

Reação Relógio Iodeto/Iodo

com Material Alternativo de Baixo Custo e Fácil Aquisição



Reinaldo Francisco Teófilo, Per Christian Braathen e Mayura Marques Magalhães Rubinger

A velocidade das reações químicas é um assunto importante no ensino de Química. Há vários exemplos de reações na literatura que podem ser usados em demonstrações ou aulas práticas sobre esse tema. Uma opção interessante é a clássica reação relógio de Landolt e similares, na qual ocorre uma súbita mudança de cor no sistema, indicando o final da reação. Considerando que os reagentes convencionais usados nessas reações não são facilmente acessíveis a professores do Ensino Médio, este trabalho apresenta alternativas com materiais e reagentes de fácil aquisição e baixo custo.

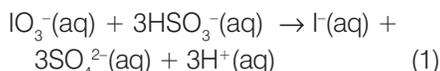
► cinética, oxirredução, materiais alternativos ◀

Recebido em 05/12/01, aceito em 10/06/02

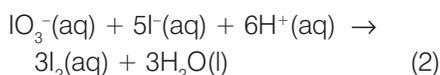
Na reação de Landolt, uma solução de iodato de potássio é adicionada a uma solução acidificada de bissulfito de sódio contendo amido. Após certo tempo de reação, a mistura inicialmente incolor torna-se subitamente azul intensa. Essa clássica reação relógio consiste na oxidação lenta do íon iodeto a iodo (eq. 2), seguida da redução rápida do iodo novamente a iodeto (eq. 3). O experimento é cuidadosamente montado de modo a esgotar, depois de um período de tempo, o agente redutor, permitindo então que prevaleça a reação lenta de oxidação do iodeto a iodo.

Na reação de Landolt, ocorre uma seqüência de reações:

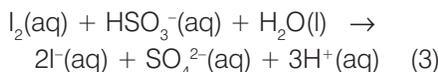
Primeira reação (lenta)



Segunda reação (lenta)



Terceira reação (rápida)



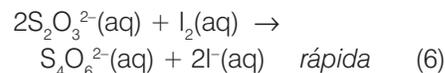
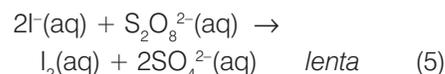
Quando todo o bissulfito é consumido, iodo acumula no sistema e a mistura muda subitamente de cor devido à formação de um complexo azul. Na presença de iodeto, a interação do amido com o iodo leva a uma distribuição de complexos com as espécies I_3^- e I_5^- (veja, por exemplo, o artigo de Yu *et al.*, 1996). Mas, isto não interfere no que os experimentos do tipo reação relógio pretendem demonstrar. Portanto, simplificamos a representação da formação desses complexos do seguinte modo:



Esse tipo de experimento, bastante utilizado no Ensino Médio em diversos países, foi incluído, inclusive, no material organizado por Pimentel e colaboradores, dentro de um projeto que modificou todo o ensino de química na

década de 60, conhecido como *Chem-Study* (Pimentel, 1969).

Uma variante da reação de Landolt descrita por Skakhashiri e Direen (1982, p. 177-188) é bastante adequada para estudos de cinética. Nesse caso, o agente redutor (o íon tiosulfato) atua em apenas uma etapa. As eqs. 5 e 6 descrevem as reações que ocorrem nesse experimento.



Quando o tiosulfato é totalmente consumido, da mesma maneira que na reação clássica de Landolt, iodo acumula no sistema e ocorre a mudança de cor devido à formação do complexo com o amido.

Skakhashiri (1992) propõe, também, outra seqüência similar, na qual o peroxidissulfato de potássio é substituído por água oxigenada a 10 volumes.

Entretanto, reagentes como peroxidissulfato de potássio, tiosulfato e sulfito de sódio costumam não ser

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 dois artigos.

facilmente acessíveis a professores do Ensino Médio. Assim, propomos neste trabalho uma variante para a clássica reação de Landolt e outra para os experimentos descritos por Shakashiri e Dirreen, usando reagentes de fácil aquisição e baixo custo.

