



Universidade do Minho

Aulas práticas Protocolos experimentais

Química Geral 2017-2018

Departamento de Química

Universidade do Minho

Lic. Física

Mest. Int. Eng. Física

ALGUMAS NORMAS DE CONDUTA NO LABORATÓRIO

As normas a seguir apresentadas destinam-se a promover a disciplina e o rendimento do trabalho experimental e a facilitar o funcionamento das aulas práticas em condições de normalidade. Em situações de emergência é essencial não perder a calma e seguir prontamente as instruções que lhe forem transmitidas pelo docente.

Notas gerais

1. É obrigatório o uso de bata e óculos de segurança.
2. Não é permitido comer, beber ou fumar no laboratório.
3. Todo e qualquer acidente deve imediatamente ser comunicado ao docente.
4. Lavar bem as mãos antes de abandonar o laboratório.

Manipulação de reagentes

1. Por princípio, e até dispor de informação em contrário, considerar todos os reagentes como nocivos (corrosivos, irritantes das vias respiratórias ou tóxicos por inalação ou contacto com a pele ou mucosas) ou perigosos (inflamáveis, explosivos). As embalagens de origem dos reagentes contêm normalmente símbolos do tipo de risco associado à respetiva manipulação, e com os quais é conveniente estar familiarizado. Existem também obras como, por exemplo, o "Merck Index", que contêm informações mais detalhadas sobre as propriedades, incluindo toxicidade, de um grande número de compostos.
2. Para evitar a contaminação dos reagentes:
 - a) nunca deixe os frascos destapados;
 - b) evite o contacto da parte interior das rolhas dos frascos com os tampos das mesas ou quaisquer outras superfícies;
 - c) não introduza pipetas diretamente nos frascos de reagentes; deite a quantidade aproximada de que necessita para um recipiente limpo (por ex. um copo) antes de proceder à sua medição ou transferência.
3. Se tiver de proceder à diluição de uma solução concentrada de um ácido, especialmente ácido sulfúrico, deite o ácido sobre a água, lentamente e com agitação. O processo de diluição é fortemente exotérmico e, se este procedimento não for seguido, podem ocorrer projeções de líquido, com consequências eventualmente graves para o operador.

Pipetagem

Na transferência de líquidos por meio de pipetas, nunca aspirar com a boca. Existem no laboratório vários modelos de dispositivos para aspiração de líquidos (pompets), cujo uso será exemplificado.

Utilização de material

Os alunos estão apenas autorizados a utilizar o material listado para cada trabalho. Caso seja detetada alguma falta, contactar o docente para ser feita a correção da listagem.

Eliminação de restos de solventes e reagentes

Os restos de reagentes líquidos e solventes não devem ser despejados nas canalizações. Os restos de solventes orgânicos devem ser recolhidos seletivamente em frascos próprios, devidamente identificados, para posteriormente se proceder à sua recuperação ou destruição com um mínimo de riscos pessoais e ambientais. Também os reagentes sólidos e material de vidro partido devem ser recolhidos seletivamente em contentores próprios. Para a eliminação de soluções aquosas de reagentes inorgânicos, consultar o docente. De um modo geral, pequenos volumes de soluções diluídas que não contenham produtos tóxicos poderão ser despejados. Volumes grandes de soluções concentradas exigem, em geral, alguma forma de tratamento. No caso de ácidos e bases, por exemplo, faz-se uma diluição prévia seguida de neutralização. Em caso de dúvida consultar sempre o docente. Além disso existirá documentação no laboratório acerca dos métodos mais aconselháveis para a eliminação de restos de reagentes.

Lavagem de material

No final de cada sessão prática, os alunos deverão lavar o material utilizado. O processo normal será a lavagem com água e detergente, utilizando um escovilhão, passagem com água da torneira e, seguidamente, com água destilada. Algumas preparações poderão exigir outras formas de limpeza, a indicar quando necessário.

