

ATIVIDADE LABORATORIAL 1.1.

Volume e número de moléculas de uma gota de água

OBJETIVO GERAL

Medir o volume e a massa de uma gota de água e determinar o número de moléculas de água na gota.

METAS ESPECÍFICAS

1. Medir a massa e o volume de um dado número de gotas de água, selecionando os instrumentos de medição mais adequados.
2. Apresentar os resultados das medições da massa e do volume das gotas de água, atendendo à incerteza de leitura e ao número de algarismos significativos.
3. Determinar a massa e o volume de uma gota de água e indicar a medida com o número adequado de algarismos significativos.
4. Calcular o número de moléculas de água que existem numa gota e indicar o resultado com o número adequado de algarismos significativos.

EXPLORAÇÃO DA ATIVIDADE LABORATORIAL

QUESTÕES PRÉ-LABORATORIAIS

1. Que instrumento de medida deve ser usado para medir a massa?

O instrumento adequado à medição da massa é a balança digital com precisão ao centígrama.

2. Qual o instrumento de medida que pode ser usado para medir o volume de um líquido?

Para medir com maior rigor o volume de líquidos pode-se usar pipetas (volumétricas ou graduadas), buretas graduadas ou balões volumétricos, embora se destinem a aplicações diferentes; para medições menos rigorosas pode-se usar provetas graduadas ou mesmo gobelés para medições mais grosseiras.

3. Por que motivo não é possível medir o volume e o número de moléculas de uma única gota de água como sugere o título da atividade?

Não é possível medir o volume de uma única gota de água porque é demasiado pequena, inferior à sensibilidade dos instrumentos de medição de volume que dispomos no laboratório. O número de moléculas também não pode ser medido diretamente porque ainda que as conseguíssemos visualizar a olho nu (o que não é possível devido à sua reduzidíssima dimensão) não disporíamos de tempo suficiente, pois o seu número é demasiado elevado.

4. Apresente uma sugestão para ultrapassar o problema colocado na questão anterior.

Tendo em conta que a medição direta destas grandezas é problemática, teremos que optar por uma medição indireta. A solução é medir o volume de um número razoável de gotas para depois extrapolar o volume de uma única gota. O número de moléculas lá existentes também será determinado indiretamente a partir da massa de uma única gota, cujo valor também terá de ser obtido a partir da medição da massa de um considerável número de gotas.

5. Qual das grandezas, massa ou volume, pode ser usada para determinar o número de moléculas numa gota de água? Que informação adicional é necessário para determinar esse valor?

A grandeza mais apropriada é a massa, pois conhecendo a massa molar da água (que pode ser determinada a partir das massa atômicas relativas médias do hidrogénio e do oxigénio presentes na tabela periódica) podemos determinar a quantidade de matéria e, posteriormente, com o número de Avogadro, converter esse valor para número de moléculas. Note-se que o aluno poderá referir que a grandeza apropriada é o volume. Nesse caso, deverá incluir na sua resposta que também necessitava conhecer a densidade da água para a temperatura a que se encontra, para que pudesse converter o valor do volume em massa.

REGISTO E TRATAMENTO DE RESULTADOS

Exemplos de valores obtidos na realização da atividade.

Tabela I – Massa e volume das gotas de água			
N.º de gotas de água	Massa de água / ± 0,01 g	Volume inicial de água na bureta / ± 0,05 mL	Volume final de água na bureta / ± 0,05 mL
100	5,12	1,60	7,60

A massa das gotas de água foi medida com uma balança digital (a medida é indicada por um número), considerando-se a incerteza absoluta igual a uma unidade do último dígito de leitura.

O volume das gotas de água foi medido com uma bureta, um instrumento analógico, logo, considera-se a incerteza absoluta igual a metade do valor da divisão menor da escala.

Assim, tanto o valor da massa como os valores de volume apresentam três algarismos significativos, sendo o último algarismo o algarismo estimado.