Materiais e reagentes

- Frascos de vidro ou plástico de 500 mL
- Frascos de vidro transparente de aproximadamente 200 mL
- Aparelhos de medida de volume de 20 mL (provetas, seringas descartáveis etc.)
- Aparelho de medida de volume de 500 mL (proveta ou outro frasco graduado)
- Água oxigenada a 10 volumes
- Iodato de potássio
- Iodeto de potássio
- Solução de ácido acético a 5% ou vinagre de álcool
- Vitamina C

Fontes alternativas

A água oxigenada, a vitamina C e o iodeto de potássio são encontrados em farmácias, este último na forma de xarope expectorante. O xarope de iodeto de potássio contém um corante avermelhado, que não interfere na visualização do experimento. Caso seja do interesse do professor, esse corante pode ser previamente eliminado pela adição de carvão ativo (comercializado em cápsulas por farmácias de manipulação), seguida de filtração. A vitamina C em tabletes efervescentes é mais indicada devido à facilidade de dissolução no meio. Recomendamos os tabletes sabor lima-limão para minimizar o efeito de corantes. O vinagre de álcool é incolor e é vendido em supermercados e substitui muito bem o ácido acético. O iodato de potássio é adicionado ao sal utilizado na alimentação de gado e pode ser encontrado em lojas de implementos agrícolas. Provetas pequenas podem ser substituídas por seringas descartáveis ou copos medidores de medicamentos e, as maiores, por frascos graduados utilizados em receitas culinárias. Para a realização dos experimentos podem ser utilizados frascos de conservas, de refrigerantes ou similares, conforme

ilustrado pelas figuras 1 e 3.

Procedimento

Experimento com iodato de potássio

1. Prepare duas soluções A e B, como descrito a seguir.

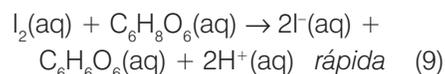
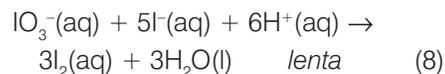
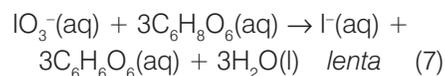
Solução A: Dissolva 3 tabletes efervescentes de 1 g de vitamina C em 300 mL de água. Adicione 150 mL de vinagre e 50 mL de suspensão de amido. A concentração de vitamina C ($C_6H_8O_6$) nessa solução será aproximadamente $0,034 \text{ mol L}^{-1}$ e a solução terá coloração levemente amarelada devida ao corante presente nos tabletes de vitamina C (sabor lima-limão). A suspensão de amido pode ser preparada pela adição de uma colher de chá de amido de milho a 50 mL de água fria, adicionando-se, em seguida, 200 mL de água em ebulição, deixando ferver por cerca de 2 minutos. Deixe esfriar antes de usar.

Solução B: Dissolva 2,5 g de iodato de potássio em água, completando o volume para 500 mL. A concentração de KIO_3 nessa solução será aproximadamente $0,023 \text{ mol L}^{-1}$.

2. Misture volumes iguais das soluções A e B, agitando vigorosamente a mistura para homogeneizar o sistema em reação. Cronometre cuidadosamente o tempo decorrido até a mudança de cor que indica o fim da reação.

As reações envolvidas são semelhantes àquelas descritas na clássica

reação de Landolt e podem ser assim representadas:



Enquanto houver vitamina C em solução, ocorrerá a reação 9, que impede o acúmulo de I_2 no sistema. Quando toda a vitamina C for consumida, a concentração de iodo aumentará, formando-se o complexo com o amido, conforme exemplifica a eq. 4. A figura abaixo ilustra o sistema antes e depois da súbita mudança de cor.

Para verificar o efeito da concentração do iodato sobre a velocidade de formação de iodo no sistema, faça diluições sucessivas da solução B, conforme ilustrado pela Tabela 1.

A cada uma dessas soluções,

Tabela 1: Volumes indicados para preparação das soluções de iodato de potássio de diferentes concentrações.