Material ou equipamento partido ou danificado

É obrigatório o registo do material ou equipamento partido ou danificado, em caderno próprio existente no laboratório. Não estão previstas quaisquer sanções ou pagamentos em caso de acidente. O registo destina-se apenas a facilitar a reposição do material em falta e a evitar a responsabilização de toda a turma em caso de extravio não justificado.

P1 – Preparação de soluções

Introdução

Neste trabalho pretende-se preparar algumas soluções aquosas de ácido e base que serão utilizadas no trabalho prático seguinte.

A solução de padrão primário ácido será preparada com um ácido monoprótico, o hidrogenoftalato de potássio. Uma substância é um padrão primário quando, além de ser de fácil obtenção e de custo pouco elevado, permitir a formação de soluções de concentração muito rigorosa e não se alterem muito facilmente.

A solução básica será preparada a partir de hidróxido de sódio sólido e a solução de ácido será preparada por diluição de uma solução concentrada de ácido clorídrico.

Reagentes e solventes	Material
água destilada	2 balões volumétricos de 100 mL
Hidróxido de sódio sólido	1 Pipeta graduada de 1 mL
Hidrogenoftalato de potássio sólido	3 Erlenmeyer de 100 mL com tampa
Solução concentrada de HCl 36%	2 Espátulas
	2 vidros de relógio

PARTE EXPERIMENTAL

1. Preparação da solução de hidrogenoftalato de potássio

1- Calcule a massa de hidrogenoftalato de potássio $\text{KHC}_8\text{H}_4\text{O}_4$ ($M = 204,23 \text{ g/mol}$) que terá de utilizar para padronizar uma solução $\cong 0.1 \text{ M}$ de NaOH gastando cerca de 20 mL desta solução.

2- Pese rigorosamente essa quantidade de hidrogenoftalato de potássio e transfira cuidadosamente para um Erlenmeyer de 100 mL com tampa bem limpo e seco.

3- Adicione cerca de 40 mL de água destilada e agite a solução no Erlenmeyer até ter a certeza que o todo o sólido se dissolveu.

4- Repita este processo duas vezes de maneira a preparar um total de 3 soluções. Guarde-as separadas e etiquetadas até à próxima aula.

2. Preparação da solução de hidróxido de sódio

1- Calcule a massa de hidróxido de sódio ($M = 40 \text{ g/mol}$) que terá de utilizar para preparar 100 mL de uma solução $\cong 0.1 \text{ M}$.

2- Pese rapidamente essa quantidade de hidróxido de sódio e transfira cuidadosamente para um balão volumétrico de 100 mL. Junte água destilada até ao menisco.

- 3- Agite a solução no balão volumétrico até ter a certeza que o todo o sólido se dissolveu.
- 4- Retire o agitador magnético, etiquete o balão com a solução e guarde-a até à próxima aula.

3. Preparação da solução de ácido clorídrico

- 1- A partir de uma solução concentrada de ácido clorídrico, calcule o volume de ácido concentrado necessário para preparar 100 mL de uma solução de $\text{HCl} \cong 0.1 \text{ M}$.
- 2- Na hotte, meça o volume de solução concentrada de HCl e transfira cuidadosamente gota-a-gota para um balão volumétrico de 100 mL, já contendo cerca de 50 mL de água destilada.
- 3- Complete o volume com água destilada até ao menisco e homogeneize a solução, agitando cuidadosamente.
- 4- Etiquete o balão com a solução e guarde-a até à próxima aula.

Questionário

1. Apresente todos os cálculos efetuados para a preparação das várias soluções.
2. O NaOH poderá ser um padrão primário? Justifique.
3. Refira os cuidados a ter na preparação da solução de HCl por diluição da respetiva solução concentrada.
4. Seria adequado ter medido o volume de solução concentrada de HCl com uma proveta, em vez de usar uma pipeta graduada?

