

# INSTITUTO POLITÉCNICO DE TOMAR

## ESCOLA SUPERIOR DE TECNOLOGIA DE ABRANTES

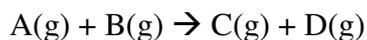
QUÍMICA APLICADA (1º Ano, 1º Semestre)

### Trabalho Prático 2

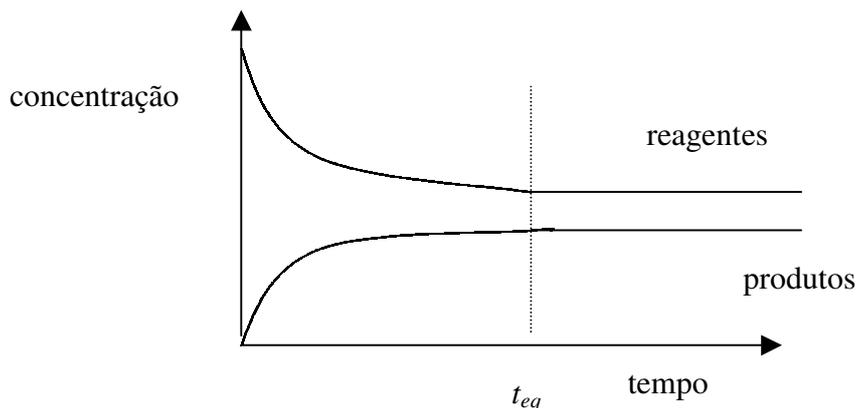
Aplicação da Lei de Le Chatelier a algumas reacções químicas reversíveis

#### 1. Introdução

Verifica-se experimentalmente que, quando substâncias capazes de reagir entre si são postas em contacto, a conversão dos reagentes em produtos é por vezes incompleta, independentemente do tempo de reacção. Como exemplo, consideremos uma molécula A que reage com uma molécula B, formando C e D. Suponhamos que todas as moléculas são gasosas:

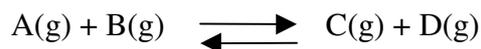


No início da experiência misturamos A e B. Com o decorrer do tempo as concentrações de A e B diminuem, e ao mesmo tempo as concentrações de C e D vão aumentando. Ao fim de algum tempo,  $t_{eq}$ , as concentrações de todas as espécies permanecem constantes. Uma vez estabelecido o equilíbrio, este persiste indefinidamente, se não for perturbado.



Enquanto A e B estiverem presentes, a reacção continua, não parando no tempo  $t_{eq}$ . Assim que se forma uma quantidade apreciável de moléculas C e D, elas reagem entre si dando A e B. Após  $t_{eq}$  as transformações directa e inversa ocorrem à mesma velocidade.

Indicamos isto da seguinte forma:



Quando o equilíbrio é perturbado, ocorrem reacções químicas de modo a que ele seja restabelecido. São possíveis vários tipos de perturbação:

- Aumentando ou diminuindo a concentração de uma ou mais espécies presentes (reagentes ou produtos)
- Aumentando ou diminuindo o volume (ou pressão).
- Alterando a temperatura do sistema
- Adicionando uma nova substância que não participe no equilíbrio.

É possível estudar estas alterações de modo qualitativo com o auxílio da *lei de Le Chatelier*. Esta pode enunciar-se da seguinte forma: “Quando um sistema químico em equilíbrio sofre uma perturbação exterior, evolui espontaneamente de forma a minimizar a acção dessa perturbação”. Usaremos a lei de Le Chatelier para determinar o efeito da variação de concentração num sistema homogéneo e num sistema heterogéneo.

## 2. Procedimento experimental

### 2.1. Equilíbrio ião cromato, $CrO_4^{2-}$ (aq) / ião dicromato, $Cr_2O_7^{2-}$ (aq)

- 2.1.1. Prepare 25 mL de solução de dicromato de potássio 0.1 M num balão graduado. Prepare ainda, a partir de uma solução de cromato de potássio 0.5 M, por diluição num balão graduado, 25 mL de uma solução 0.1 M
- 2.1.2. Coloque 30 gotas (aprox. 1.5 mL) de cada solução em tubos e ensaio diferentes. Adicione gota a gota hidróxido de sódio diluído (NaOH 1 M), sucessivamente a cada solução até que se observe variação da coloração num dos tubos. Tome nota das cores. Guarde os tubos para as operações da alínea 2.1.5.
- 2.1.3. Repita a operação 2.1.2. com soluções novas em tubos limpos, adicionando ácido clorídrico (HCl 1 M) gota a gota, sucessivamente a cada tubo. Tome nota da variação de cor. Conserve os tubos para a alínea 2.1.4.
- 2.1.4. Adicione NaOH 1 M, gota a gota, a cada um dos tubos preparados em 2.1.3. Registe as observações.

2.1.5. Adicione HCl 1 M, gota a gota, a cada um dos tubos preparados em 2.1.2. até observar uma alteração.

2.2. Equilíbrio do cromato de bário sólido:  $\text{BaCrO}_4(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + \text{CrO}_4^{2-}(\text{aq})$

2.2.1. Coloque 30 gotas de  $\text{K}_2\text{CrO}_4$  0.1 M num tubo limpo. Adicione 6 gotas de NaOH 1 M. Depois, gota a gota, adicione nitrato de bário,  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$  0.1 M, até que se observe uma variação. Tome nota do resultado. Conserve este tubo para as operações da alínea 2.1.3

2.2.2. Coloque 30 gotas de  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  0.1 M num tubo limpo. Adicione 6 gotas de HCl 1 M e 30 gotas de  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$  0.1 M. Tome nota dos resultados. Conserve este tubo para a alínea 2.2.4

2.2.3. Adicione ao tubo de 2.2.1, gota a gota, HCl 1 M até que se observe uma variação. Tome nota do que observou.

2.2.4. Adicione ao tubo de 2.2.2., gota a gota, NaOH 1 M até observar uma variação. Anote.

2.2.5. Coloque 30 gotas de  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  0.1 M num tubo e a mesma quantidade de  $\text{K}_2\text{CrO}_4$  0.1 M noutro. Adicione umas gotas de  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$  0.1 M a cada um. Anote o observado.

### 3. Questões pós-laboratoriais

3.1. Considere a reacção:  $2 \text{CrO}_4^{2-}(\text{aq}) \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq})$

Analise a dependência dos iões hidrogénio,  $\text{H}^+(\text{aq})$ , segundo o que observou em 2.1.3. e 2.1.5. Acerte esta reacção, colocando o número de iões  $\text{H}^+$  e moléculas de água necessários.

3.2. Considere a reacção inversa:  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{CrO}_4^{2-}(\text{aq})$

O que pode concluir da dependência de iões hidróxido,  $\text{OH}^-(\text{aq})$ , segundo o que observou em 2.1.2 e 2.1.4? Complete a equação adicionando os iões  $\text{OH}^-$  e moléculas de água convenientes.

3.3. Das observações de 2.2.5. o que pode concluir acerca das concentrações relativas de equilíbrio  $\text{CrO}_4^{2-}(\text{aq})$  em cada uma das soluções de dicromato e cromato de potássio?

3.4. Utilize as equações obtidas nas alíneas 3.1. e 3.2. para explicar os resultados obtidos em 2.2.3 e 2.2.4

3.5. Faça um resumo de todas as observações de acordo com a lei de Le Chatelier.

#### **4. Bibliografia**

4.1. Chang, R., *Química*, 5ªed., McGraw-Hill, Lisboa, 1995

4.2. Olmsted e Williams, *Chemistry – The Molecular Science*, Mosby, St Louis, 1994