



Experimento Simples e Rápido Ilustrando a Hidrólise de Sais

Orlando Fatibello-Filho, Lúcia Daniela Wolf, Mônica Helena M.T. Assumpção e Oldair D. Leite

Neste artigo é proposto um experimento simples realizado com material de fácil aquisição para ilustrar as reações de hidrólise de cátions e ânions. São empregadas algumas soluções salinas, sendo a mudança de pH dessas soluções visualizada com um indicador universal de pH extraído do repolho roxo. O experimento permite assimilar os conceitos e/ou conteúdos envolvidos nas reações de hidrólise de sais ácidos, básicos e/ou neutros, bem como calcular o pH final dessas soluções salinas e relacioná-lo à mudança de cor do(s) indicador(es) de pH.

► hidrólise, sais ácidos, sais básicos, sais neutros, cálculo de pH ◀

Recebido em 28/3/05, aceito em 2/6/06

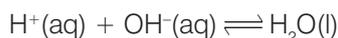
Em 1908, N. Bjerrum, em sua tese de doutorado, trabalhando com sais de crômio(III), empregou pela primeira vez o conceito de hidrólise de um cátion (Baes-Jr. e Mesmer, 1976). Hoje, a palavra hidrólise é aplicada para as reações químicas envolvendo um cátion, um ânion ou ambos e água. A hidrólise é distinta da solvatação. Na solvatação, as moléculas de água se associam aos íons em solução, formando camadas de hidratação ao redor do íon central. Por outro lado, na hidrólise há reação química entre a espécie (cátion, ânion ou ambos) e a água, havendo assim quebra de ligações covalentes na molécula de água, enquanto na solvatação isso não acontece.

No ensino de conceitos de hidratação e hidrólise, muitas vezes os estudantes não conseguem distinguir esses dois processos. Também não entendem e ficam surpresos quando cátions metálicos em água se hidrolisam formando hidróxidos e óxidos e, freqüentemente, as soluções resul-

tantes são ácidas. Ademais, em muitas oportunidades os estudantes não conseguem entender que cátions distintos ou cátions de um mesmo elemento, mas com estados de oxidação diferentes, possuem reatividades distintas com a água, ou seja, possuem graus de hidrólise diferenciados.

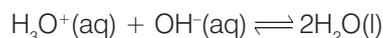
Sais neutros, ácidos e básicos (Russel, 1994)

Um sal é formado em uma reação entre um ácido e uma base (reação de neutralização). Um sal neutro é formado quando um ácido forte (HCl, HNO₃, HClO₄, H₂SO₄ - primeiro hidrogênio - etc.) é neutralizado com uma base forte (LiOH, NaOH, KOH, CsOH etc.) na reação:



ou

Na hidrólise há reação química entre a espécie (cátion, ânion ou ambos) e a água, havendo assim quebra de ligações covalentes na molécula de água, enquanto na solvatação isso não acontece



Nesse equilíbrio, por exemplo, o cátion hidrônio, H₃O⁺(aq), representa a espécie (H₃O.nH₂O)⁺, onde n é o número de moléculas de água solvatando o cátion hidrônio. Cabe lembrar que a força de um ácido ou de uma base está relacionada com o grau de dissociação (ou ionização). Nesse caso, tanto os ácidos quanto as bases se dissociam completamente (a ionização do ácido é completa). Assim, os sais produ-

zidos nessas reações de neutralização (a saber: LiCl, LiNO₃, LiClO₄, NaCl, LiNO₃, NaClO₄, KCl e assim por diante) são sais neutros e quando esses sais são adicionados à água não sofrem hi-

drólise, mantendo desta maneira o pH da água inalterado. Se a água empregada é pura, o pH irá se manter em um valor igual a 7,00 a 25 °C (solução salina neutra).