P2 – Determinação da concentração de soluções por titulação ácido-base com padrão primário e secundário

Introdução

Neste trabalho pretende-se determinar a concentração de uma solução de NaOH, por titulação com um padrão primário, e seguidamente utilizar essa solução de NaOH para determinar a concentração de uma solução de HCl, cuja concentração é desconhecida.

Os ácidos reagem com bases, e o processo de adição lenta de volumes ou massas conhecidos de base a volumes ou massas conhecidos de ácido, e vice-versa, é chamado titulação. A reação entre o ácido e a base ocorre até se terem adicionado exatamente quantidades estequiométricas, isto é, até se atingir o ponto final da reação, para o qual é essencial a existência de indicador, substância que muda de cor quando se atinge o final da reação.

Os indicadores mais familiares no laboratório são a tintura de tornesol (corante vegetal que é azul na presença de uma base, e vermelho na presença de um ácido) e a fenolftaleína (incolor em ácido e cor de rosa na presença de bases).

Neste trabalho vamos utilizar como padrão primário um ácido monoprótico, o hidrogenoftalato de potássio.

O padrão primário será utilizado na titulação de uma solução de NaOH de concentração desconhecida. A partir da equação química estequiometricamente certa, para a reação ácido-base, pode-se determinar o número de moles de hidróxido de sódio necessário para a neutralização e o conhecimento do volume utilizado permite calcular a molaridade da solução. Este processo é chamado padronização.

É útil ter uma ideia aproximada da concentração da solução desconhecida para calcular que quantidade de reagente padrão será necessário para titular um dado volume daquela solução.

Sabendo então a concentração aproximada da solução de NaOH e se se pretender gastar um volume V dessa solução na titulação, pode-se calcular o nº de moles de NaOH que serão adicionadas ao ácido:

$$M_{\text{NaOH}} \times V_{\text{NaOH}} = \text{moles}_{\text{NaOH}}$$

Para um ácido monoprótico, 1 mole de ácido reage com 1 mole de base. O número de moles de ácido será então igual ao número de moles de base.

Conhecida a concentração da base é possível utilizá-la para determinar a concentração de um outro ácido que não seja um padrão primário. Este processo será demonstrado utilizando como ácido o HCl. A solução de hidróxido de sódio funciona neste caso como padrão secundário.

O sucesso deste trabalho está em grande parte dependente de uma correta técnica de titulação.

PARTE EXPERIMENTAL

1. Determinação da concentração da solução de NaOH

1- Transfira uma das soluções de hidrogenoftalato de potássio preparadas anteriormente para um Erlenmeyer de boca larga de 100 mL e adicione 2 gotas de fenolftaleína.

2- Lave uma bureta de 25 mL com água destilada e passe-a com a solução de NaOH preparada na aula anterior. Encha a bureta com esta solução, certificando-se da ausência de bolhas de ar.

3- Adicione a solução contida na bureta, gota a gota, agitando constantemente a solução até que esta adquira uma cor rósea, que persista com agitação durante cerca de 10 segundos. Registe o volume de NaOH gasto nessa titulação.

4- Repita este procedimento duas vezes, seguindo os passos de 1 a 3, usando as outras soluções de hidrogenoftalato de potássio preparadas anteriormente.

5- A partir das massas de ácido e dos volumes da solução de NaOH utilizados, calcule a concentração desta solução.

2. Determinação da concentração da solução de HCl

1- Coloque 10 mL de solução de HCl preparada na aula anterior num Erlenmeyer de 100 mL bem limpo.

2- Adicione aproximadamente 20 mL de água destilada e agite o Erlenmeyer. Adicione 2 gotas de fenolftaleína.

3- Adicione a solução de NaOH gota a gota, agitando sempre a solução até que a cor rósea apareça. Registe o volume de NaOH gasto nesta titulação.

4- Repita este procedimento duas vezes.

5- Esvazie a bureta, lave-a convenientemente com água da torneira e por água destilada, e coloque-a no suporte de bureta.

