

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

Departamento de Engenharia Química e do Ambiente

QUÍMICA I (1º Ano/1º Semestre)

4ª Série de Exercícios

EQUILÍBRIO QUÍMICO

Tomar (2003)

Equilíbrio Químico – Constante de Equilíbrio

1. Uma mistura de composição 3×10^{-3} M de H_2 , 1×10^{-3} M de N_2 e 2×10^{-3} M de NH_3 foi preparada e aquecida até 500°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 Cl_2 de acordo com a seguinte equação:



com $K_p = 1.8 \times 10^{-2}$ a 500 K. Uma análise da reacção no equilíbrio indica que as pressões parciais do NO e Cl_2 são 0.11 atm e 0.84 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°C , a pressão da mistura gasosa no equilíbrio (partindo do sólido puro) é 500 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 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 K, sabendo que misturando dióxido de enxofre e oxigénio (num vaso de capacidade fixa a 1100 K) com pressões parciais 1.00 atm e 0.500 atm, respectivamente, a pressão total da mistura gasosa em equilíbrio é 1.35 atm.

5. Num vaso de níquel (o vidro reagiria com HF) com 1 L de capacidade, misturaram-se 2×10^{-3} mol de HF (g), 5×10^{-5} mol de H_2 (g) e 8×10^{-5} mol de 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 $K_c = 0.01$.

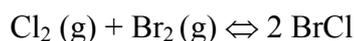
5.1. Em que sentido evolui a composição do sistema? Justificar.

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 NO₂, 0.08 mol de CO₂ e 0.08 mol de NO, num reactor com 2 L de capacidade.

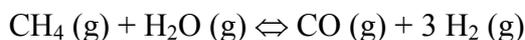
7. Aqueceram-se 1 mol de Cl₂ (g) e 1 mol de Br₂ (g) num recipiente fechado de 2 L de capacidade. Quando o equilíbrio foi atingido 9.8 % do Br₂ tinha sido consumido. Determinar à temperatura da experiência a constante de equilíbrio da reacção:



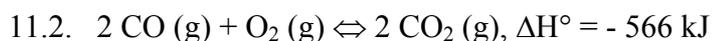
8. Em fase gasosa, e a uma dada temperatura, o POCl₃ sofre decomposição segundo a reacção: POCl₃ (g) ⇌ POCl (g) + Cl₂ (g). Aqueceram-se 1.5 mol de POCl₃ num recipiente fechado com 0.5 L de capacidade. Calcular: a) as concentrações de equilíbrio de cada composto; b) a percentagem de POCl₃ dissociado (grau 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 N₂O₄, tendo-se estabelecido o seguinte equilíbrio: N₂O₄ (g) + 57 kJ ⇌ 2 NO₂ (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: N₂ (g) + 3 H₂ (g) ⇌ 2 NH₃ (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, CH_3NH_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 g.mol^{-1}) que se deve juntar a 1000 cm^3 de solução 0.4 M de ácido acético ($K_a = 1.7 \times 10^{-5}$) para se obter uma solução tampão de pH = 4.5.
18. Misturam-se 50 cm^3 de solução aquosa 1.20 M de amoníaco ($K_b = 1.75 \times 10^{-5}$) e 50 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 cm^3 de solução 0.200 M de fluoreto de sódio para preparar uma solução tampão de 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, 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 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 Ag_2SO_4 é 1.4×10^{-5} a uma dada temperatura. Calcular a solubilidade molar do sulfato de prata.
24. Calcular a solubilidade molar do CaSO_4 em água e numa solução aquosa de Na_2SO_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 cm^3 de AgNO_3 (aq) 10^{-4} M com 500 cm^3 de KCl (aq) 10^{-6} M . Haverá formação de precipitado? $K_{ps}(\text{AgCl}) = 1.6 \times 10^{-10}$.
26. Considere uma mistura de óxido de sódio, Na_2O , e óxido de bário, BaO , de massa 13 g, que se dissolve (reage!) com 200 cm^3 de água.
- 26.1. Justifique que a solução obtida seja alcalina
- 26.2. Adicionando H_2SO_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 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.

