

Escola Secundária do Padre António Martins Oliveira de Lagoa

Técnicas Laboratoriais de Química

DOSEAMENTO DO ÁCIDO ACETILSALICÍLICO

Pedro Pinto N° 14 11ºA

27/05/2004

Índice

Objectivo do Trabalho	2
Fundamentos Teóricos.....	2
Material.....	4
Reagentes / Produtos	4
Procedimento	4
Observação	5
Registo de Medições.....	6
Calculos	6
Conclusões.....	7
Bibliografia.....	8

Objectivo do Trabalho

O objectivo da experiência é o doseamento do ácido acetilsalicílico, utilizando para isso titulações.

Fundamentos teóricos

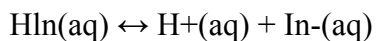
Estudos quantitativos de reacções de neutralização ácido-base (um ácido é uma substância que se ioniza em água para originar iões H^+ e uma base é uma substância que se ioniza em água para originar iões OH^-) são geralmente efectuados utilizando um procedimento conhecido como titulação. Numa titulação, uma solução de concentração exactamente conhecida (titulante), denominada solução-padrão, é adicionada gradualmente a outra solução de concentração desconhecida (titulado), até que a reacção química entre estas duas soluções esteja completa. Se conhecermos os volumes da solução-padrão e da solução desconhecida usados na titulação, juntamente com a concentração da solução-padrão, podemos calcular a concentração da solução desconhecida.

O hidróxido de sódio é uma das bases correntemente usadas no laboratório. No entanto, devido à dificuldade em obter hidróxido de sódio numa forma pura, uma solução de hidróxido de sódio é normalmente dissolvida em água.

Sabendo a concentração da solução de hidróxido de sódio (poder-se-ia usar uma outra base), transfere-se uma solução, à qual sabemos o volume, do ácido ao qual queremos conhecer a sua concentração, para um balão Erlenmeyer. Em seguida, a solução de NaOH numa bureta é cuidadosamente adicionada à solução de ácido até que se atinja o ponto de equivalência ou ponto final, isto é, o ponto no qual o ácido reagiu completamente com a base, neutralizando-a. Este ponto é geralmente detectado pela variação brusca da cor de um indicador que foi adicionado à solução ácida. Em titulações ácido-base, os indicadores são substâncias que apresentam cores distintas em meio ácido e básico.

Um indicador é usualmente um ácido (ou uma base) orgânico fraco que apresenta cores diferentes nas formas ionizada e não ionizada. Estas duas formas estão relacionadas com o pH da solução em que o indicador é dissolvido. A mudança de cor de um indicador pode ser usada para seguir o progresso de uma titulação.

Nem todos os indicadores mudam de cor no mesmo valor de pH, por isso a escolha de um indicador para uma titulação particular depende da natureza do ácido e da base utilizados na titulação (isto é, se são fortes ou fracos). Consideremos um ácido monoprotónico fraco, HIn, que actua como indicador.



Se o indicador estiver num meio suficientemente ácido, o equilíbrio, de acordo com o princípio de Le Chatelier, desloca-se para a esquerda e a cor predominante do indicador é a da forma não ionizada (HIn). Por outro lado, num meio básico o equilíbrio desloca-se para a direita e predomina a cor da base conjugada (In⁻).

A fenolftaleína é um indicador usado nas titulações, é incolor em soluções ácidas e neutras, mas rosa-avermelhado em soluções básicas. Experiências em laboratório mostram que a um pH < 8,3 o indicador é incolor mas que começa a ficar rosa-avermelhado quando o pH ultrapassa 8,3. Devido à inclinação abrupta da curva de pH perto do ponto de equivalência, a adição de uma pequena quantidade de NaOH (digamos 0,05 ml, que é aproximadamente o volume de uma gota da bureta) faz aumentar muito o pH da solução. O que é importante, contudo, é o facto de a zona mais abrupta do perfil de pH incluir a gama em que a fenolftaleína muda de incolor para rosa-avermelhado. Sempre que uma tal coincidência ocorre, o indicador pode ser usado para localizar o ponto de equivalência da titulação.

Muitos indicadores ácido-base são pigmentos de plantas. Por exemplo, ao ferver pedaços de couve roxa em água podem extrair-se pigmentos que exibem cores diferentes a diferentes pH. A escolha do indicador numa dada titulação depende das forças do ácido e da base. O critério na escolha de um indicador apropriado a uma dada titulação é, portanto, a coincidência entre a gama de pH em que o indicador muda de cor e a zona abrupta das curvas de titulação. Se este critério não foi satisfeito, então o indicador não identificará o ponto de equivalência com exactidão.