Note-se que, como o tamanho das gotas pode variar, podemos encontrar resultados diferentes com instrumentos diferentes, pelo que os dados apresentados são apenas uma sugestão de resolução.

a) o volume de água adicionado ao gobelé.

$$V_{\text{gotas}} = V_{\text{final}} - V_{\text{inicial}} \Rightarrow V_{\text{gotas}} = 7,60 - 1,60 \Leftrightarrow V_{\text{gotas}} = 6,00 \text{ mL}$$

Como o volume das gotas é obtido de uma diferença, o resultado deve apresentar o mesmo número de casas decimais que a parcela com o número mais reduzido de casas decimais, neste caso, duas.

b) o volume de uma gota de água.

$$V_{1\text{gota}} = \frac{V_{\text{gotas}}}{n_{\text{gotas}}} \Leftrightarrow V_{1\text{gota}} = \frac{6,00}{100} = 0,0600 \text{ mL}$$

Como o volume de uma gota é obtido de um quociente, o resultado deve apresentar o mesmo número de algarismos significativos do fator com o número mais reduzido de algarismos significativos, neste caso, três.

c) a massa de uma gota de água.

$$m_{1\text{gota}} = \frac{m_{\text{gotas}}}{n_{\text{gotas}}} \Leftrightarrow m_{1\text{gota}} = \frac{5,12}{100} = 0,0512 \text{ g}$$

Como a massa de uma gota é obtida de um quociente, o resultado deve apresentar o mesmo número de algarismos significativos do fator com o número mais reduzido de algarismos

significativos, neste caso, três.

- d) o número de moléculas numa gota de água.

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 18,02 \text{ g mol}^{-1}$$

$$m = n M \Rightarrow 0,0512 = n \times 18,02 \Leftrightarrow n = \frac{0,0512}{18,02} = 0,00284 \text{ mol}$$

Apesar do valor resultar de um quociente, como um dos fatores corresponde a um valor tabelado, o número de algarismos significativos do resultado deverá ser igual ao do valor obtido experimentalmente, ou seja, três.

$$N = n N_A \Leftrightarrow N = 0,00284 \times 6,02 \times 10^{23} = 1,71 \times 10^{21} \text{ moléculas de água}$$

QUESTÕES PÓS-LABORATORIAIS

1. Indique, justificando, quais as incertezas de leitura dos instrumentos de medida utilizados.

A massa das gotas de água no gobelé foi medida com uma balança digital cuja sensibilidade é 0,01 g e, sendo digital, a incerteza de leitura é igual, ou seja, $\pm 0,01$ g.

O volume de água foi medido com uma bureta cuja menor divisão da escala era 0,1 mL pelo que a incerteza de leitura será metade, ou seja, $\pm 0,05$ mL.

2. Qual é a relação entre a massa e o volume das gotas de água? Procure encontrar uma justificação para essa relação.

O volume e a massa das gotas de água são semelhantes, uma vez que a densidade da água é aproximadamente 1 g cm^{-3} (varia ligeiramente com a temperatura).

3. Classifique as medições da massa e do volume das gotas de água e da massa e do volume de uma gota de água como medições diretas ou indiretas.

A medição da massa das gotas é direta, enquanto as medições do volume das gotas e da massa e do volume de uma única gota de água são indiretas.

4. Compare a ordem de grandeza do número de moléculas de água de uma gota com a massa dessa gota.

$$m_{1\text{gota}} = 0,0512 \text{ g} = 5,12 \times 10^{-2} \text{ g logo, a ordem de grandeza é } 10^{-1};$$

$$N = 1,71 \times 10^{21} \text{ moléculas, logo, é da ordem de grandeza } 10^{21}.$$

Assim, a ordem de grandeza do número de moléculas de uma gota de água é 10^{22} vezes superior à ordem de grandeza da massa.

Apesar de a massa já ser pequena, o número de moléculas é extraordinariamente grande.

5. Indique a ordem de grandeza do número de anos que seriam necessários para medir as moléculas de uma gota de água à razão de duas por segundo.

$$1 \text{ ano} = 365,25 \times 24 \times 60 \times 60 = 31\,557\,600 \text{ s}$$

$$N_{\text{moléculas/ano}} = 2 \times 31\,557\,600 = 63\,115\,200 \text{ moléculas/ano}$$

$$N_{\text{anos}} = \frac{N_{\text{moléculas}}}{N_{\text{moléculas/ano}}} \Leftrightarrow N_{\text{anos}} = \frac{1,71 \times 10^{21}}{63\,115\,200} = 2,71 \times 10^{13} \text{ anos, logo, a ordem de grandeza é } 10^{13}.$$

ATIVIDADE LABORATORIAL 1.2.