Um sal ácido é formado em uma reação de um ácido forte (HCl, HNO₃, HClO₄ etc.) com uma base fraca (NH₃,

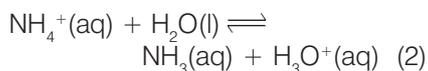
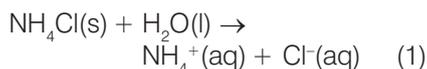
A seção "Experimentação no ensino de Química" descreve experimentos cuja implementação e interpretação contribuem para a construção de conceitos científicos por parte dos alunos. Os materiais e reagentes usados são facilmente encontráveis, permitindo a realização dos experimentos em qualquer escola. Neste número a seção apresenta quatro artigos.

$C_6H_5NH_2$ - anilina - etc.). Desta maneira, quando os sais NH_4Cl , NH_4NO_3 , $C_6H_5NH_3Cl$ etc. são adicionados à água, há hidrólise do cátion desses sais (cátion oriundo de uma base fraca) gerando íons $H_3O^+(aq)$, tornando assim a solução ácida ($pH < 7$). Por outro lado, quando o sal é formado na reação de uma base forte ($NaOH$, $LiOH$, KOH etc.) com um ácido fraco (CH_3COOH , HF , HCN etc.), esse sal terá um caráter básico. Assim, por exemplo, o acetato de sódio ($NaOOCCH_3$) em água produz íons hidroxilas, tornando o $pH > 7$ (solução básica). Nesse caso, o ânion acetato (CH_3COO^-) se hidrolisa formando o ácido acético e íons OH^- , tornando a solução básica.

Finalmente, o pH da solução salina do sal formado na reação entre ácido fraco (CH_3COOH , HF , HCN etc.) e base fraca (NH_3 , $C_6H_5NH_2$ - anilina - etc.) dependerá da força relativa do par ácido-base conjugado do sal (teoria protônica de Lowry-Brønsted). Dessa maneira, a solução salina poderá ser neutra (quando $K_a = K_b$: a ionização do ácido ou da base que originaram o sal é a mesma), ácida (quando $K_a > K_b$: a ionização do ácido é maior que a ionização da base que originaram o sal) ou básica (quando $K_a < K_b$: caso contrário ao anterior). No cálculo da constante de hidrólise (K_h), que será discutido a seguir, esses conceitos serão abordados.

Hidrólise de sais ácidos

Como apresentado, todo sal formado na reação de um ácido forte com uma base fraca é um sal ácido. Por exemplo, o cloreto de amônio, $NH_4Cl(s)$, ao ser adicionado à água, dissocia-se totalmente (100% de dissociação ou ionização) em $NH_4^+(aq)$ e $Cl^-(aq)$ (Eq. 1). O íon $NH_4^+(aq)$ reage então com a água (sofre hidrólise), como mostrado na Eq. 2, enquanto o ânion cloreto ($Cl^-(aq)$) permanece inalterado, uma vez que originalmente é oriundo de um ácido forte (HCl).