Questionário

1. Escreva as reações químicas relacionadas com as duas titulações.

2. A partir das massas de hidrogenoftalato de potássio e dos volumes de solução de NaOH utilizados, calcule a concentração desta solução.

Ensaio	Massa de hidrogenoftalato de potássio (g)	Volume de solução de NaOH (mL)	Concentração da solução de NaOH (mol L ⁻¹)
1			
2			
3			

Apresente os cálculos para o 1º ensaio:

3. No modo de proceder foi indicado para se dissolver uma quantidade rigorosa do ácido sólido em cerca de 40 mL de água. Explique a razão pela qual o volume de água adicionado poderá não ser rigoroso.

4. Indique a zona de viragem do indicador utilizado.

5. A partir dos volumes de solução de NaOH utilizados, calcule a concentração da solução de HCl.

Ensaio	Volume de solução de HCl (mL)	Volume de solução de NaOH (mL)	Concentração da solução de HCl (mol L ⁻¹)
1			
2			
3			

P3 – Variações de entalpia em reações químicas

Introdução

Neste trabalho é utilizado um Erlenmeyer de 250 mL como calorímetro, para medir o calor libertado ou absorvido em vários processos, através da medição da variação de temperatura observada quando a reação ocorre. Considera-se que o recipiente onde a reação ocorre é um sistema isolado e que o calor da reação (q_r) é utilizado para fazer variar a temperatura da solução aquosa (q_{aq}) e do vidro do recipiente (q_{vidro}).

Através do princípio da conservação de energia (sistema isolado), a soma dos calores de reação e do calorímetro (solução aquosa e vidro) é igual a zero, assim:

$$q_r + q_{aq} + q_{vidro} = 0 \quad (1)$$

O calor absorvido/cedido pelo vidro e pela água pode determinar-se a partir das respetivas massas, m , e da variação de temperatura observada,

$$\Delta T = T_f - T_i \quad \text{e} \quad q = m c_p \Delta T \quad (2)$$

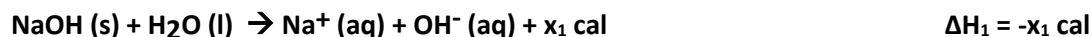
A energia necessária para elevar a temperatura de 1 g de substância em 1 K (ou 1 °C) é denominada capacidade calorífica dessa substância, c_p . Os valores das capacidades caloríficas da água e do vidro encontram-se tabelados e são $4,18 \text{ J g}^{-1} \text{ K}^{-1}$ e $0,836 \text{ J g}^{-1} \text{ K}^{-1}$.

Para a realização deste trabalho considera-se a densidade da água igual a 1, pelo que não é necessário pesar a água destilada. As medidas de temperatura devem ser feitas com a precisão de ± 0.5 °C.

Neste trabalho serão medidas e comparadas as quantidades de calor implicadas em três reações:

Reação 1

Hidróxido de sódio sólido é dissolvido em água para formar uma solução aquosa de iões.



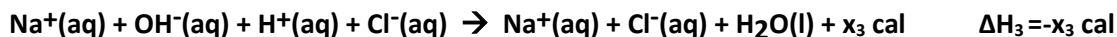
Reação 2

Hidróxido de sódio sólido dissolvido numa solução aquosa de ácido clorídrico dando origem a água e a cloreto de sódio aquoso.



Reação 3

Hidróxido de sódio em solução adicionado a uma solução aquosa de ácido clorídrico dá origem a água e a cloreto de sódio aquoso.