Solução	Volume de solução B/mL	Volume de água/mL
B1	50	0
B2	40	10
B3	30	20

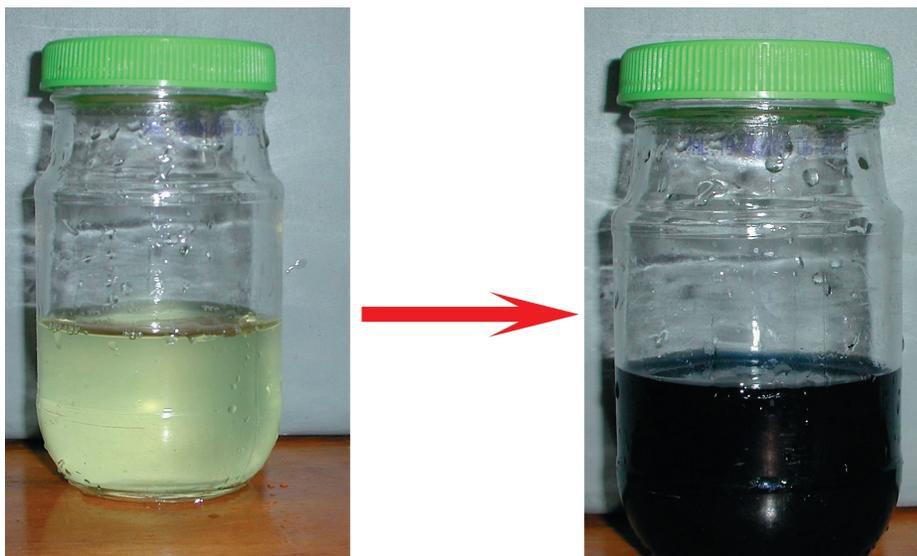


Figura 1: Experimento com iodato de potássio.

adicione 50 mL de solução A, agitando vigorosamente a mistura para homogeneizar bem o sistema. Cronometre cuidadosamente o tempo decorrido até a mudança de cor. Outras diluições podem ser feitas, aumentando-se o número de experimentos. Entretanto, é importante que a concentração inicial de KIO_3 não fique inferior a 1/3 da concentração inicial de vitamina C, pois, nesse caso, a vitamina C não será totalmente consumida e a mudança de cor não será observada.

Para verificar o efeito da temperatura sobre a velocidade dessas reações, use uma das soluções descritas na Tabela 1 e faça o experimento em três temperaturas diferentes: [1] temperatura ambiente, [2] em banho-maria (50-60 °C, por exemplo) e [3] banho de gelo (5-10 °C, por exemplo). Nos casos [2] e [3] é importante que, durante a reação, o sistema seja totalmente imerso no banho quente ou frio, conforme ilustrado na Figura 2.

Experimento com xarope de iodeto de potássio de potássio

1. Prepare duas soluções, C e D, como descrito a seguir.

Solução C: Dissolva meio tablete efervescente de vitamina C (aproximadamente 0,5 g) em 200 mL de água. Adicione meio frasco (50 mL) de xarope de iodeto de potássio, 100 mL de vinagre e 50 mL de suspensão de amido. Complete com água até o volume de 500 mL. A concentração de vitamina C nessa solução será aproximadamente $0,006 \text{ mol L}^{-1}$. A solução C poderá ser de cor avermelhada devido ao corante normalmente presente no xarope de iodeto de potássio. O xarope comercial usualmente contém 0,100 g de KI em cada 5 mL de xarope, num

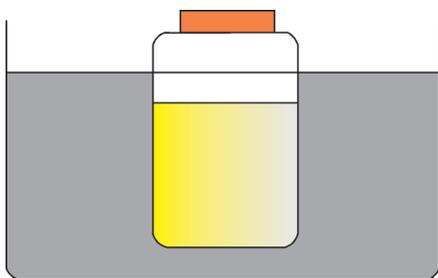


Figura 2: Experimento envolvendo o efeito da temperatura na velocidade da reação.

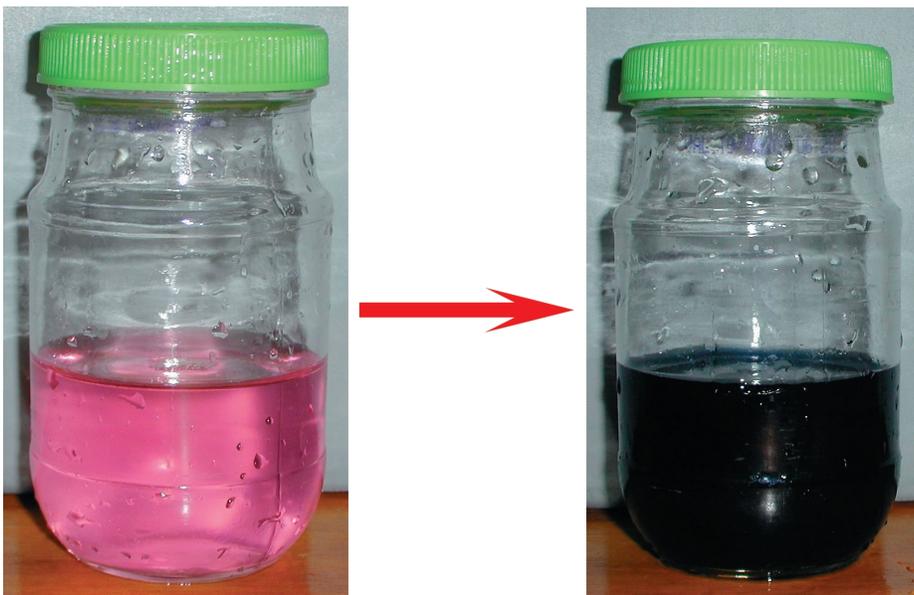


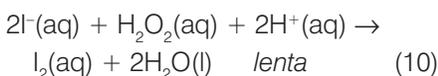
Figura 3: Experimento com xarope de iodeto de potássio.

total de 2,0 g de KI por frasco. Portanto, caso você disponha de KI em seu laboratório e queira usá-lo, substitua o xarope por uma solução desse sal de concentração $0,012 \text{ mol L}^{-1}$. A suspensão de amido é preparada como descrito anteriormente.