O cátion amônio ou cátions metálicos em solução aquosa se comportam como ácidos de Lewis (espécies capazes de receber par de elétrons). A carga positiva sobre o cátion hidratado atrai a densidade eletrônica da ligação O-H na molécula de água (Figura 1). Assim, quanto maior a densidade de carga do cátion metálico, maior será a polaridade da ligação covalente entre o átomo de oxigênio e o átomo de hidrogênio na molécula de água que está hidratando o cátion metálico, aumentando a acidez do átomo de H (maior $\delta+$), facilitando dessa maneira o rompimento da ligação O-H. Quando há o rompimento dessa ligação, um próton hidratado (íon hidroxônio ou hidrônio: $H_3O^+(aq)$) é formado, produzindo uma solução ácida. A Figura 1 apresenta um esquema da primeira etapa da reação de hidrólise de um cátion, $M^{n+}(aq)$. Os cátions de maior valência e menor volume iônico (de maior densidade iônica, como Th^{4+} , Sb^{3+} , Fe^{3+} , Al^{3+} etc.) irão se hidrolisar com maior intensidade formando hidróxidos e óxidos desses cátions, liberando uma maior concentração de íons $H_3O^+(aq)$, tornando assim a solução mais ácida (menor valor de pH). Um prognóstico do grau de hidrólise de cátions metálicos pode ser feito calculando-se o parâmetro eletrostático ζ , $\zeta = Z^2/r$, onde Z é a carga do cátion e r o raio iônico em picômetros ($1 \text{ pm} = 10^{-12} \text{ m}$) (Wulfsberg, 1987). Por exemplo, para o Na^+ , tem-se $Z = +1$ e $r = 95 \text{ pm}$; assim $\zeta = (+1)^2/95 = 0,011$. Para o Ca^{2+} , $\zeta = (+2)^2/99 = 0,040$; para o Fe^{2+} , $\zeta = (+2)^2/76 = 0,053$, Fe^{3+} , $\zeta = (+3)^2/64 = 0,14$ e para o Al^{3+} , $\zeta = (+3)^2/50 = 0,18$. Assim, quanto maior o valor de ζ , maior será o grau de hidrólise da espécie metálica. No

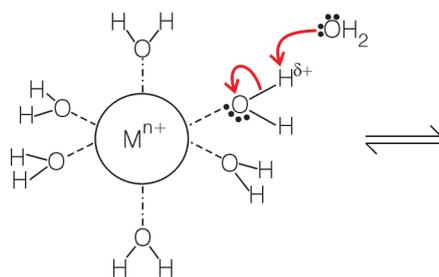


Figura 1: Esquema da primeira etapa da reação de hidrólise de um cátion, $M^{n+}(aq)$.

caso do ferro(II) e ferro(III), esse último cátion metálico irá se hidrolisar com maior eficiência. Baseada nesse parâmetro, na Tabela 1 é apresentada uma relação entre ζ e a acidez de cátions metálicos. Como pode ser observado nessa tabela, quanto maior o valor de ζ , maior será a acidez do cátion metálico ou maior será o grau de hidrólise desta espécie.

Para ilustrar quantitativamente o equilíbrio de hidrólise de um sal ácido, calcular-se-á o pH de uma solução de NH_4Cl $0,5 \text{ mol L}^{-1}$. Como pode ser observado na Eq. 2, o cátion amônio se hidrolisa formando a amônia e o íon hidrônio. Após o estabelecimento do equilíbrio químico, tem-se:

$$K_h = \frac{[NH_3][H_3O^+]}{[NH_4^+]} \quad (3)$$

onde K_h é a constante de hidrólise (ou constante hidrolítica) e na qual a concentração da água foi incorporada no seu valor. Os valores das constantes de hidrólise são raramente fornecidos em livros e/ou tabelas, uma vez que são facilmente calculados. Multiplicando-se o numerador e o denominador da Eq. 3 por $[OH^-]$, obtém-se:

$$K_h = \frac{[NH_3][H_3O^+]}{[NH_4^+]} \times \frac{[OH^-]}{[OH^-]} \quad (4)$$

Rearranjando-se a Eq. 4, tem-se:

$$K_h = [H_3O^+][OH^-] \times \frac{[NH_3]}{[NH_4^+][OH^-]}$$

ou

$$K_h = K_w \times \frac{1}{K_b} = \frac{K_w}{K_b} \quad (5)$$

Considerando-se que K_w é a constante de auto-ionização da água (igual a $1,0 \times 10^{-14} \text{ mol}^2/L^2$, a $25^\circ C$) e que K_b é a constante de dissociação

Tabela 1: Acidez de cátions metálicos.