Material e reagentes:

Reagentes e solventes	Material
Hidróxido de sódio sólido	Erlenmeyer de 250 mL
Solução de ácido clorídrico 0,25 M	Termómetro
Solução de ácido clorídrico 0,50 M	Vidro de relógio
Solução de hidróxido de sódio 0,50 M	Espátula
	2 provetas de 250 mL
	Copo de 250 mL

Procedimento experimental

Determinação do calor da reação 1

- Pesar um Erlenmeyer de 250 mL, limpo e seco com a precisão de 0,1 g.
- Deitar-lhe 200 mL (± 1 mL) de água medida com proveta. Agitar cuidadosamente com o termómetro até se atingir uma temperatura constante (aproximadamente a temperatura ambiente). Registar essa temperatura com a precisão de 0,2 °C.
- Pesar, num vidro de relógio, cerca de 2 g de hidróxido de sódio sólido, NaOH. O hidróxido de sódio é muito higroscópico pelo que a pesagem deve ser realizada rapidamente, tendo o cuidado de não deixar o composto contactar com a pele.
- Deitar o hidróxido de sódio sólido pesado na água do Erlenmeyer. Agitar o frasco até o hidróxido de sódio se dissolver. Colocar o termómetro no frasco e registar a mais alta temperatura atingida.

Determinação do calor da reação 2

Lavar e secar o Erlenmeyer.

- Repetir os passos b), c) e d) seguidos na determinação do calor da reação 1, mas usar, no passo b) 200 mL de HCl 0,25 M, em vez de água.

Determinação do calor da reação 3

Lavar muito bem o Erlenmeyer com água. Não é necessário secar.

- Medir 100 mL de HCl 0,50 M, para o Erlenmeyer, e 100 mL de NaOH 0,50 M, para um copo de 250 mL. Ambas as soluções devem estar à temperatura ambiente, verificar com um termómetro. Lavar e secar o termómetro antes de o passar duma solução para a outra. Registar as temperaturas.

b) Juntar a solução de hidróxido de sódio à solução de ácido clorídrico. Misturar rapidamente e tomar nota da mais alta temperatura atingida.

Questionário

1. Preencha as seguintes tabelas

Reação	m_{NaOH} (g)	T_{inicial} (°C)	T_{final} (°C)
1			
2			
3			

Reação	ΔT (°C)	q_{vidro} (J)	$q_{\text{solução}}$ (J)	q_{total} (J)	nº moles NaOH	ΔH (J mol ⁻¹)
1						
2						
3						

2. Para uma das reações explicita como calculou:

a) a variação de temperatura

b) a quantidade de calor que é absorvido pela solução

c) a quantidade de calor absorvido pelo Erlenmeyer

d) a quantidade total de calor absorvido

e) o número de moles de NaOH usadas em cada reação

f) a quantidade total de calor posto em jogo por mole de NaOH

3- Comparar ΔH_2 com $\Delta H_1 + \Delta H_3$ e explicar.

P4 – Aplicação do Princípio de Le Chatelier a algumas reações químicas reversíveis

Introdução:

A maior parte das reações observadas em laboratório parecem progredir até ficarem completas, isto é, todos os reagentes parecem gastar-se para formar produtos. Na realidade, todas as reações químicas são reversíveis, mesmo que a extensão da reversibilidade seja às vezes muito pequena. Em muitas reações, que encontraremos daqui em diante no laboratório, teremos de nos preocupar com a sua reversibilidade e com as possibilidades de controlar a extensão dessa reversibilidade.

Neste trabalho estudaremos algumas reações em que se verifica uma reversibilidade apreciável e em que a presença dos reagentes e produtos pode ser facilmente observada por variação da cor. O ião cromato, $\text{CrO}_4^{2-}(\text{aq})$, pode ser convertido no ião dicromato, $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq})$, e, inversamente, o ião dicromato pode converter-se no ião cromato. A extensão destas reações depende da concentração do ião hidrogénio, $\text{H}^+(\text{aq})$, na solução. A concentração de $\text{H}^+(\text{aq})$ pode aumentar-se por adição de uma fonte de $\text{H}^+(\text{aq})$ - ácido clorídrico (HCl). A concentração de $\text{H}^+(\text{aq})$ pode fazer-se baixar por adição de uma solução de hidróxido de sódio (NaOH), que contém o ião hidróxido, $\text{OH}^-(\text{aq})$. O $\text{OH}^-(\text{aq})$ reage com o $\text{H}^+(\text{aq})$ para formar H_2O .