Material

- Balança de precisão
- Bureta
- Espátula

- Erlenmeyer
- Pipetador
- Pipeta volumétrica de 20 mL
- Silicone
- Vareta
- Vidro relógio

Reagentes / Produtos

- Água destilada
- Acido acetilsalicílico
- Fenolftaleína
- Hidróxido de Sódio 0,1 mol / dm³
- Hidróxido de Sódio 1,0 mol / dm³
- Tornesol

Procedimento

1. “Pesou-se”, com ajuda de um vidro relógio, a massa de ácido acetilsalicílico retirada de um vidro relógio fornecido por o professor.
2. Esmagou-se, cuidadosamente, o ácido acetilsalicílico.
3. Dissolveu-se, com água destilada quente, a mistura obtida de modo a preparar 120,00 mL de solução “A” de ácido acetilsalicílico.
4. Lavou-se muito bem a bureta. Passou-se a bureta uma vez com a solução-padrão de NaOH 1,0 mol / dm³.
5. Encheu-se a bureta, verificando que não existiam bolhas de ar, junto à torneira.
6. Aguardou-se cerca de 30 segundos e fez-se a leitura do volume inicial, Vi.
7. Pipetou-se 20,00 mL da solução de ácido acetilsalicílico já fria e adicionou-se 2 gotas de indicador (fenolftaleína).
8. Titulou-se com a solução de NaOH 1,0 mol / dm³ até que uma gota de titulante provocou a mudança de cor do indicador (fenolftaleína).
9. Aguardou-se 30 segundos e fez-se a leitura do volume de titulante gasto, Vf.

10. Encheu-se a bureta e repetiu-se este ensaio cinco vezes. Registou-se as leituras.
11. Calculou-se a concentração da solução “A”.
12. Determinou-se a massa de ácido acetilsalicílico.
13. Comparou-se o valor ao do procedimento 1.
14. Repetiu-se os procedimentos anteriores com excepção do primeiro, e alterou-se a concentração da solução-padrão de NaOH para $0,1 \text{ mol / dm}^3$, designou-se a solução de ácido acetilsalicílico com a letra “B”. Para além disso, utilizou-se como indicador o tornesol.

Observação

Ao efectuar-se a reacção entre o hidróxido de sódio e o ácido acetilsalicílico, observa-se a formação de acetilato de sódio e água.

O NaOH é uma base forte.

Estando nós perante um ácido fraco, a aspirina, a sua respectiva base conjugada é também uma partícula fraca, o que a leva a ser susceptível de reagir com a água.

Aqueceu-se a água antes de adicionar o ácido acetilsalicílico, de forma a aumentar a solubilidade do ácido acetilsalicílico na água.

Observou-se que ao preparar a solução “A” de ácido acetilsalicílico, o ácido acetilsalicílico não se dissolveu completamente, isto provavelmente aconteceu devido à temperatura da água, que deveria ter sido superior.

Observou-se que ao adicionar o indicador (fenolftaleína) à solução “A” a sua cor não sofre alterações, manteve-se incolor.

Observou-se que os volumes de titulante gasto nas diferentes titulações com a solução “A”, eram aproximadamente iguais, sendo a maioria deles concordantes (0,35). Ou seja, ao adicionar-se $0,35 \text{ cm}^3$ de titulante à solução “A” de ácido acetilsalicílico, atinge-se o ponto de equivalência da reacção, que foi possível observar a partir da mudança de cor do indicador adicionado ao titulado, a fenolftaleína, à medida que se foi adicionando o titulante (NaOH). Assim, a cor inicial da solução “A” de ácido acetilsalicílico, foi substituída por uma cor avermelhada, cuja permanência indica o ponto de equivalência.

O ponto de equivalência se situava num pH básico, próximo de 7, por isso é que se utilizou a fenolftaleína.

Após calcular a massa de ácido acetilsalicílico gasto para preparar a solução “A” através dos dados obtidos nas titulações, verificou-se que o valor da massa coincide com o valor determinado no procedimento 1.

Observou-se que ao preparar a solução “B” de ácido acetilsalicílico, o ácido acetilsalicílico dissolveu-se completamente, isto aconteceu porque desta vez aqueceu-se durante mais tempo a água, ou seja, a temperatura foi superior à da preparação da solução “A”.

Observou-se que ao adicionar o indicador (tornesol) à solução “B” a sua cor sofreu alterações, ficando avermelhada.

