



Instituto Politécnico de Tomar
Escola Superior de Tecnologia
Unidade Departamental de Engenharias
Licenciatura em Engenharia Química e Bioquímica

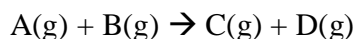
QUÍMICA GERAL (1º Ano / 1º Semestre / 2017)

Trabalho Prático nº 6

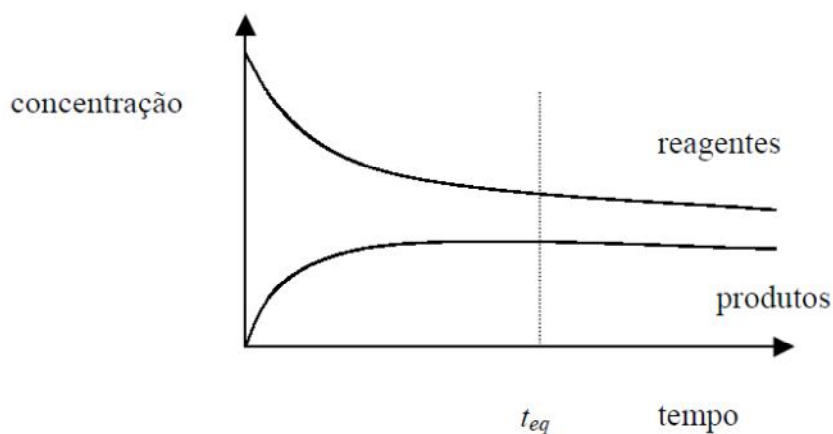
Aplicação do princípio de Le Chatelier a algumas reacções químicas reversíveis

1. Introdução

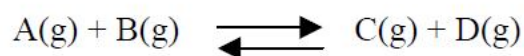
Verifica-se experimentalmente que, quando substâncias capazes de reagir entre si são postas em contacto, a conversão dos reagentes em produtos é por vezes incompleta, independentemente do tempo de reacção. Como exemplo, consideremos uma molécula A que reage com uma molécula B, formando C e D. Suponhamos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

2.1.2. Prepare, 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.

2.1.3. Coloque 30 gotas (aprox. 1.5 mL) de cada solução em tubos de 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 2.1.6.

2.1.4. Repita a operação 2.1.3. com soluções novas em tubos limpos, mas 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 2.1.5.

2.1.5. Adicione NaOH 1 M, gota a gota, a cada um dos tubos preparados em 2.1.4. Registe as observações.

2.1.6. Adicione HCl 1 M, gota a gota, a cada um dos tubos preparados em 2.1.3. até observar uma alteração.

2.2. Equilíbrio do cromato de bário sólido $BaCrO_4(s) \rightleftharpoons Ba^{2+}(aq) + CrO_4^{2-}(aq)$

2.2.1. Coloque 30 gotas de K_2CrO_4 0.1M num tubo limpo. Adicione 6 gotas de NaOH 1M. Depois, gota a gota, adicione nitrato de bário, $Ba(NO_3)_2$ 0.1 M, até que se observe uma variação. Tome nota do resultado. Conserve este tubo para as operações da alínea 2.2.3..

- 2.2.2. Coloque 30 gotas de K_2CrO_4 0.1M num tubo limpo. Adicione 6 gotas de HCl 1M e 30 gotas de $Ba(NO_3)_2$ 0.1M. 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 $K_2Cr_2O_7$ 0.1M num tubo e a mesma quantidade de K_2CrO_4 0.1M noutra. Adicione algumas gotas de $Ba(NO_3)_2$ 0.1M a cada um. Anote o observado.

3. Questões pós-laboratoriais

- 3.1. Considere a reacção $2CrO_4^{2-}(aq) \rightarrow Cr_2O_7^{2-}(aq)$. Analise a dependência dos iões hidrogénio, H^+ (aq), segundo o que observou em 2.1.4. e 2.1.6. Acerte esta reacção, colocando o número de iões H^+ e moléculas de água necessários.
- 3.2. Considere a reacção inversa: $Cr_2O_7^{2-}(aq) \rightarrow 2CrO_4^{2-}(aq)$. O que pode concluir da dependência de iões hidróxido, OH^- (aq), segundo o que observou em 2.1.3 e 2.1.5? Complete a equação adicionando os iões OH^- e moléculas de água convenientes.
- 3.3. Das observações de 2.2.5. o que pode concluir acerca das concentrações relativas de equilíbrio $CrO_4^{2-}(aq)$ 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