

## Química Geral Experimental – segundo semestre de 2016

### Experimento 09 – Medidas de pH e uso de indicadores

#### 1. INTRODUÇÃO

Neste experimento você medirá valores de pH de várias soluções aquosas, utilizando indicadores e um instrumento denominado pHmetro.

A medida do pH de uma solução é o processo mais comum para se determinar a acidez ou basicidade de um meio aquoso, mas o conceito de pH não é tão simples como parece. O pH pode ser definido como  $-\log(a_{H^+})$ , ou seja, o pH é inversamente proporcional à atividade dos íons hidrogênio. A atividade é o teor de íons  $H^+$  efetivamente dissociados. Porém, em soluções diluídas ( $\approx 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$  ou menos) pode-se considerar a atividade aproximadamente igual à concentração de  $H^+$ . Portanto, a definição fica, aproximadamente, como:  $pH = -\log [H^+]$ . Teoricamente, a escala útil de pH em solução aquosa é de 1 a 14.

#### 2. PRÉ-EXERCÍCIOS DE LABORATÓRIO (PEL)

- Calcule, usando regra de três, o volume necessário de uma solução de HCl 0,100 mol/L para preparar, por diluição, 100,0 mL de uma solução 0,0100 mol/L;
- Calcule, usando regra de três, o volume necessário de uma solução de HCl 0,0100 mol/L para preparar, por diluição, 100,0 mL de uma solução 0,00100 mol/L;
- Calcule, usando regra de três, o volume necessário de uma solução de HCl 0,00100 mol/L para preparar, por diluição, 100,0 mL de uma solução 0,000100 mol/L;
- Calcule, usando regra de três, o volume necessário de uma solução de NaOH 0,100 mol/L para preparar, por diluição, 100,0 mL de uma solução 0,0100 mol/L;
- Calcule, usando regra de três, o volume necessário de uma solução de NaOH 0,0100 mol/L para preparar, por diluição, 100,0 mL de uma solução 0,00100 mol/L;
- Calcule, usando regra de três, o volume necessário de uma solução de NaOH 0,00100 mol/L para preparar, por diluição, 100,0 mL de uma solução 0,000100 mol/L;
- Calcule o pH de todas as soluções propostas nos itens *a* até *f*, inclusive da solução de HCl 0,100 mol/L e da solução de NaOH 0,100 mol/L;
- Calcule, usando regra de três, o volume necessário para preparar 100,0 mL de uma solução 0,100 mol/L de ácido acético por diluição de uma solução 1,00 mol/L.
- Consulte as faixas de pH de viragem e as respectivas cores dos indicadores usados neste experimento (Referência 1) e descreva brevemente para que serve os indicadores em solução e como tiras de papel.
- Prepare uma tabela para anotar seus dados e outra para entregar no final da aula de laboratório.**
- Não se esqueça de postar no Stoa as respostas desses Pré-Exercícios de Laboratório (com a indicação de todos os cálculos realizados), o fluxograma do experimento e a tabela construída a partir das FISPQ dos reagentes.

#### 3. OBJETIVOS DO EXPERIMENTO

Ao final do experimento, o aluno deverá ser capaz de:

- Medir o pH de soluções utilizando indicadores visuais ácido-base, papel indicador universal e pHmetro;

- Comparar os processos de medida de pH;
- Comparar a acidez ou a alcalinidade de diferentes soluções cotidianas.