Observou-se que os volumes de titulante gasto nas diferentes titulações com a solução “B”, eram aproximadamente iguais, sendo todos concordantes (4,10). Ou seja, ao adicionar-se 4,10 cm³ de titulante à solução “B” de ácido acetilsalicílico, atinge-se o ponto de equivalência da reacção, que foi possível observar a partir da mudança de cor do indicador adicionado ao titulado, o tornesol, à medida que se foi adicionando o titulante (NaOH). Assim, a cor inicial da solução “B” de ácido acetilsalicílico, foi substituída por uma cor azulada, cuja permanência indica o ponto de equivalência.

O ponto de equivalência se situava num pH ácido, muito próximo de 7. Mas desta vez, ao contrário do que aconteceu com a solução “A”, a fenolftaleína não abrangia na sua zona de viragem o pH no ponto de equivalência da titulação, e por isso é que se utilizou a tornesol.

Registo de Medições

Massa de ácido acetilsalicílico calculado no procedimento 1 = 0,39 g.

Titulações com a solução “A” de ácido acetilsalicílico.

1º Ensaio:

Volume utilizado: 0,35 cm³.

2º Ensaio:

Volume utilizado: 0,35 cm³.

3º Ensaio:

Volume utilizado: 0,35 cm³.

4º Ensaio:

Volume utilizado: 0,40 cm³.

5º Ensaio:

Volume utilizado: 0,35 cm³.

Titulações com a solução “B” de ácido acetilsalicílico.

1º Ensaio:

Volume utilizado: 4,10 cm³.

2º Ensaio:

Volume utilizado: 4,10 cm³.

3º Ensaio:

Volume utilizado: 4,10 cm³.

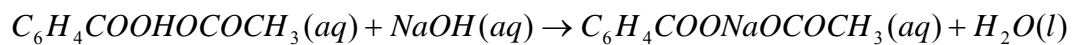
4º Ensaio:

Volume utilizado: 4,10 cm³.

5º Ensaio:

Volume utilizado: 4,10 cm³.

Cálculos



Cálculos relacionados com as titulações utilizando a solução “A” de ácido acetilsalicílico:

$$C(NaOH) = 1,0 \text{ mol dm}^{-3}$$

$$V(C_6H_4COOHOCOCH_3) = 20,00 \text{ cm}^3$$

Determinação do volume médio dos valores concordantes de NaOH gasto:

$$V(NaOH \text{ gasto})_{\text{médio}} = \frac{V_1 + V_2 + V_3 + V_4 + V_5}{5} = \frac{0,35 + 0,35 + 0,35 + 0,40 + 0,35}{5} = 0,36 \text{ cm}^3$$

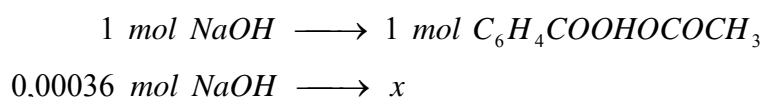
Determinou-se que o volume médio de NaOH gasto é 0,36 cm³.

Determinação da concentração de ácido acetilsalicílico:

$$V(\text{NaOH gasto}) = 0,36 \text{ cm}^3 \Leftrightarrow V(\text{NaOH gasto}) = 0,00036 \text{ dm}^3$$

$$C(\text{NaOH}) = \frac{n(\text{NaOH})}{V(\text{NaOH gasto})} \Leftrightarrow 1,0 = \frac{n(\text{NaOH})}{0,00036} \Leftrightarrow n(\text{NaOH}) = 1,0 \times 0,00036 \Leftrightarrow$$

$$\Leftrightarrow n(\text{NaOH}) = 0,00036 \text{ mol NaOH}$$



$$x = 0,00036 \text{ mol } C_6H_4COOHOCOCH_3$$

$$V(C_6H_4COOHOCOCH_3) = 20,00 \text{ cm}^3 \Leftrightarrow V(C_6H_4COOHOCOCH_3) = 0,020 \text{ dm}^3$$

$$C(C_6H_4COOHOCOCH_3) = \frac{n(C_6H_4COOHOCOCH_3)}{V(C_6H_4COOHOCOCH_3)} \Leftrightarrow$$

$$\Leftrightarrow C(C_6H_4COOHOCOCH_3) = \frac{0,00036}{0,020} \Leftrightarrow$$

$$\Leftrightarrow C(C_6H_4COOHOCOCH_3) = 0,018 \text{ mol dm}^{-3} \text{ NaOH}$$

Determinou-se que a concentração de ácido acetilsalicílico é 0,018 mol / dm³.