$\zeta = Z^2/r$	Categoria	Exemplos
< 0,01	Cátions não ácidos ou neutros	Maioria dos cátions +1 do bloco s da tabela periódica
0,01 - 0,04	Cátions neutros e/ou ligeiramente ácidos	Maioria dos cátions +2 dos blocos s e f da tabela periódica
0,04 - 0,10	Cátions fracamente ácidos	Todos os cátions +3 do bloco f e maioria dos cátions +2 do bloco d
0,10 - 0,16	Cátions moderadamente ácidos	Maioria dos cátions +4 do bloco f e maioria dos cátions +3 do bloco d
0,16 - 0,22	Cátions fortemente ácidos	Th ⁴⁺
> 0,22	Cátions extremamente ácidos	Cátions dos-não metais. Essa seria uma maneira de distinguir um cátion de um metal de um não-metal. Por exemplo, C ⁴⁺ não existe como tal em água

da base fraca formada na hidrólise ($K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$, a 25 °C), calcula-se então a constante de hidrólise:

$$K_h = \frac{1,0 \times 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{L}^2}{1,8 \times 10^{-5} \text{ mol/L}} = 5,6 \times 10^{-10} \text{ mol/L}$$

Se x é a quantidade de matéria de NH_4^+ que se hidrolisa por litro (concentração), tem-se que:

$$[\text{NH}_3] = [\text{H}_3\text{O}^+] = x \text{ mol/L}$$

e

$$[\text{NH}_4^+] = (0,5 - x) \text{ mol/L}$$

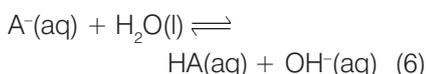
Substituindo-se esses valores de concentração e também o valor numérico de K_h na Eq. 3, obtém-se:

$$K_h = 5,6 \times 10^{-10} \text{ mol/L} = \frac{x^2 \text{ mol}^2/\text{L}^2}{[(0,5 - x) \text{ mol/L}]}$$

Como x é muito menor do que 0,5 ($x \ll 0,5$), tem-se que $0,5 - x \approx 0,5$. Assim, o valor de $x = (5,6 \times 10^{-10} \times 0,5)^{1/2} = 1,67 \times 10^{-5}$. Ou seja, $[\text{NH}_3] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,67 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$ e, portanto, o pH ($\text{pH} = -\log \{[\text{H}_3\text{O}^+]/(\text{mol/L})\}$) da solução é 4,78.

Hidrólise de sais básicos

A hidrólise de um ânion pode ser representada como



Desta forma, $\text{A}^-(\text{aq})$ remove prótons das moléculas de água formando um ácido fraco $\text{HA}(\text{aq})$ e íons hidroxilas hidratados ($\text{OH}^-(\text{aq})$), tornando assim a solução básica ($\text{pH} > 7$). Na condi-

ção de equilíbrio, a constante de hidrólise pode ser escrita como

$$K_h = \frac{K_w}{K_a} = \frac{[\text{HA}][\text{OH}^-]}{[\text{A}^-]} \quad (7)$$

onde o valor de K_h pode ser determinado empregando-se a K_w da água e a constante de dissociação do ácido fraco formado (K_a).

Considerando-se uma solução de acetato de sódio (CH_3COONa) 0,5 mol/L, após a dissociação desse sal e a hidrólise do ânion acetato, o pH da solução final será igual a 9,22. Seria interessante o leitor efetuar os cálculos correspondentes e chegar no valor de pH supramencionado, considerando que K_a do ácido acético é igual a $1,8 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$.

Cabe enfatizar que as previsões nem sempre são verificadas experimentalmente. Por exemplo, a solução de fosfato de potássio é muito básica, a de monodrogenofosfato é levemente básica, mas a de diidrogenofosfato de potássio é ácida e o pH está entre 4,4 a 4,7, dependendo da concentração inicial desse sal.