#### 4. PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

##### 4.1 Preparação de soluções

- Prepare 100,0 mL de uma solução 0,0100 mol/L de HCl por diluição de uma solução de HCl 0,100 mol/L.
- Prepare 100,0 mL de uma solução 0,00100 mol/L de HCl por diluição de uma solução de HCl 0,0100 mol/L.
- Prepare 100,0 mL de uma solução 0,000100 mol/L de HCl por diluição de uma solução de HCl 0,00100 mol/L.
- Prepare 100,0 mL de uma solução 0,0100 mol/L de NaOH por diluição de uma solução de NaOH 0,100 mol/L.
- Prepare 100,0 mL de uma solução 0,00100 mol/L de NaOH por diluição de uma solução de NaOH 0,0100 mol/L.
- Prepare 100,0 mL de uma solução 0,000100 mol/L de NaOH por diluição de uma solução de NaOH 0,00100 mol/L.
- Prepare, em um tubo de ensaio, 2 mL de uma solução 0,3 mol/L de HCl partindo de uma solução de HCl 6 mol/L, utilize pipeta Pasteur (20 gotas = 1,0 mL).
- Prepare 100,0 mL de uma solução 0,100 mol/L de ácido acético por diluição de uma solução 1,00 mol/L.

##### 4.2 Indicador de repolho roxo

- Coe a amostra de repolho roxo (preparada pelos técnicos) utilizando um funil de vidro e papel de filtro, recolhendo o filtrado em um béquer;
- Transfira o extrato obtido para um frasco com conta-gotas e rotule.

##### 4.3 Soluções de pH conhecido e indicadores

###### a) Violeta de metila

- Coloque, **em ordem crescente de pH**, 5 mL de cada uma das soluções preparadas no item 4.1, 5 mL da solução de HCl 0,100 mol/L e 5 mL da solução de NaOH 0,100 mol/L, em 8 tubos de ensaio limpos, sendo os tubos identificados com números de 1v a 8v.
- Adicione em cada um desses tubos de ensaio uma gota do indicador violeta de metila. Observe as cores e separe.

###### b) Alaranjado de metila

- Coloque, **em ordem crescente de pH**, 5 mL de cada uma das soluções preparadas no item 4.1, 5 mL da solução de HCl 0,100 mol/L e 5 mL da solução de NaOH 0,100 mol/L, em 8 tubos de ensaio limpos, sendo os tubos identificados com números de 1am a 8am.
- Adicione em cada um desses tubos de ensaio uma gota do indicador alaranjado de metila. Observe as cores e separe.

###### c) Azul de bromotimol

- Coloque, **em ordem crescente de pH**, 5 mL de cada uma das soluções preparadas no item 4.1, 5 mL da solução de HCl 0,100 mol/L e 5 mL da solução de NaOH 0,100 mol/L, em 8 tubos de ensaio limpos, sendo os tubos identificados com números de 1ab a 8ab.
- Adicione em cada um desses tubos de ensaio uma gota do indicador azul de bromotimol. Observe as cores e separe.

**d) Fenolftaleína**

- i) Coloque, **em ordem crescente de pH**, 5 mL de cada uma das soluções preparadas no item 4.1, 5 mL da solução de HCl 0,100 mol/L e 5 mL da solução de NaOH 0,100 mol/L, em 8 tubos de ensaio limpos, sendo os tubos identificados com números de 1f a 8f.
- ii) Adicione em cada um desses tubos de ensaio uma gota do indicador fenolftaleína. Observe as cores e separe.

**e) Extrato de repolho roxo**

- i) Coloque, **em ordem crescente de pH**, 5 mL de cada uma das soluções preparadas no item 4.1, 5 mL da solução de HCl 0,100 mol/L e 5 mL da solução de NaOH 0,100 mol/L, em 8 tubos de ensaio limpos, sendo os tubos identificados com números de 1r a 8r.
- ii) Adicione em cada um desses tubos de ensaio uma gota do indicador extrato de repolho roxo. Observe as cores e separe.

**f) Preparação de tiras de papel de violeta de metila.**

Umedecer papéis de filtro sobre uma bandeja de plástico com solução alcoólica a 1% de violeta de metila. Após a secagem em 24 h cortar em tiras para uso.

**4.4 Medida do pH de soluções****4.4.1 Utilizando tiras de papel indicador violeta de metila**

Verifique a mudança de cor das tiras de papel indicador violeta de metila (preparadas previamente) umedecidas com: a) uma solução 0,3 mol/L de HCl (preparada no item 4.1.g), b) uma solução 0,100 mol/L de HCl e c) uma solução 0,100 mol/L de NaOH. Para isto, introduza um bastão de vidro limpo na solução em estudo, colocando a seguir a extremidade do bastão em contato com uma pequena tira do papel indicador.

