



Universidade do Minho

Química Geral

2020-2021

Aulas práticas Protocolos experimentais

Departamento de Química Universidade do Minho

Lic. Física

Mest. Int. Eng. Física

Docentes: **Maria Alice Carvalho**
 Maria Manuela Raposo
 João Paulo André

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, quando é de fácil obtenção, custo pouco elevado, permite a formação de soluções de concentração muito rigorosa e que não se alterem muito facilmente.

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

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

PARTE EXPERIMENTAL

I. 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 de boca larga e 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.
- 5- Identifique o conteúdo dos Erlenmeyer com uma etiqueta (substância e quantidade pesada).

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 um pouco de água destilada e agite até todo o sólido dissolver. até ao menisco.
- 3- Acrescente água destilada até o menisco.
- 4- Identifique o conteúdo do balão volumétrico com uma etiqueta (substância e concentração).

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 homogeneíze a solução, agitando cuidadosamente.
- 4- Identifique o conteúdo do balão volumétrico com uma etiqueta (substância e concentração).

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

Objetivo: 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.

Introdução

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. A titulação é efetuada na presença de um indicador ácido-base, 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 concentração molar 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- A uma das soluções de hidrogenoftalato de potássio preparadas anteriormente, adicione 2 gotas de fenolftaleína.

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

3- Adicione a solução contida na bureta, gota a gota, à solução contida no Erlenmeyer, agitando constantemente 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 anteriormente num Erlenmeyer de 100 mL de boca larga 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 mais duas vezes.

5- Esvazie a bureta, lave-a convenientemente com água da torneira e em seguida com 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	m (KHC ₈ H ₄ O ₄) (g)	n (KHC ₈ H ₄ O ₄) (mol)	V de NaOH (aq.) (mL)	[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 20 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)	[HCl] (mol L ⁻¹)
1			
2			
3			

P3 – Variações de entalpia em reações químicas

Objetivo: Determinação do calor de reação de neutralização

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 uma 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 (ΔT) 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 de **calor específico** dessa substância, c_p . Os valores de calor específico 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 $\pm 0,5$ °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.



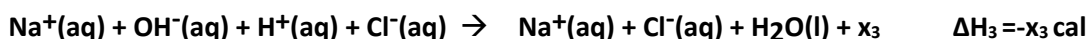
Reação 2

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 -Solução de ácido clorídrico 0,25 M -Solução de ácido clorídrico 0,50 M -Solução de hidróxido de sódio 0,50 M	- Erlenmeyer de 250 mL - Termómetro - Vidro de relógio - 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.

d) 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 registrar a mais alta temperatura atingida.

Determinação do calor da reação 2

Lavar e secar o Erlenmeyer usado anteriormente.

a) 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.

a) 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. Registrar 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 _{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 numero 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 – 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”.

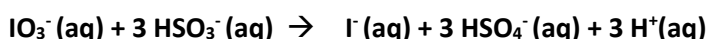
Para determinar o papel de cada fator independentemente, faremos variar a concentração de uma das espécies reagentes (parte I) e a temperatura (parte 2). Em cada caso manter-se-ão constantes as outras variáveis possíveis.

A reação relógio ocorre quando se misturam duas soluções:

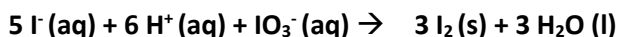
Solução A – solução aquosa de iodato de potássio, KIO_3 , que vai ser a fonte de uma das espécies reagentes, o ião iodato IO_3^- .

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 termostático

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 $+5\text{ }^{\circ}\text{C}$ (em banho de gelo) e a $+45\text{ }^{\circ}\text{C}$ (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)	[I ⁻ 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 KIO_3] 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 4 (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.

P5 – 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**, respetivamente. 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 cada 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 cada 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.

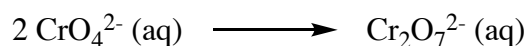
Questionário

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 iões $\text{OH}^-(\text{aq})$ 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 iões

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 ião cromato - ião dicromato que inclua a aplicação do Princípio de Le Chatelier.