Determinação da massa de ácido acetilsalicílico existente em cada solução de ácido acetilsalicílico de 20 cm³:

$$M(C_6H_4COOHOCOCH_3) = 180,17 \text{ g/mol}$$

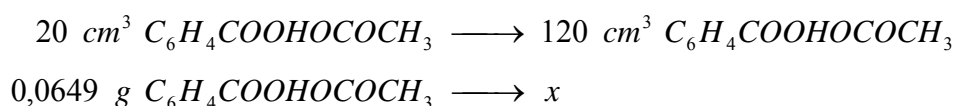
$$n(C_6H_4COOHOCOCH_3) = 0,00036 \text{ mol } C_6H_4COOHOCOCH_3$$

$$n(C_6H_4COOHOCOCH_3) = \frac{m(C_6H_4COOHOCOCH_3)}{M(C_6H_4COOHOCOCH_3)} \Leftrightarrow$$

$$\Leftrightarrow 0,00036 = \frac{m(C_6H_4COOHOCOCH_3)}{180,17} \Leftrightarrow m(C_6H_4COOHOCOCH_3) = 0,0649 \text{ g}$$

Determinou-se que a massa de ácido acetilsalicílico existente em cada solução de ácido acetilsalicílico de 20 cm³ é 0,0649 g.

Determinação da massa total de ácido acetilsalicílico gasto para preparar a solução “A” de ácido acetilsalicílico:



$$x = 0,39 \text{ g C}_6\text{H}_4\text{COOHOCOCH}_3$$

Determinou-se que a massa total de ácido acetilsalicílico gasto para preparar a solução “A” de ácido acetilsalicílico é 0,39 g.

Cálculos relacionados com as titulações utilizando a solução “B” de ácido acetilsalicílico:

$$C(\text{NaOH}) = 0,1 \text{ mol dm}^{-3}$$

$$V(\text{C}_6\text{H}_4\text{COOHOCOCH}_3) = 20,00 \text{ cm}^3$$

Determinação do volume médio dos valores concordantes de NaOH gasto:

$$V(\text{NaOH gasto})_{\text{médio}} = \frac{V_1 + V_2 + V_3 + V_4 + V_5}{5} = \frac{4,10 + 4,10 + 4,10 + 4,10 + 4,10}{5} = 4,10 \text{ cm}^3$$

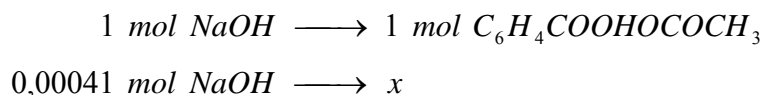
Determinou-se que o volume médio de NaOH gasto é 4,10 cm³.

Determinação da concentração de ácido acetilsalicílico:

$$V(\text{NaOH gasto}) = 4,10 \text{ cm}^3 \Leftrightarrow V(\text{NaOH gasto}) = 0,00410 \text{ dm}^3$$

$$C(\text{NaOH}) = \frac{n(\text{NaOH})}{V(\text{NaOH gasto})} \Leftrightarrow 0,1 = \frac{n(\text{NaOH})}{0,00410} \Leftrightarrow n(\text{NaOH}) = 0,1 \times 0,00410 \Leftrightarrow$$

$$\Leftrightarrow n(\text{NaOH}) = 0,00041 \text{ mol NaOH}$$



$$x = 0,00041 \text{ mol } C_6H_4COOHOCOCH_3$$

$$V(C_6H_4COOHOCOCH_3) = 20,00 \text{ cm}^3 \Leftrightarrow V(C_6H_4COOHOCOCH_3) = 0,020 \text{ dm}^3$$

$$C(C_6H_4COOHOCOCH_3) = \frac{n(C_6H_4COOHOCOCH_3)}{V(C_6H_4COOHOCOCH_3)} \Leftrightarrow$$

$$\Leftrightarrow C(C_6H_4COOHOCOCH_3) = \frac{0,00041}{0,020} \Leftrightarrow$$

$$\Leftrightarrow C(C_6H_4COOHOCOCH_3) = 0,021 \text{ mol dm}^{-3} \text{ NaOH}$$

Determinou-se que a concentração de ácido acetilsalicílico é 0,021 mol / dm³.