**4.4.2 Utilizando papel indicador universal**

Determine o pH da solução de ácido acético (preparada no item 4.1.h) utilizando papel indicador universal. Para isto, introduza um bastão de vidro limpo na solução, colocando a seguir a extremidade do bastão em contato com uma pequena tira de papel indicador. Verifique a cor produzida e o pH correspondente, comparando com a tabela de cores da embalagem do papel.

**4.4.3 Utilizando indicadores**

Pegue alíquotas de 5 mL da solução de ácido acético (preparada no item 4.1.h) e coloque em cinco tubos de ensaio.

Adicione em cada tubo uma gota de cada um dos indicadores usados anteriormente no item 4.3. Estime o pH por comparação com as cores das baterias das soluções de referência.

**4.4.4 Utilizando um pHmetro**

Meça o pH dessa mesma solução utilizando um pHmetro, conforme instruções a seguir.

**Calibração e uso do pHmetro**

O uso de um medidor de pH (pHmetro) requer sua calibração prévia. A calibração deve ser feita com pelo menos duas soluções tampão (padrões).

- a) Retire a ponta protetora do sensor de pH (bulbo) do eletrodo de vidro. Com o auxílio de uma pisseta, lave-o bem e descarte a água de lavagem em um béquer ou em outro recipiente apropriado.
- b) Enxugue cuidadosamente o sensor. Utilize um lenço de papel macio para isso (Cuidado: nunca fricção o bulbo do eletrodo).

c) Introduza o eletrodo em cerca de 70-80 mL da solução tampão padrão (contida em um béquer de cerca de 100 mL, previamente limpo e seco) de pH ao redor de 7,00 (exatamente conhecido). Leia o valor do pH sem agitação, após cerca de 15-20 s em repouso.

ATENÇÃO: O eletrodo de vidro deve ser mergulhado de tal maneira que tanto o bulbo como a junção líquida (pequeno furo capilar localizado acima do bulbo) fiquem imersos na solução.

d) Ajuste o controle "slope" a 100%, exatamente. Leia o pH do tampão. Se for diferente do valor padrão, ajuste-o com o botão "calibrate" até a leitura correta do pH do padrão utilizado.

e) Lave e seque o eletrodo como mencionado anteriormente e repita o procedimento usando um tampão com valor de pH próximo de 4,00 (se as medidas a serem feitas estiverem na faixa ácida de pH) ou um tampão com valor de pH próximo de 9,00 (se as leituras a serem feitas estiverem situadas na região alcalina de pH). Leia o pH do tampão.

f) Se o pH não for exatamente o valor do padrão (cerca de 7,00 ou 9,00) ajuste o controle "slope" até ler exatamente o valor de pH do tampão. Depois disto, o pHmetro está calibrado para as leituras subseqüentes.

Depois de calibrar o pHmetro, mergulhe o eletrodo limpo e seco na solução de ácido acético que deverá estar contida num pequeno béquer. Agite suavemente e aguarde 15-20 segundos para a estabilização da medida, anotando o valor em seguida. Remova o eletrodo da solução, descarte a solução em recipiente apropriado e efetue a adequada limpeza do eletrodo antes de efetuar a próxima análise.

Entre as medidas, é importante manter o eletrodo imerso na solução de descanso (solução de KCl 3 mol L<sup>-1</sup>) e o pHmetro em standby.

**Se houver tempo, repita o mesmo procedimento dos itens 4.4.1 a 4.4.4 com a base hidróxido de amônio 0,1 mol/L.**

#### **Referências bibliográficas**

CONSTANTINO, M. G.; SILVA, G. V. J.; DONATE, P. M. Fundamentos de Química Experimental. Capítulo 6. São Paulo: EDUSP, 2004.

MAHAN, B. M.; MYERS, R. J. Química: um curso universitário, trad. 4ª Ed. americana. São Paulo: Edgard Blücher, 1995.