Material e reagentes

- 14 béqueres de 10 mL ou tubos de ensaio
- 1 frasco conta-gotas de 50 mL
- 1 béquer de 250 mL
- 1 balão volumétrico de 50 mL
- 1 bico de Bunsen (ou lamparina a álcool)
- 1 coador de chá
- 1 pipeta volumétrica de 5 mL ou tubo de ensaio calibrado

- 1 pipeta graduada de 10 mL ou tubo de ensaio calibrado
- Ácido clorídrico (ou ácido muriático)
- Hidróxido de sódio (ou soda cáustica)
- Nitrato de sódio
- Cloreto de amônio
- Acetato de sódio
- Bicarbonato de sódio
- Repolho roxo
- Água destilada

Procedimento

O extrato do repolho roxo, empregado como indicador universal de pH, foi preparado como descrito na literatura (GEPEQ, 1995), com ligeira modificação. Uma massa de 30 g de repolho roxo, picado em pequenos pedaços, foi colocada no béquer de 250 mL contendo 100 mL de água destilada, sendo então aquecido até fervura. A água foi mantida em ebulição até o volume ser reduzido para 30-40 mL. Após esfriamento da solução, a mesma foi coada com um coador de chá, sendo então armazenada em um frasco conta-gotas em geladeira a 4-6 °C.

Soluções de ácido clorídrico 0,1 mol/L e de hidróxido de sódio 0,1 mol/L previamente padronizadas (Vogel, 2000) foram empregadas como soluções estoques. Diluições sucessivas dessas soluções forneceram as soluções padrão com concentração hidrogeniônica conhecida (ou valores de pH conhecidos). Alíquotas de 5 mL dessas soluções foram diluídas separadamente em balão volumétrico de 50 mL. No lugar de balão volumétrico, tubo de ensaio calibrado nesse volume poderá ser empregado. A calibração do tubo de ensaio pode ser implementada, adicionando-se um volume de 50 mL de água no mesmo, seguida de marcação com uma caneta ou fita adesiva da altura da coluna d'água na parede externa do tubo. Outra possibilidade é adicionar a massa de água correspondente ao volume de 50 mL no tubo, utilizando-se a densidade da água na temperatura de trabalho. Assim, as soluções de HCl nas concentrações de 10^{-1} , 10^{-3} , 10^{-5} e 10^{-7} mol/L forneceram os padrões de pH na região ácida (valores de pH iguais a 1, 3

e 5, respectivamente) e neutra (pH = 7); as soluções de NaOH, nas concentrações de 10^{-5} , 10^{-3} , 10^{-2} e 10^{-1} mol L⁻¹, forneceram os padrões de pH na região básica (valores de pH iguais a 9, 11, 12 e 13, respectivamente).

Os béqueres foram identificados com os valores de pH de 1 a 13 (escala padrão de pH). Também foram identificados aqueles que foram empregados na demonstração da hidrólise de sais ácidos e básicos: H₂O, KCl, NaNO₃, NH₄Cl, NaOOCCH₃ (NaAc) e NaHCO₃, como mostrado na Figura 2. Em cada um dos béqueres foram colocados 9,0 mL de solução padrão de ácido clorídrico (pH 1-7) ou solução padrão de base (pH 9-13) e nos demais béqueres 9,0 mL de água destilada. As massas de 0,37 g de KCl, 0,42 g de NaNO₃, 0,27 g de NH₄Cl, 0,68 g de NaOOCCH₃·3H₂O e 0,42 g de NaHCO₃ foram adicionadas nos béqueres e dissolvidas. Em seguida, 20 gotas (≈ 1 mL) da solução de extrato de repolho roxo foram adicionadas em cada um dos béqueres. Após agitação com um bastão de vidro, as cores produzidas em cada um dos béqueres puderam ser comparadas.