Teste de chama

OBJETIVO GERAL

Identificar elementos químicos em amostras de sais usando testes de chama.

METAS ESPECÍFICAS

1. Identificar a presença de um dado elemento químico através da coloração de uma chama quando nela se coloca uma amostra de sal.
2. Indicar limitações do ensaio de chama relacionadas com a temperatura da chama e com a natureza dos elementos químicos na amostra.
3. Interpretar informação de segurança presente no rótulo de reagentes e adotar medidas de proteção com base nessa informação e em instruções recebidas.
4. Interpretar os resultados obtidos em testes de chama.

EXPLORAÇÃO DA ATIVIDADE LABORATORIAL

QUESTÕES PRÉ-LABORATORIAIS

1. Analisando o rótulo de uma embalagem de cloreto de potássio, indique quais são os riscos decorrentes da sua utilização e as regras de segurança que se devem cumprir durante a sua utilização.

Reagentes irritantes e/ou nocivos: identifica os produtos químicos que não são venenosos, mas podem causar irritações nos olhos, vias respiratórias e pele. Não permitir o contacto com a pele ou a roupa. Usar máscara protetora.

2. Qual é o fundamento teórico do teste a realizar?

Quando uma certa quantidade de energia é fornecida a um determinado elemento químico, alguns elétrons de valência absorvem esta energia passando para um estado excitado. Quando um desses elétrons excitados retorna ao estado fundamental, emite uma quantidade de energia radiante, igual àquela absorvida, cujo comprimento de onda é característico do elemento e da mudança do nível eletrónico de energia. Assim, a cor emitida é utilizada para identificar o referido elemento.

3. Por que razão é necessário proceder a um aquecimento do composto numa chama?

O aquecimento permite que uma certa quantidade de energia térmica seja fornecida a um determinado elemento químico e provoque a excitação de alguns elétrons do elemento em estudo.

4. Qual a utilidade deste tipo de testes?

Estes testes permitem identificar os elementos presentes na amostra, atendendo à coloração da chama a que dão origem.

REGISTO E TRATAMENTO DE RESULTADOS

Exemplos de resultados obtidos na realização da atividade.

Tabela I – Registo da cor da chama produzida pelos sais ensaiados e das riscas do espetro de emissão observado com o auxílio de um espetroscópio de bolso			
Sólido	Cor da chama (visão direta)	Cor da chama (vidro de cobalto)	Cor das riscas de emissão
LiCl	Vermelho	Vermelho	Riscas na zona do vermelho
KCl	Violeta	Violeta	Riscas na zona vermelho, amarelo, verde e azul
NaCl	Amarelo	Amarelo	Riscas na zona do amarelo, verde e azul
CuCl	Verde-azulado	Verde-azulado	Riscas violeta e laranja
CaCl ₂	Vermelho alaranjado	Vermelho alaranjado	Riscas violeta, verde, amarelo, vermelho
BaCl ₂	Verde-amarelado	Verde-amarelado	Riscas azul e várias riscas verdes
CuCl ₂	Verde-azulado	Verde-azulado	Riscas laranja, verde, vermelho e violeta
SrCl ₂	Vermelho-carmesim	Vermelho-carmesim	Riscas na zona do vermelho
Desconhecido			

QUESTÕES PÓS-LABORATORIAIS

1. Qual a relação entre a cor da chama após a adição do sal e os espetros atómicos dos respetivos elementos?

A cor da chama coincide com a risca ou com o somatório das riscas observadas no espetro de emissão do elemento respetivo.

2. O que se pode concluir através dos ensaios realizados?

Cada metal emite uma cor diferente porque tem um espetro constituído por um conjunto de riscas coradas bem individualizadas e não se obtêm espetros iguais de substâncias diferentes, logo cada elemento apresenta um determinado espetro que lhe é característico. Portanto o espetro de emissão de cada metal é uma espécie de “impressão digital” podendo ser utilizado para identificar os respetivos elementos em amostras.

3. Tendo em conta o resultado obtido para o sal desconhecido, indique o catião que fará parte da sua constituição.

Através da observação da cor produzida na chama do bico de Bunsen, durante o aquecimento da amostra desconhecida e comparando-a com as cores da chama produzidas durante o aquecimento de substâncias conhecidas é possível uma identificação da amostra desconhecida pois existe uma correspondência entre a cor da chama e os componentes do sal que a originaram.

