenas sobre a velocidade do processo, não afetando o equilíbrio.

4.

$$K_p = \frac{p^2 HCl}{(p H_2) \times (p Cl_2)}$$

O equilíbrio será deslocado no sentido dos reagentes.

5. a) Para o equilíbrio químico, a constante de equilíbrio é calculada pela expressão:

$$K_c = [CO_2] \cdot [H_2O]$$

b) Para o equilíbrio acima, a expressão da constante de equilíbrio em termos de pressões parciais é $K_p = p_{CO} \cdot p_{H_2O}$

Pela equação química, pode-se concluir que a pressão parcial do $\text{CO}_2(\text{g})$ é igual pressão parcial da $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$, então:

$$K_P = p_{\text{CO}_2} \cdot p_{\text{H}_2\text{O}}$$

$$0,25 = p_{\text{CO}_2} \cdot p_{\text{H}_2\text{O}}$$

$$0,25 = p^2$$

$$p = 0,50 \text{ atm}$$

$$p_{\text{CO}_2} = p_{\text{H}_2\text{O}} = 0,50 \text{ atm}$$