Discussão do experimento

O experimento proposto envolve o conceito de preparo, padronização e diluição de soluções ácidas e básicas (Vogel, 2000), além do emprego de extrato de repolho roxo como indicador universal de pH (GEPEQ, 1995). Ademais, o objetivo do presente estudo foi ilustrar as reações de hidrólise de cátions e ânions por

meio de experimento simples, rápido, de baixo custo e que permite também comparar os valores de pH obtidos nas soluções salinas com os valores de pH dos padrões de ácido ou base (escala padrão de pH). Antes da apresentação do experimento pelo professor, este poderá discutir com os estudantes os conceitos de solvatação, hidrólise e equilíbrio de hidrólise de sais ácidos e básicos. Uma vez conhecido o pH das soluções dos diversos sais empregados no experimento, o aluno terá condições de comparar o valor calculado de pH com aquele obtido experimentalmente (ver Figura 2). Outra estratégia de ensino seria executar os experimentos de hidrólise dos sais, determinar os valores de pH das soluções e propor aos alunos discutir os resultados encontrados e compará-los com os valores teóricos de pH das soluções estudadas. Alternativamente, os alunos poderão prever se as soluções serão neutras (pH = 7), ácidas (pH < 7) ou básicas (pH > 7), verificando os valores das constantes de ionização dos ácidos e bases que originaram o sal em estudo, não necessitando neste caso o aluno calcular o valor de pH da solução. Como pode ser observado na Figura 2, o cloreto de potássio e o nitrato de sódio não sofrem hidrólise, uma vez que o pH da solução se manteve inalterado, obtendo-se assim a mesma cor que aquela obtida no béquer contendo a água com a solução indicadora. No caso da solução de NH₄Cl, o pH ficou em torno de 4,8,

ficando a tonalidade do vermelho obtido entre as tonalidades das soluções padrão correspondentes aos valores de pH 3 e 5. Por outro lado, a hidrólise do ânion acetato da solução de acetato de sódio 0,5 mol/L e a hidrólise do ânion hidrogenocarbonato (bicarbonato) do hidrogenocarbonato de sódio produziram uma cor azul-esverdeada, correspondente aos valores de pH maiores do que 9 (vermelho-azulado). Empregando os cálculos mostrados anteriormente, a hidrólise do ânion acetato da solução de NaOOCCH₃ (NaAc) 0,5 mol/L produz uma solução alcalina (básica) com pH em torno de 9,2 e a hidrólise do ânion hidrogenocarbonato (bicarbonato) de uma solução 0,5 mol/L gera uma solução com pH em torno de 10,0.

Neste trabalho, empregou-se o critério funcional (determinação do pH da solução resultante) para explicar a hidrólise de sais ácidos, básicos e neutros, e não o conceito constitucional (presença de H ou OH ionizáveis).

Questões propostas

As seguintes questões podem ser empregadas pelo professor para que os conceitos abordados no experimento e/ou artigo sejam discutidos com os alunos.

1) Identifique o(s) sal(is) neutro(s), ácido(s) e básico(s).

2) Identifique o sal de maior basicidade.

3) Uma solução desconhecida fica amarela após adição do extrato de repolho roxo. Em que intervalo de pH essa solução se encontra?

4) Para os sais que se hidrolisam, escreva o equilíbrio de hidrólise e calcule o valor do pH de soluções de concentração 0,1 mol/L de cada um dos seguintes sais: LiCl, CaCl₂, AlCl₃ e TiCl₄.

5) Relacione os valores calculados de pH com o número de oxidação de cada cátion metálico e o grau de hidrólise, bem como com o valor de $\zeta = Z^2/r$.

6) Calcule os valores de pH de soluções de Fe²⁺ 0,2 mol/L e Fe³⁺ 0,2 mol/L e compare com os correspondentes valores de $\zeta = Z^2/r$.