Solução D: Na água oxigenada a 10 volumes (3%), a concentração de H_2O_2 é aproximadamente $0,89 \text{ mol L}^{-1}$, que é adequada para esse experimento, podendo ser utilizada sem diluição.

2. Execute o experimento misturando volumes iguais das soluções C e D, agitando vigorosamente logo após a mistura para homogeneizar o sistema em reação. Cronometre cuidadosamente o tempo decorrido até a mudança de cor.

Nesse experimento, o iodeto é oxidado a iodo, conforme a seguinte equação:



Entretanto, o iodo formado é rapidamente reduzido pela vitamina C, como visto anteriormente (eq. 9). Assim, só ocorrerá mudança de cor (eq. 4) quando toda a vitamina C tiver sido consumida. A Figura 3 ilustra o sistema antes e depois da súbita mudança de cor.

Para estudar o efeito da concentração do peróxido de hidrogênio sobre a velocidade da reação de oxidação do iodeto, pode-se fazer diluições sucessivas da solução de água oxige-

nada, de modo semelhante ao procedimento anterior. Esse experimento permite maior variação nas concentrações do oxidante, pois o H_2O_2 está em grande excesso. Alguns exemplos estão sugeridos na Tabela 2.

Para verificar o efeito da temperatura na velocidade dessa reação, pode-se proceder conforme descrito para o experimento com o iodato.

Considerações finais

A principal vantagem da reação relógio é que apresenta um ponto bem definido para a sua conclusão, se comparado com outras reações frequentemente usadas para experimentos de cinética (dissolução de comprimido efervescente, por exemplo). Uma possível desvantagem seria a complexidade do mecanismo da reação, dificultando a verificação experimental da ordem da reação, caso o professor assim o desejasse. Entretanto, nossos alunos demonstraram, em um trabalho adicional, que a reação é de primeira

Tabela 2: Volumes indicados para preparação das soluções de H_2O_2 de diferentes concentrações.

Solução	Volume de solução D/mL	Volume de água/mL
D1	50	0
D2	45	5
D3	40	10
D4	35	15

ordem em relação à água oxigenada.

Em relação à reação clássica de Landolt e variantes, a principal novidade dessas propostas de experimentos está na utilização da vitamina C como agente redutor. Após a submissão deste trabalho à revista *Química Nova na Escola* (dezembro de 2001), foi publicado um trabalho no *Journal of Chemical Education* (janeiro de 2002), no qual o autor também propõe o uso da vitamina C num experimento no qual, em lugar de iodato ou iodeto, usa como material de partida iodo (I_2). O iodeto é produzido *in situ*, pela reação do iodo com a vitamina C.

As concentrações das soluções nos dois experimentos aqui descritos podem ser alteradas conforme a conveniência e o tempo disponível. Da maneira como foram propostas neste trabalho, as reações do experimento com iodato ocorrem em um intervalo de tempo um pouco menor que as do experimento com o xarope de iodeto. As concentrações foram testadas de modo a permitir a observação dos fenômenos sem que os estudantes percam a atenção e o interesse com a sua demora. No caso do experimento com iodeto de potássio, por exemplo, poderia ser usada uma solução C bem mais diluída, preparada a partir de apenas um quarto (25 mL) do volume contido no frasco do xarope. Funciona muito bem, mas o tempo de reação aumenta bastante.

A determinação precisa de massa é quase sempre um problema em nossas escolas. Nos experimentos aqui descritos uma balança só seria necessária para a preparação da solução de iodato de potássio (solução B). Entretanto, grande exatidão na concentração dessa substância não é essencial, desde que não fique abaixo de 1/3 da concentração de vitamina C

(solução A). Uma boa saída é preparar volumes maiores, por exemplo, 10 g de iodato de potássio dissolvidos em 2 L de solução. Essa quantidade de KIO_3 pode ser medida na própria loja que vende o produto.

