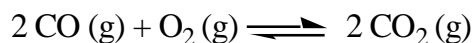


## TP 6- Equilíbrio químico (Parte 1)

1) Considere a seguinte reação 
$$\text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{I}(\text{g})$$

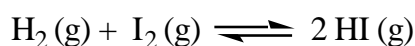
A constante de equilíbrio  $K_c$  é  $3.8 \times 10^{-5}$ . Admitindo que começa com 0.0456 mol de  $\text{I}_2$  num frasco de 2.3 L, quais as concentrações no equilíbrio?

2) Qual o valor de  $K_p$ , à temperatura de 1273 °C, para a reação descrita pela equação química



se  $K_c = 2.24 \times 10^{22}$ , à mesma temperatura?

3) Considere o equilíbrio a 430°C, para a reação seguinte com  $K_c = 54.3$ .



a) Se as concentrações no equilíbrio forem  $[\text{HI}] = 0.79 \text{ M}$  e  $[\text{I}_2] = 0.11 \text{ M}$ , qual a concentração de  $\text{H}_2$ ?

b) Sabendo que foi introduzido 0.4 mol de HI num recipiente de 10 L, determine a concentração no equilíbrio das várias espécies.

4) Admita que o sistema, representado pela equação seguinte, está em equilíbrio.



Em que sentido se deslocará o equilíbrio se:

- a) for adicionado  $\text{O}_2$
- b) for adicionado  $\text{Cl}_2$
- c) for retirado HCl
- d) o volume do recipiente diminuir
- e) a temperatura diminuir.

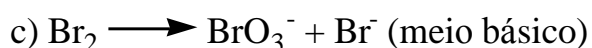
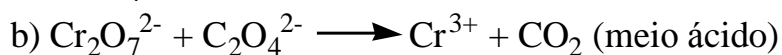
## TP6- Equilíbrio químico (Parte 2)

1) Escreva a base conjugada de cada ácido:  $\text{HIO}_4$ ,  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$ ,  $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ ,  $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+$

2) Classifique cada uma das espécies seguintes como ácido ou base de Lewis.

a)  $\text{AlBr}_3$       b)  $\text{NH}_3$       c)  $\text{I}^-$       d)  $\text{BCl}_3$       e)  $\text{OH}^-$       f)  $\text{H}^+$

3) Acerte as seguintes reações redox, mencionando qual a espécie oxidada, a espécie reduzida, o agente redutor e o agente oxidante:



4) Determine a percentagem de ionização do ácido benzóico ( $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ ) ( $K_a = 6.5 \times 10^{-5}$ ) numa solução de concentração 0.2 M .

5) Considere uma solução 0.2 M de ácido acético ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) ( $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$ ).

- a) Qual a percentagem de ionização do ácido?
- b) Qual a concentração de cada espécie no equilíbrio?
- c) Qual o pH da solução?

6) Uma solução é preparada pela adição de 0.3 mol de acetato de sódio ( $\text{CH}_3\text{COONa}$ ) e 0.2 mol de ácido acético num litro de água.

- a) Calcule a concentração de todas as espécies no equilíbrio.
- b) Calcule a percentagem de ionização do ácido.
- c) Calcule o pH da solução.
- d) Compare este valor de pH com o valor obtido no exercício 5. Como explica este facto?

7) O pOH duma solução é 9.4. Calcule a concentração de iões  $\text{H}^+$  em solução.

**8)** Se o pH duma solução de um ácido desconhecido de concentração 0.1 M for 2.85, qual é a constante de ionização do ácido?

**9)** A solubilidade do sulfato de cálcio é 0.67 g/L. Calcule o valor do  $K_{ps}$ .

**10)** Adicionaram-se 200 mL de  $BaCl_2$  0.004 M a 600 mL de  $K_2SO_4$  0.008 M. Irá formar-se um precipitado?

**11)** Calcule a solubilidade (em g/L) do cloreto de prata:

a) em água pura

b) numa solução de nitrato de prata de concentração  $6.5 \times 10^{-3}$  M.