

**INSTITUTO POLITÉCNICO DE TOMAR  
ESCOLA SUPERIOR DE TECNOLOGIA**

**Unidade Departamental de Engenharias**

**Licenciatura em Engenharia Química e Bioquímica**

**QUÍMICA GERAL (1º Ano/1º Semestre)**

**4ª Série de Exercícios**

**EQUILÍBRIO QUÍMICO**



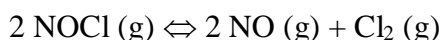
Instituto Politécnico de Tomar

**Tomar (2017)**

**Equilíbrio Químico – Constante de Equilíbrio**

1. Uma mistura de composição  $3 \times 10^{-3}$  M de  $\text{H}_2$ ,  $1 \times 10^{-3}$  M de  $\text{N}_2$  e  $2 \times 10^{-3}$  M de  $\text{NH}_3$  foi preparada e aquecida até  $500^\circ\text{C}$ . Para o equilíbrio  $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g})$ ,  $K_c = 0.11$  a esta temperatura. Calcular  $Q_c$  e prever se há formação ou decomposição de amoníaco.

2. O NOCl decompõem-se em NO e  $\text{Cl}_2$  de acordo com a seguinte equação:



com  $K_p = 1.8 \times 10^{-2}$  a  $500\text{ K}$ . Uma análise da reacção no equilíbrio indica que as pressões parciais do NO e  $\text{Cl}_2$  são  $0.11\text{ atm}$  e  $0.84\text{ atm}$ , respectivamente. Calcule a pressão parcial do NOCl no equilíbrio.

3. Considere a seguinte reacção:  $\text{NH}_4\text{HS}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{NH}_3(\text{g}) + \text{H}_2\text{S}(\text{g})$ . A  $25^\circ\text{C}$ , a pressão da mistura gasosa no equilíbrio (partindo do sólido puro) é  $500\text{ mmHg}$ .

3.1. Calcular a constante de equilíbrio,  $K_p$  (com pressões em atm)

3.2. Partindo do sólido e de amoníaco à pressão de  $0.4\text{ atm}$ , qual a pressão total da mistura gasosa no equilíbrio que se venha a atingir.

4. Calcule a constante de equilíbrio para a reacção  $2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3(\text{g})$  a  $1100\text{ K}$ , sabendo que misturando dióxido de enxofre e oxigénio (num vaso de capacidade fixa a  $1100\text{ K}$ ) com pressões parciais  $1.00\text{ atm}$  e  $0.500\text{ atm}$ , respectivamente, a pressão total da mistura gasosa em equilíbrio é  $1.35\text{ atm}$ .

5. Num vaso de níquel (o vidro reagiria com HF) com  $1\text{ L}$  de capacidade, misturaram-se  $2 \times 10^{-3}$  mol de HF (g),  $5 \times 10^{-5}$  mol de  $\text{H}_2$  (g) e  $8 \times 10^{-5}$  mol de  $\text{F}_2$  (g) a uma temperatura para a qual a constante do equilíbrio  $2 \text{HF}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{g}) + \text{F}_2(\text{g})$  é  $K_c = 0.01$ .

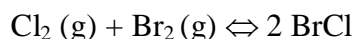
5.1. Em que sentido evolui a composição do sistema? Justificar.

5.2. Calcular a concentração das várias substâncias, uma vez atingido o equilíbrio.

6. Calcular a composição do sistema em equilíbrio:  $\text{CO}(\text{g}) + \text{NO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{g}) + \text{NO}(\text{g})$  a uma temperatura para a qual a constante de equilíbrio é  $K_c = 1.0$  e tendo-se partido de

uma mistura contendo 0.04 mol de CO, 0.05 mol de NO<sub>2</sub>, 0.08 mol de CO<sub>2</sub> e 0.08 mol de NO, num reactor com 2 L de capacidade.

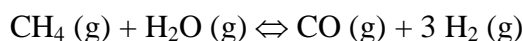
7. Aqueceram-se 1 mol de Cl<sub>2</sub> (g) e 1 mol de Br<sub>2</sub> (g) num recipiente fechado de 2 L de capacidade. Quando o equilíbrio foi atingido 9.8 % do Br<sub>2</sub> tinha sido consumido. Determinar à temperatura da experiência a constante de equilíbrio da reacção:



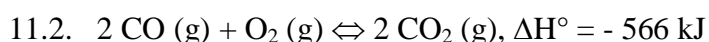
8. Em fase gasosa, e a uma dada temperatura, o POCl<sub>3</sub> sofre decomposição segundo a reacção: POCl<sub>3</sub> (g) ⇌ POCl (g) + Cl<sub>2</sub> (g). Aqueceram-se 1.5 mol de POCl<sub>3</sub> num recipiente fechado com 0.5 L de capacidade. Calcular: a) as concentrações de equilíbrio de cada composto; b) a percentagem de POCl<sub>3</sub> dissociado (grau de dissociação), sabendo que a esta temperatura  $K_c = 0.25$ .
9. Num balão com 1 L de capacidade, à temperatura de 25 °C, introduziu-se N<sub>2</sub>O<sub>4</sub>, tendo-se estabelecido o seguinte equilíbrio: N<sub>2</sub>O<sub>4</sub> (g) + 57 kJ ⇌ 2 NO<sub>2</sub> (g). No equilíbrio existem 0.2 mol de dióxido de azoto, e o valor da constante de equilíbrio a 25 °C é  $K_c = 0.1$ . Calcular a quantidade de tetróxido de diazoto introduzida no balão.