Determinação da massa de ácido acetilsalicílico existente em cada solução de ácido acetilsalicílico de 20 cm³:

$$M(C_6H_4COOHOCOCH_3) = 180,17 \text{ g/mol}$$

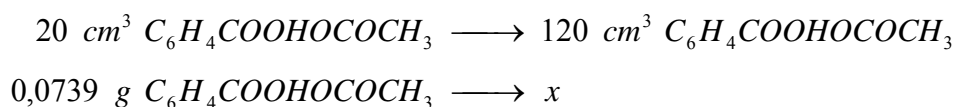
$$n(C_6H_4COOHOCOCH_3) = 0,00041 \text{ mol } C_6H_4COOHOCOCH_3$$

$$n(C_6H_4COOHOCOCH_3) = \frac{m(C_6H_4COOHOCOCH_3)}{M(C_6H_4COOHOCOCH_3)} \Leftrightarrow$$

$$\Leftrightarrow 0,00041 = \frac{m(C_6H_4COOHOCOCH_3)}{180,17} \Leftrightarrow m(C_6H_4COOHOCOCH_3) = 0,0739 \text{ g}$$

Determinou-se que a massa de ácido acetilsalicílico existente em cada solução de ácido acetilsalicílico de 20 cm³ é 0,0739 g.

Determinação da massa total de ácido acetilsalicílico gasto para preparar a solução “B” de ácido acetilsalicílico:



$$x = 0,44 \text{ g C}_6\text{H}_4\text{COOHOCOCH}_3$$

Determinou-se que a massa total de ácido acetilsalicílico gasto para preparar a solução “B” de ácido acetilsalicílico é 0,44 g.

Conclusões

Conclui-se que a reacção entre o hidróxido de sódio e o ácido acetilsalicílico, obtém-se acetilato de sódio e água.

Conclui-se também que o NaOH é uma base forte, e que o ácido acetilsalicílico é um ácido fraco e que é susceptível à reacção com a água.

Conclui-se também, que ao aumentar a temperatura durante uma reacção, aumenta a sua solubilidade na maioria dos casos. E que se não se aquecer ao preparar uma solução de ácido acetilsalicílico, a sua solubilidade é apenas de 0,25 g / 100 mL à temperatura ambiente.

Conclui-se que a fenolftaleína é incolor em soluções ácidas, e é violeta-avermelhada em soluções básicas ou alcalinas, e que o seu intervalo de pH em que ocorre a viragem da cor, varia entre 7,3 e 8,7. Enquanto que o tornesol é vermelho em soluções ácidas, e é azul em soluções básicas, e que o seu intervalo de pH em que ocorre a viragem da cor, varia entre 5,0-8,0. E que através de indicadores como a fenolftaleína e o tornesol, é possível observar a mudança de uma solução ácida para uma solução básica, ou ao contrário.

Através dos resultados obtidos nas experiências, conclui-se que através das titulações é possível calcular a concentração e a massa de um ácido (ou base), bastando para isso conhecer apenas o seu volume, e o volume a concentração de outra base (ou ácido, caso a concentração desconhecida for de uma base).

Conclui-se também que as titulações são muito precisas, dando na maioria das vezes valores concordantes utilizando as mesmas soluções, e que a determinação da massa é muito precisa.

Conclui-se que numa titulação envolvendo um ácido fraco e uma base forte, como foi o caso, o pH no ponto de equivalência é muito próximo de 7. E que o ponto de equivalência numa titulação é o ponto em que o número de ácido e da base se encontram nas proporções em que reagem.

Conclui-se ainda que, a concentração do ácido acetilsalicílico na solução “A” é $0,018 \text{ mol / dm}^3$, e que se gastou 0,39 g para preparar uma solução de 120 mL. Enquanto que a concentração do ácido acetilsalicílico na solução “B” é $0,021 \text{ mol / dm}^3$, e que se gastou 0,44 g para preparar uma solução de 120 mL.

Bibliografia

CHANG, Raymond – *Química*, Portugal, 5.^a ed., McGraw-Hill, 1994.

SIMÕES, Teresa; QUEIRÓS, Maria; SOMÕES, Maria – *Técnicas Laboratoriais de Química – Bloco I*, Porto, 1.^a ed., Porto Editora, 2000.

SIMÕES, Teresa; QUEIRÓS, Maria; SOMÕES, Maria – *Técnicas Laboratoriais de Química – Bloco II*, Porto, 1.^a ed., Porto Editora, 2001.

ROSENBERG, Jeromel; EPSTEIN, Lawrence – *Química Geral*, Portugal, 1.^a ed., McGraw-Hill, 2001.

Diciopédia 2004, Porto Editora, 2004.