Por fim, mesmo quando dispõe-se de um laboratório bem equipado, com todos os reagentes necessários para a realização da reação relógio de Landolt ou suas variações tradicionais, os experimentos com materiais alternativos têm o seu valor. A utilização de tabletes de vitamina C, xarope expectorante, amido de milho, enfim, materiais que estão presentes no cotidiano dos alunos, pode tornar a aula mais interessante. Além disso, os alunos aprendem que a Química extrapola as paredes do laboratório e está presente em suas casas e em outros setores da sociedade.

Questões para discussão

O que se pode concluir sobre a influência da concentração do iodato (no primeiro experimento) ou do peróxido de hidrogênio (no segundo experimento) sobre a velocidade das reações realizadas? Como isto poderia ser explicado?

Observando as equações químicas 9 e 10, a modificação da concentração inicial de iodeto no sistema alteraria a ve-

locidade da reação?

O que se pode concluir sobre a influência da temperatura na velocidade das reações realizadas? Como isto poderia ser explicado?

Reinaldo F. Teófilo, licenciado e bacharel em Química pela Universidade Federal de Viçosa (UFV), é mestre em Agroquímica (área de concentração: Química Analítica) na UFV. **Per Christian Braathen** (braathen@mail.ufrj.br), licenciado em Química pela Universidade do Estado do Rio de Janeiro, mestre em Química Analítica pela Pontifícia Universidade Católica

do Rio de Janeiro e doutor em Educação Científica pela Universidade de Wisconsin (EUA), é docente do Departamento de Química da UFV. **Mayura M.M. Rubinger** (mayura@mail.ufrj.br), licenciada e bacharel em Química pela Universidade Federal de Minas Gerais (UFMG), mestre em Química Orgânica pela UFMG e doutora em Química Orgânica pela Universidade de Reading (Inglaterra), é docente do Departamento de Química da UFV.

Referências bibliográficas

PIMENTEL, G.C. (Ed.). *Química*. Trad. A.R. Berardinelli. São Paulo: EDART, 1969. v. 1. (Original em inglês: *Chemistry – An experimental science, do CHEM-STUDY*).

SHAKASHIRI, B.Z. *Chemical demonstrations: a handbook for teachers of chemistry*. Madison: The University of Wisconsin Press, 1992. v. 4, p. 37-43.

SHAKASHIRI, B.Z. e DIREEN, G.E. *A manual for laboratory investigations in general chemistry*. Champaign: Stipes Publishing Co., 1982.

YU, X.C.; HOUTMAN, C. e ATALLA, R.H. The complex of amylose and iodine. *Carbohydrate Research*, v. 292, p. 129-141, 1996.

WRIGHT, S.W. The vitamin C clock reaction. *Journal of Chemical Education*, v. 79, p. 41-43, 2002.

Para saber mais

ATKINS, P e JONES, L. *Princípios de Química – Questionando a vida moderna e o meio ambiente*. Trad. I. Caracelli et al. Porto Alegre: Artemed Editora, 2001.

LIMA, J.F.L.; PINA, M.S.L.; BARBOSA, R.M.N. e JÓFILI, Z.M.S. A contextualização no ensino de Cinética Química. *Química Nova na Escola*, v. 11, p. 26-29, 2000.

SNEHALATHA, T.; RAJANNA, K.C. e SAIPRAKASH, P.K. Methylene blue-ascorbic acid, an undergraduate experiment in kinetics. *Journal of Chemical Education*, v. 74, p. 228-233, 1997.

http://inorgan221.iq.unesp.br/quimgeral/experimental2/q_ger_exp_2sem_6.html

<http://www.geocities.com/aaafreitas/demonstra/relogio.html>

<http://chemLearn.chem.indiana.edu/demos/Hydrogen.htm>

<http://chemLearn.chem.indiana.edu/demos/Rossini.htm>

A utilização de materiais que estão presentes no cotidiano dos alunos pode tornar a aula mais interessante. Além disso, os alunos aprendem que a Química extrapola as paredes do laboratório e está presente em suas casas e em outros setores da sociedade

Abstract: Iodide/Iodine Clock Reaction with Alternative Low-Cost and Easily-Acquired Material - The rate of chemical reactions is an important subject in chemistry teaching. There are several examples of reactions that can be used in demonstrations or experimental classes about this theme. An interesting option is the classical Landolt clock reaction and similar ones, in which a sudden color change occurs in the system, indicating the end of the reaction. Taking into account that the conventional reactants used in these reactions are not easily accessible to high-school teachers, this paper presents alternatives with low-cost and easily-acquired materials and reactants.

Keywords: kinetics, oxireduction, alternative materials