### Lei de Le Chatelier

10. Prever, justificando, o efeito de um aumento de pressão na composição da seguinte mistura em equilíbrio:



11. Explicar o efeito de uma diminuição da temperatura nos seguintes equilíbrios:



12. A diminuição de capacidade de um reactor e o aquecimento têm efeitos opostos na proporção de amoníaco no equilíbrio: N<sub>2</sub> (g) + 3 H<sub>2</sub> (g) ⇌ 2 NH<sub>3</sub> (g). Justificar.

13. A constante de equilíbrio para a reacção descrita no exercício 9 à temperatura de 50 °C será superior ou inferior a 0.1 ? Justificar

### Equilíbrio Ácido - Base

14. Determinar a concentração de  $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ ,  $\text{OH}^-(\text{aq})$  e  $\text{F}^-(\text{aq})$  numa solução  $6 \times 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$  de  $\text{HF}(\text{aq})$ . A constante de ionização é  $K_a = 7.1 \times 10^{-4}$  a 25 °C.

15. Calcular o pH de uma solução aquosa  $1.5 \times 10^{-3} \text{ M}$  de  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ .

16. A metilamina,  $\text{CH}_3\text{NH}_2$ , é uma base fraca com  $K_b = 4.3 \times 10^{-4}$ .

18.1. Calcular a constante de acidez do ácido conjugado.

18.2. Calcular o pH de uma solução 0.1 M do sal cloreto de metilamónio,  $\text{CH}_3\text{NH}_3\text{Cl}$ .

17. Calcular a massa de acetato de sódio (massa molar =  $86 \text{ g.mol}^{-1}$ ) que se deve juntar a  $1000 \text{ cm}^3$  de solução 0.4 M de ácido acético ( $K_a = 1.7 \times 10^{-5}$ ) para se obter uma solução tampão de  $\text{pH} = 4.5$ .

18. Misturam-se  $50 \text{ cm}^3$  de solução aquosa 1.20 M de amoníaco ( $K_b = 1.75 \times 10^{-5}$ ) e  $50 \text{ cm}^3$  de solução aquosa 0.6 M de HCl.

18.1. Escrever a equação da reacção de neutralização

18.2. Identificar o reagente em excesso.

18.3. Caracterizar a composição da solução, indicando a concentração em sal obtido e em ácido ou base em excesso.

18.4. Calcular o pH da solução resultante.

19. Calcule o volume de solução 0.5 M de HF que se deve adicionar a  $750 \text{ cm}^3$  de solução 0.200 M de fluoreto de sódio para preparar uma solução tampão de  $\text{pH} = 4.0$ . A constante de acidez do HF é  $K_a = 3.5 \times 10^{-4}$ .

20. Calcule a constante de basicidade do ião nitrilo,  $\text{NO}^{2-}$ , sabendo que o pH de uma solução aquosa 0.015 M de ácido nitroso é 2.6
21. Calcular a variação de pH de uma solução aquosa 0.2 M de amoníaco, quando uma amostra de  $10 \text{ cm}^3$  dessa solução é neutralizada com igual volume de solução 0.2 M de HCl. A constante de basicidade do amoníaco é  $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$ .

### Equilíbrio de Solubilidade

22. A solubilidade molar de  $\text{Pb}(\text{IO}_3)_2$  é  $4 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$ . Qual é o produto de solubilidade,  $K_{ps}$ , do iodato de chumbo?
23. A constante  $K_{ps}$  do  $\text{Ag}_2\text{SO}_4$  é  $1.4 \times 10^{-5}$  a uma dada temperatura. Calcular a solubilidade molar do sulfato de prata.
24. Calcular a solubilidade molar do  $\text{CaSO}_4$  em água e numa solução aquosa de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  0.2 M, sabendo que o produto de solubilidade do sulfato de cálcio é  $K_{ps} = 9.1 \times 10^{-6}$ .
25. Misturam-se  $200 \text{ cm}^3$  de  $\text{AgNO}_3$  (aq)  $10^{-4} \text{ M}$  com  $500 \text{ cm}^3$  de  $\text{KCl}$  (aq)  $10^{-6} \text{ M}$ . Haverá formação de precipitado?  $K_{ps}(\text{AgCl}) = 1.6 \times 10^{-10}$ .
26. Considere uma mistura de óxido de sódio,  $\text{Na}_2\text{O}$ , e óxido de bário,  $\text{BaO}$ , de massa 13 g, que se dissolve (reage!) com  $200 \text{ cm}^3$  de água.
- 26.1. Justifique que a solução obtida seja alcalina
- 26.2. Adicionando  $\text{H}_2\text{SO}_4$  forma-se um precipitado branco. De que composto se trata?
- 26.3. Sabendo que o precipitado pesa 15.2 g, calcular a % em massa de  $\text{BaO}$  na amostra original
27. Calcule o valor aproximado da solubilidade do carbonato de ferro(II),  $K_{ps} = 2.1 \times 10^{-11}$ , numa solução aquosa 0.001 M de carbonato de sódio.