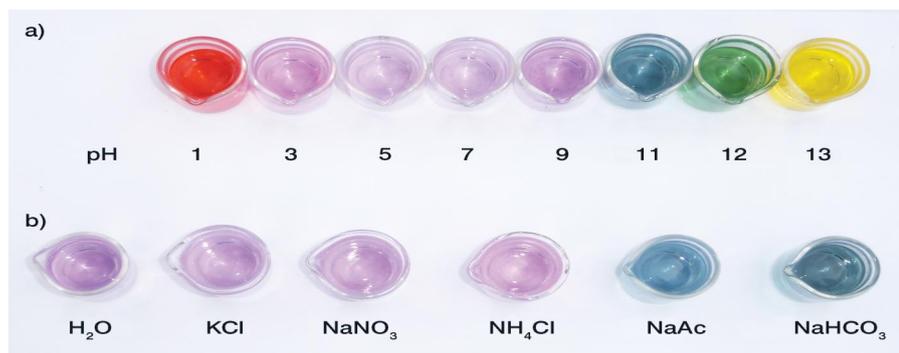


Figura 2: a) Escala padrão de pH: soluções de referência de ácido e base nos valores de pH variando de 1 a 13 contendo extrato de repolho roxo como indicador universal de pH. b) Água e soluções de cloreto de potássio, nitrato de sódio, cloreto de amônio, acetato de sódio e hidrogenocarbonato de sódio de concentração 0,5 mol/L contendo extrato de repolho roxo como indicador de pH.

Discuta os resultados obtidos em termos da acidez de cada um desses cátions.

7) Compare a acidez do cátion Al^{3+} com a do Fe^{3+} em termos de $\zeta = Z^2/r$ e do pH das soluções obtidas para uma concentração de 0,1 mol/L de cada um desses cátions.

8) Como você classificaria o hidrogenocarbonato de sódio ($NaHCO_3$) empregando o critério constitucional e/ou funcional?

Agradecimentos

Os autores agradecem à FAPESP, ao CNPq e à CAPES pelos recursos concedidos ao LABBES-DQ/UFSCar, à FAPESP pela bolsa de doutorado de ODL e ao CNPq pela bolsa de produtividade em pesquisa de OFF.

Orlando Fatibello-Filho (bello@dq.ufscar.br), licenciado em Química pela Universidade Federal de São Carlos (UFSCar), mestre em Físico-Química Orgânica, doutor em Ciências (Química Analítica) e livre docente pela USP, é docente do Departamento de Química da UFSCar. **Lúcia Daniela Wolf** (lud_wolf@yahoo.com.br) é aluna do curso de licenciatura em

Química da UFSCar. **Mônica Helena M.T. Assumpção** (mônica_ucr@yahoo.com.br) é aluna do curso de bacharelado em Química da UFSCar. **Oldair D. Leite** (oldairleite@yahoo.com.br), licenciado em Química pela UEL, mestre em Química Analítica e doutor em Ciências (Química Analítica) pela UFSCar, é docente da UFBA, em Barreiras.

Referências bibliográficas

BAES-Jr., C.F. e MESMER, R.E. *The hydrolysis of cations*. Nova Iorque: Wiley-Interscience, 1976. p. 1-6.

GEPEQ. Extrato de repolho roxo como indicador universal de pH. *Química Nova na Escola*, n. 1, p. 32-33, 1995.

RUSSEL, J.B. *Química Geral*. 2ª ed. Trad. M.A. Brotto et al. São Paulo: Makron Books, 1994. p. 745-757.

VOGEL, A.I. *Análise química quantitativa*. 6ª ed. Trad. J.C. Afonso et al. Rio de Janeiro: LTC Editora, 2000. p. 174-176.

WULFSBERG, G. *Principles of descriptive inorganic chemistry*. California: Cole Pub., 1987. p. 24-30.

Para saber mais

AGUIRRE-ODE, F. A general approach for teaching hydrolysis of salts. *Journal of Chemical Education*, v. 64, p. 957-958, 1987.