Material e reagentes:

Reagentes	Material
Solução de cromato de potássio 0,1 M	2 pipetas graduadas de 5 mL
Solução de dicromato de potássio 0,1 M	14 tubos de ensaio
Solução de hidróxido de sódio 1 M	5 pipetas de Pasteur
Solução de ácido clorídrico 1 M	
Solução de nitrato de bário 0,1 M	

Procedimento experimental

Parte A- Equilíbrio ião cromato / ião dicromato

a) Medir cerca de 5 mL de cromato de potássio 0,1 M e 5 mL de dicromato de potássio 0,1 M para dois tubos de ensaio separados. Marcar os tubos como **A1** e **A2**, respectivamente. Estas soluções servirão como fontes de iões $\text{CrO}_4^{2-}(\text{aq})$ e $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq})$. Anotar a cor de cada solução.

b) Transferir 10 gotas (cerca de 0,5mL) da solução **A1** e **A2** para tubos de ensaio separados, marcados como **B1** e **B2**. Juntar a cada um destes tubos, 4 gotas de solução de hidróxido de sódio 1M, até se notar uma variação de cor num dos tubos de ensaio. Tomar então nota das cores. Conservar estes tubos de ensaio para o passo e).

c) Repetir o processo do passo b), preparando novos tubos marcados como **C1** e **C2** mas juntando 4 gotas de solução de ácido clorídrico 1 M, a cada tubo de ensaio. Tomar nota da variação de cor

observada. Guardar estes tubos de ensaio para o passo d).

d) Pegar nos tubos **C1** e **C2** e juntar solução de NaOH 1M, gota a gota, a um dos tubos até se notar uma variação. Os tubos passarão a ser designados por **D1** e **D2**.

e) Pegar nos tubos **B1** e **B2** e juntar solução de HCl 1M, gota a gota, a um dos tubos até se notar uma variação. Os tubos passarão a ser designados por **E1** e **E2**.

Parte B- Equilíbrio do sólido cromato de bário $\text{BaCrO}_4(\text{s})$, com uma solução saturada dos seus iões



a) Deitar 10 gotas de solução de K_2CrO_4 0,1M (a solução contida no tubo **A1** da Parte A) num tubo de ensaio limpo. Marcar este tubo como tubo **A**. Juntar 2 gotas de NaOH 1M. Adicionar gota a gota nitrato de bário, $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, 0,1M até se notar uma variação. Registrar o resultado. Guardar este tubo de ensaio para o passo c).

b) Deitar 10 gotas de solução de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ 0,1M (a solução contida no tubo **A2** da Parte A), num tubo de ensaio limpo. Marcar este tubo como tubo **B**. Juntar 2 gotas de HCl 1M, e depois 10 gotas de $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ 0,1M. Registrar o resultado. Guardar este tubo de ensaio para o passo d). Tomar nota das suas conclusões sobre as solubilidades relativas do $\text{BaCrO}_4(\text{s})$ e do $\text{BaCr}_2\text{O}_7(\text{s})$ a partir das suas observações nos passos a) e b).

c) Ao tubo de ensaio **A** do passo a) juntar, gota a gota, HCl 1M até se notar uma variação. Marcar este tubo como tubo **C**. Tomar nota do que se observou.

d) Ao tubo de ensaio **B** do passo b) juntar, gota a gota, NaOH, 1M até se notar uma mudança. Marcar este tubo como tubo **D**. Registrar a observação feita.

e) Sugerir uma maneira de inverter as transformações e reações observadas nos tubos **C** e **D**. Experimentar esses processos.

