

INSTITUTO POLITÉCNICO DE TOMAR
ESCOLA SUPERIOR DE TECNOLOGIA
Departamento de Engenharia Química e do Ambiente

QUÍMICA I (1º Ano 1º Semestre)

Trabalho Prático nº 2

Preparação e padronização de soluções

1. Introdução

Qualquer laboratório deve manter sempre armazenadas algumas das soluções mais utilizadas. Para preparar uma solução começa-se por calcular a quantidade de substância necessária, medindo a sua massa ou volume, consoante se trate de um sólido ou um líquido. De seguida, procede-se à sua dissolução, adicionando o soluto ao solvente, a agitando a solução até homogeneização. As soluções são geralmente preparadas em balões de diluição. Por vezes é necessário aquecer a solução. Quando isso acontece, o aquecimento é feito num gobelet e nunca no balão de diluição. Após arrefecimento a solução é então transferida para o balão. Após estas operações completa-se a adição de volume de solvente até à marca de referência do balão de diluição.

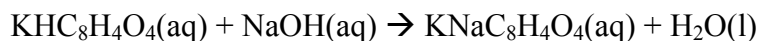
Algumas soluções podem ser preparadas pesando rigorosamente o composto correspondente, e dissolvendo-o no solvente, ficando imediatamente conhecida a sua concentração. Estas soluções são designadas soluções padrão. Um reagente adequado à preparação de uma solução padrão deve ser:

- i) Fácil de purificar e secar
- ii) Inalterável ao ar durante a pesagem (não higroscópico, não oxidável e não afectado pelo CO₂ atmosférico).
- iii) Prontamente solúvel
- iv) Possuir uma massa molar elevada (de modo a minimizar erros de pesagem)

São exemplos destas substâncias o carbonato de sódio, Na_2CO_3 , o hidrogenoftalato de potássio, $\text{KH}(\text{C}_8\text{H}_4\text{O}_4)$, o oxalato de sódio, $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$, o cloreto de potássio, KCl , o cloreto de sódio, NaCl e o óxido de arsénio III, As_2O_3 .

Quando os reagentes de partida não obedecem a estas condições, as soluções uma vez preparadas devem ser aferidas ou padronizadas, isto é, deve-se determinar a sua concentração rigorosa. O NaOH , por exemplo, em contacto com o dióxido de carbono atmosférico reage, formando-se o carbonato de sódio, o que altera a concentração de NaOH em solução. Estas soluções devem ser aferidas com padrões primários. Estes devem ser escolhidos de modo a reagirem de imediato e estequiometricamente com a solução a aferir.

Uma solução de NaOH pode ser aferida por titulação de uma solução contendo um ácido que constitui o padrão primário. O ácido geralmente utilizado é o hidrogenoftalato de potássio, KHP de forma abreviada. A reacção pode escrever-se:



A titulação realiza-se adicionando cuidadosamente a solução titulante, contida numa bureta, neste caso a solução de NaOH , a uma solução titulada, contida num Erlenmeyer, neste caso a solução de KHP. Durante a titulação, o pH da solução titulada vai variando, devido à reacção dos iões H^+ com os iões OH^- . A titulação prossegue até ao termo do ensaio, isto é, o ponto de equivalência, em que o ácido reagiu completamente com a base, neutralizando-a. Este ponto é geralmente detectado pela variação brusca da cor de um indicador ácido-base que é previamente adicionado à solução. Este indicador é uma substância, ácido ou base fracos, que apresenta cores distintas em meio ácido e em meio básico.

2. Procedimento experimental

2.1. Preparação de uma solução 0.1 M em HCl

Atenção: A manipulação do HCl concentrado deve ser feita numa *hotte* !

2.1.1. Determinar o volume de ácido clorídrico concentrado necessário para preparar 250 mL de uma solução de HCl 0.1 M.

2.1.2. Com uma pipeta, adicionar o volume de ácido concentrado a 100 mL de água contida num copo.

2.1.3. Transferir esta solução para um balão de diluição de 250 mL e agitar vigorosamente.

2.1.4. Completar o volume do balão com água, fechar hermeticamente e agitar. Identificar o balão com o nome da solução, a concentração, o grupo de trabalho e a data de preparação.

2.2. Preparação de uma solução aquosa de NaCl

2.2.1. Calcular a massa de NaCl necessária para preparar:

- i) 250 mL de uma solução 1.0 M
- ii) 100 mL de uma solução 1.5 M
- iii) 50 mL de uma solução 2.0 M

2.2.2. Preparar uma das soluções anteriores.

2.3. Preparação de uma solução de NaOH 0.1 M.

2.3.1. Calcular a massa de NaOH necessária à preparação de 250 mL de uma solução de NaOH 0.1 M.

2.3.2. Pesar cerca de 1 g de NaOH num vidro de relógio.

2.3.2. Transferir para um gobelet e dissolver completamente o NaOH em água destilada.

2.3.3. Transferir a solução para um balão de diluição de 250 mL, e adicionar água destilada até à marca, tendo o cuidado de homogeneizar a solução.

2.3.4. Pesar rigorosamente, na balança analítica, cerca de 0.3 g de KHP p.a.

2.3.5. Dissolver o KHP num erlenmeyer com aproximadamente 75 mL de água destilada, e juntar 3 gotas de indicador (fenolftaleína).

2.3.6. Preparar a bureta para medir volumes de NaOH.

2.3.7. Titular a solução de KHP até viragem do indicador.

2.3.8. Repetir a operação de aferição.

2.3.9. Efectuar os cálculos e determinar a concentração exacta da solução de NaOH preparada.

2.3.10. Guardar o resto da solução num frasco de polietileno para posterior utilização (colocar rótulo adequado)

3. Registo dos resultados e cálculos

- volume de HCl concentrado:

- concentração da solução de HCl :

- massa de cloreto de sódio:.....

- concentração da solução de NaCl:.....

- massa de NaOH:

- massa de KHP: ensaio 1:

ensaio 2:

- volume de solução de NaOH consumido: ensaio 1:.....

Ensaio 2:

- concentração da solução de NaOH (média):.....

4. Questões pós-laboratoriais

4.1. Explique a necessidade de padronizar a solução de NaOH

4.2. Explique porque motivo utiliza uma bureta na titulação, e não uma pipeta.

4.3. Determinar o volume de ácido clorídrico concentrado necessário para preparar 100 mL de uma solução 0.2 M deste ácido.

5. Bibliografia

- 5.1. Chang, R., *Química*, 5ªed., McGraw-Hill, Lisboa, 1995
- 5.2. Olmsted e Williams, *Chemistry – The Molecular Science*, Mosby, St Louis, 1994