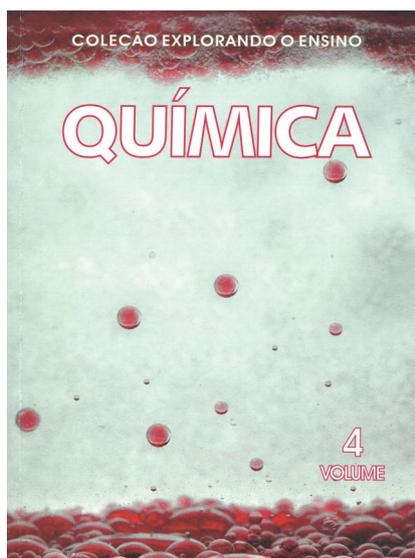
CARDINALI, M.E.; GIOMONI, C. e MARROSU, G. The hydrolysis of salts derived from a weak monoprotic acid and a weak monoprotic base. *Journal of Chemical Education*, v. 67, p. 221-223, 1990.

Abstract: Simple and Quick Experiment Illustrating the Hydrolysis of Salts – A simple experiment carried out with easily acquired material is proposed in this paper to illustrate the hydrolysis reactions of cations and anions. Some saline solutions are employed and their pH change is visualized with a universal pH indicator extracted from red cabbage. The experiment allows assimilation of the concepts and/or contents involved in the hydrolysis reactions of acid, basic and/or neutral salts, as well as calculating the final pH of these saline solutions and relating it to the color change of the pH indicator(s).

Keywords: hydrolysis, acid salts, basic salts, neutral salts, pH calculation

Coleção Explorando o Ensino – Química: Ensino Médio

A Secretaria de Educação Básica do Ministério da Educação, em parceria com a Divisão de Ensino de Química da SBQ, apresenta aos professores do Ensino Médio os volumes 4 e 5 da *Coleção Explorando o Ensino*, intitulados *Química: Ensino Médio*. Esta coleção tem como objetivo apoiar o trabalho do professor em sala de aula, oferecendo rico material didático pedagógico, referente às disciplinas de Matemática, Biologia, Química e Física. Os volumes 1, 2 e 3 estão voltados para o ensino de Matemática, o volume 6 para o de Biologia e o 7 para



o de Física.

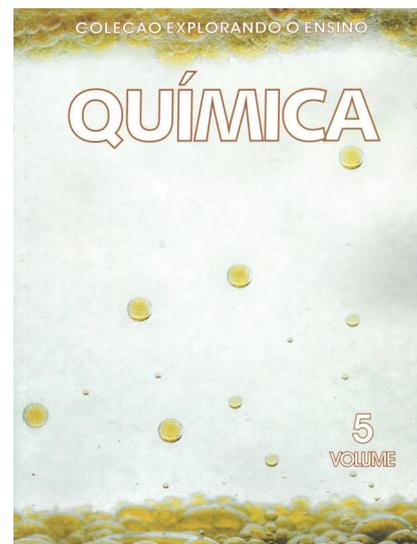
Os livros *Química: Ensino Médio* contêm uma seleção de artigos publicados nos quatorze primeiros números de *Química Nova na Escola* e foram

organizados por seu editor coordenador, Eduardo F. Mortimer. O volume 4 contém artigos das seções Atualidades em Química, Espaço Aberto, Experimentação no Ensino de Química, Educação em Química e Multimídia e O Aluno em Foco. Já o volume 5 contém textos das seções Química e Sociedade, Relatos de Sala de Aula, História da Química, Conceitos Científicos em Destaque, Pesquisa no Ensino de Química e Elemento Químico.

Foram impressos 72 mil exempla-

res de cada volume e a meta é que eles atinjam a totalidade dos professores de Química do Brasil.

(Roberto Ribeiro da Silva - UnB)



Química: Ensino Médio. (Coleção *explorando o Ensino*). Eduardo F. Mortimer (Org.). Brasília: MEC- Secretaria de Ensino Básico, 2006. v. 4, 171 p. ISBN 85-98171-16-6; v. 5, 222 p. ISBN 85-98171-21-2.