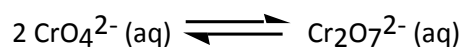
Questionário

Parte A - Equilíbrio ião cromato / ião dicromato

Tabela 1

Tubo	Solução (reagente)	Observação
A1	CrO_4^{2-}	
A2	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	
B1	A1 + NaOH	
B2	A2 + NaOH	
C1	A1 + HCl	
C2	A2 + HCl	
D1	C1 + NaOH	
D2	C2 + NaOH	
E1	B1 + HCl	
E2	B2 + HCl	

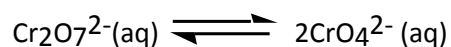
1a) Que se pode concluir acerca da reação



e sobre a sua dependência dos iões hidrogénio, $\text{H}^+(\text{aq})$, como se notou nos passos c) e e)?

1b) Acerte esta equação, juntando o número conveniente de iões $\text{H}^+(\text{aq})$ e de moléculas de H_2O no lado conveniente da equação.

2a) Que se pode concluir acerca da reação contrária



e da sua dependência dos iões hidróxido, $\text{OH}^-(\text{aq})$, como se notou nos passos b) e d)?

2b) Acerte a equação, adicionando o número apropriado de íons $\text{OH}^-(\text{aq})$ e de moléculas H_2O ao lado conveniente da equação.

Parte B - Equilíbrio do sólido cromato de bário $\text{BaCrO}_4(\text{s})$, com uma solução saturada dos seus íons

Tabela 2

Tubo	Solução (reagente)	Observação
A	$\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{NaOH} + \text{Ba}(\text{NO}_3)_2$	
B	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} + \text{Ba}(\text{NO}_3)_2$	
C	A + HCl	
D	B + NaOH	
E	C + ???	
F	D + ???	

1- Usar as equações que acertou nas questões 1 e 2 da parte A para explicar os resultados obtidos nos passos c), d) e e) da parte B.

2- Fazer um resumo dos resultados obtidos com o equilíbrio íon cromato - íon dicromato que inclua a aplicação do Princípio de Le Chatelier.

P5 – Estudo da velocidade de uma reação

Introdução:

Até que ponto é que as variações da concentração das substâncias reagentes afetam a velocidade de uma reação? As variações de temperatura afetam a velocidade de uma reação? Neste trabalho investigar-se-á o papel de determinados fatores, tais como, a concentração e a temperatura, por meio de alguns ensaios com uma reação interessante chamada “reação relógio”.

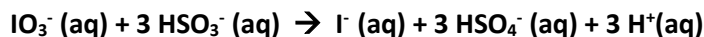
Para determinar o papel de cada fator independentemente, faremos variar a concentração de uma das espécies reagentes (parte 1) e a temperatura (parte 2). Em cada caso manter-se-ão constantes as outras variáveis possíveis.

A reação relógio ocorre quando se misturam duas soluções:

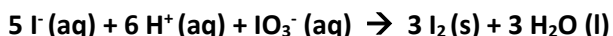
Solução A – solução aquosa de iodato de potássio, KIO_3 , que vai ser a fonte de uma das espécies reagentes, o ião iodato IO_3^- .

Solução B – solução que contém amido e a outra espécie reagente, o ião hidrogenossulfito, HSO_3^- .

O passo inicial da reação pode ser representado pela equação:



Quando os iões hidrogenossulfito, HSO_3^- , tiverem sido gastos, os iões iodeto, $\text{I}^- (\text{aq})$, reagem com os restantes iões iodato, $\text{IO}_3^- (\text{aq})$, para produzir $\text{I}_2 (\text{s})$



O iodo molecular forma com o amido, presente na solução, uma coloração azul que indica que a reação se deu até este ponto.

Material e reagentes:

3 pipetas de 10 mL

14 tubos de ensaio

2 copos de 250 mL

Termómetro

Banho termostaticado

Solução A- solução de KIO_3 0,02 M

Solução B- solução com $\text{HSO}_3^- (\text{aq})$ e amido

Parte 1. Efeito das variações de concentração

Para investigar o efeito da variação da concentração de um dos reagentes sobre o tempo de reação, far-se-ão diluições da solução A para variar a concentração do ião iodato. Em cada caso, a concentração do ião hidrogenossulfito será mantida constante e a temperatura de todas as soluções deverá ser a temperatura ambiente.

