



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 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:

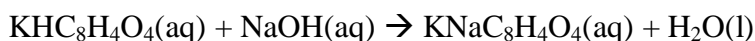
- i) Fácil de purificar e secar.

- 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, Na₂CO₃, o hidrogenoftalato de potássio, KH(C₈H₄O₄), o oxalato de sódio, Na₂C₂O₄, o cloreto de potássio, KCl, o cloreto de sódio, NaCl e o óxido de arsénio (III), As₂O₃.

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 0.2 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 0.2 M.

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

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

2.1.4. Completar o volume do balão com água, fechar hermeticamente e agitar.

2.1.5. Identificar o balão com o nome da solução, a concentração, o grupo de trabalho e a data.

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 e aferição 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.

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

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

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

- 2.3.6. Dissolver o KHP num erlenmeyer com aproximadamente 75 mL de água destilada, e juntar 3 gotas de indicador (fenolftaleína).
- 2.3.7. Preparar a bureta para medir volumes de NaOH.
- 2.3.8. Titular a solução de KHP até viragem do indicador.
- 2.3.9. Repetir a operação de aferição.
- 2.3.10. Efectuar os cálculos e determinar a concentração exacta da solução de NaOH preparada.
- 2.3.11. Guardar o resto da solução num frasco de polietileno para posterior utilização (colocar rótulo adequado)

3. Bibliografia

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

4. *Registo dos Resultados*

Turma: Grupo: Data://

Demonstração de cálculos HCl:

- Volume de HCl concentrado:
- Concentração da solução de HCl :

Demonstração de cálculos NaCl:

- Massa de cloreto de sódio:.....
- Concentração da solução de NaCl:.....

Demonstração de cálculos NaOH:

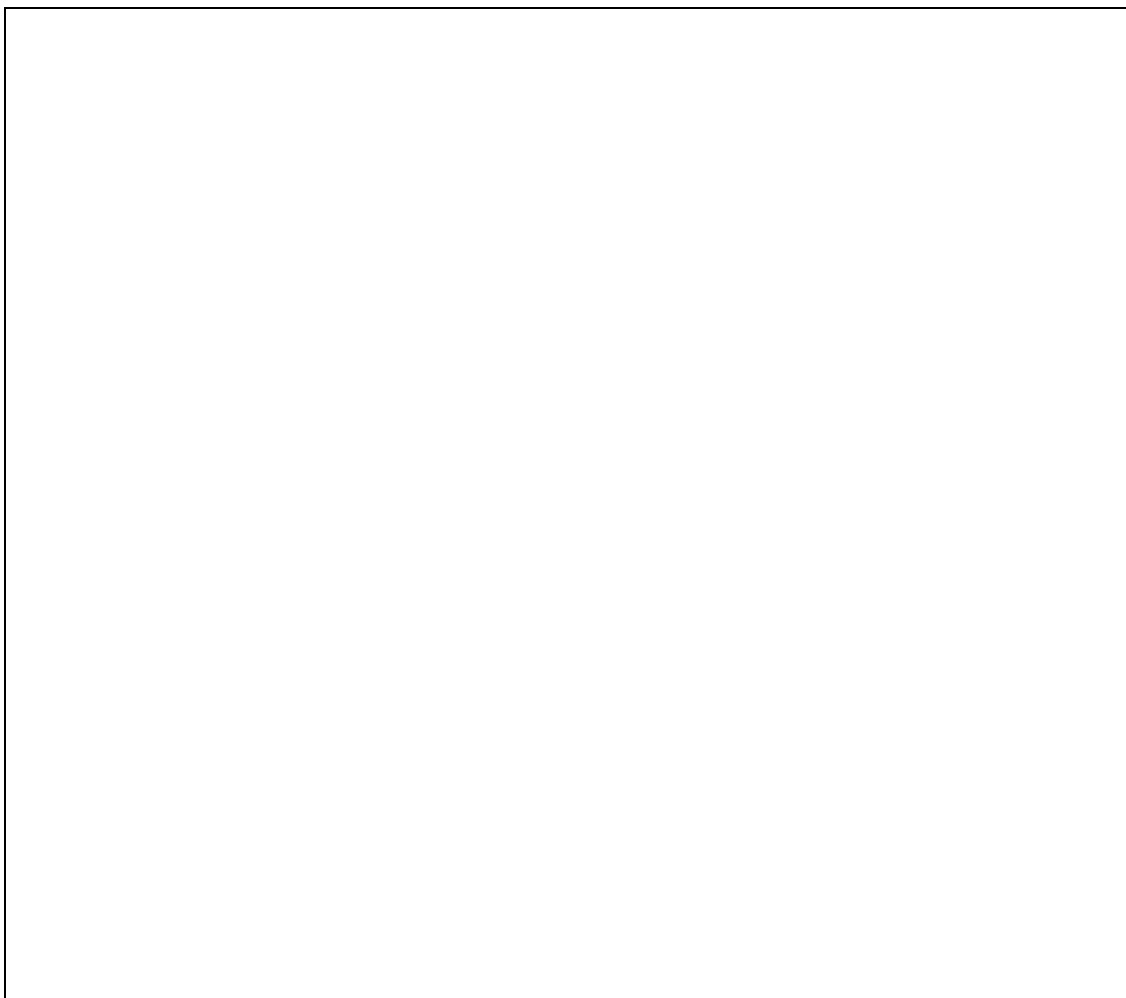
- Massa de NaOH:

Demonstração de cálculos NaOH (aferição):

- Massa de KHP: ensaio 1:
- ensaio 2:

- Volume de solução de NaOH consumido: ensaio 1:.....
- ensaio 2:

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



5. Questões pós-laboratoriais

- 5.1. Explique a necessidade de padronizar a solução de NaOH.
- 5.2. Explique porque motivo utiliza uma bureta na titulação, e não uma pipeta.
- 5.3. Determinar o volume de ácido clorídrico concentrado necessário para preparar 100 mL de uma solução 0.5 M deste ácido.