Procedimento experimental:

1. Medir, com uma pipeta graduada e limpa, 10,0 mL da solução A e adicioná-la a um tubo de ensaio. Rotular o tubo como **tubo 1**.
2. Medir 10,0 mL de solução B e colocar noutro tubo de ensaio. Se as soluções estiverem no laboratório durante algum tempo, pode considerar-se que estão à temperatura ambiente. Medir a temperatura com um termómetro.
3. Com um relógio registar, com a precisão do segundo, o momento em que se junta a solução B à solução A e, depois de colocar a rolha no tubo, misturá-las uniformemente. O tempo deve ser marcado a partir do instante em que as soluções entram em contacto.
4. Observar cuidadosamente a solução que está no tubo de ensaio e registar o tempo que demora a aparecer o primeiro sinal de reação (desenvolvimento de cor).
5. Preparar soluções de KIO_3 de concentrações diferentes diluindo a solução como se segue:

Tubo	Solução A (mL)	Água destilada (mL)
2	9,0	1,0
3	7,0	3,0
4	5,0	5,0
5	3,0	7,0
6	1,0	9,0

Repare que o volume total é sempre 10,0 mL.

Homogeneizar bem cada uma das soluções diluídas de KIO_3 . Rotular os tubos como tubos 2 a 6.

6. Repetir as operações dos pontos 3 e 4 anteriores, adicionando 10,0 mL da solução B a cada uma das soluções diluídas de KIO_3 (tubos 2 a 6) à temperatura ambiente.

Parte 2- Efeito da temperatura

Para investigar o efeito das variações de temperatura determinar-se-á o tempo desta reação à temperatura ambiente e a outras temperaturas.

Procedimento Experimental:

1. Coloque 5,0 mL de solução A num tubo de ensaio e adicione-lhe 5 mL de água.
2. Noutro tubo de ensaio coloque 10,0 mL de solução B. Estas soluções devem ser levadas à temperatura desejada antes de serem misturadas.
3. Realizar este procedimento para as temperaturas +5 °C (em banho de gelo) e a +45 °C (no banho de água).
4. Com um relógio, registar, com a precisão de 1 segundo, o momento em que junta a solução B à solução A, colocar uma rolha e agite para obter uma mistura uniforme. O tempo deve ser registado a partir do instante em que as duas soluções entrarem em contacto. Registar o momento em que aparece o primeiro sinal de reação.

Questionário

Parte 1 - Influência da concentração

1- Calcular o número de moles de iodato de potássio em cada mL de solução A.

2- Calcular a concentração molar inicial em cada uma das misturas de A mais B preparadas na parte 1.

3- Preencher a tabela.

Solução	V solução A (mL)	[iãio iodato] (mol L ⁻¹)	tempo (s)
inicial-tubo 1	10		
tubo 2	9		
tubo 3	7		
tubo 4	5		
tubo 5	3		
tubo 6	1		

4- Por que razão é importante manter o volume total de 10 mL durante as diluições da solução A?

5- Traçar um gráfico dos dados concentração-tempo pondo o tempo no eixo XX e o ln [concentração de KIO₃] no eixo YY.

6- Que generalizações se podem fazer a respeito do efeito da variação da concentração no tempo de reação?

7- Como é que o tempo de reação está relacionado com a velocidade de reação?

Parte 2 - Influência da temperatura

1- Preencher a tabela.

Solução	Temp (°C)	tempo (s)
tubo 1	5	
tubo 3	45	
tubo 5 (1ª parte)		

2- Traçar um gráfico dos dados temperatura-tempo pondo o tempo no eixo XX e a temperatura no eixo YY.

3- Quais as relações gerais que pode deduzir desse gráfico?

4- Fazer uma previsão do tempo de reação a 0 °C e a + 50 °C, supondo que, na experiência, se mantiveram constantes as outras variáveis.