4. Quais as limitações do uso do teste de chama para o fim em vista?

As principais limitações do uso do teste de chama que, por vezes, dificultam a correta identificação do composto em estudo, são: o facto de o olho humano ser falível, o que pode conduzir a que se interprete mal a cor apresentada; a coloração de cada uma das substâncias extingue-se rapidamente e pode encontrar-se mascarada por outras; a chama pode não se encontrar à temperatura adequada; a desexcitação dos eletrões nas amostras analisadas deve situar-se na zona do visível, pelo que apenas um número reduzido de elementos pode ser analisado.

ATIVIDADE LABORATORIAL 1.3.

Densidade relativa de metais

OBJETIVO GERAL

Determinar a densidade relativa de metais por picnometria.

METAS ESPECÍFICAS

1. Definir densidade relativa e relacioná-la com a massa volúmica.
2. Identificar a densidade relativa como uma propriedade física de substâncias.
3. Interpretar e utilizar um procedimento que permita determinar a densidade relativa de um metal por picnometria.
4. Determinar a densidade relativa do metal.
5. Indicar o significado do valor obtido para a densidade relativa do metal.
6. Determinar o erro percentual do resultado obtido para a densidade relativa do metal e relacioná-lo com a exatidão desse resultado.
7. Indicar erros que possam ter afetado o resultado obtido.

EXPLORAÇÃO DA ATIVIDADE LABORATORIAL

QUESTÕES PRÉ-LABORATORIAIS

1. Suponha que, no laboratório, lhe é fornecido um frasco contendo um pequeno metal não identificado. Indique um método para identificar o metal.

Determinar a densidade relativa do metal por picnometria. Como a densidade relativa é uma das propriedades físicas específicas de cada substância, seria possível identificar o metal comparando o valor obtido com o valor tabelado.

2. Como se pode ler no texto “O picnómetro é um dispositivo, geralmente de vidro, que permite determinar a densidade relativa por comparação direta de massas que ocupam o mesmo volume”. Como se pode determinar a massa de água que ocupa o mesmo volume que o sólido?

A massa de água que ocupa o mesmo volume que o sólido corresponde à massa de água deslocada ($m_{\text{água}}$), quando se mergulha o sólido, logo, poderá ser determinada subtraindo à massa do picnómetro com água + massa do sólido (m_0) a massa do picnómetro com água e o sólido no interior (m_1):

$$m_{\text{água}} = m_0 - m_1.$$

3. Partindo da expressão da densidade relativa, mostre que, recorrendo a um picnómetro, a densidade relativa de uma substância sólida pode ser obtida através da expressão apresentada na tabela II.

$$d = \frac{\rho}{\rho_0} \Leftrightarrow d = \frac{\frac{m_{\text{metal}}}{V_{\text{metal}}}}{\frac{m_{\text{água}}}{V_{\text{água}}}}$$

Como estamos a comparar duas massas que ocupam o mesmo volume, obtém-se:

$$d = \frac{m_{\text{metal}}}{m_{\text{água}}}$$

A massa de água que ocupa o mesmo volume que o metal corresponde à massa de água deslocada, ou seja: $m_{\text{água}} = m_0 - m_1$

$$d = \frac{m}{m_0 - m_1}$$

4. Na utilização de picnómetros é comum a formação de bolhas de ar durante o seu enchimento. De que forma é que esse facto poderá afetar o resultado e como se deverá proceder para tentar evitar esse problema?

A formação de bolhas de ar introduz um erro sistemático na determinação da densidade relativa do material ensaiado, uma vez que a massa medida na presença de bolhas de ar é sistematicamente inferior à massa esperada na ausência das bolhas. Como a quantidade de bolhas de ar irá variar de ensaio para ensaio é de prever que o erro sistemático sofra flutuações aleatórias ao longo dos vários ensaios realizados, em consequência da variação também aleatória da formação das bolhas de ar. Para evitar a formação de bolhas de ar, deve-se deixar escorrer o líquido lentamente pelas paredes do picnómetro, rodando o picnómetro enquanto se enche, e colocar a tampa com um movimento vertical rápido, de modo a que o excesso de líquido escorra pelo capilar. As bolhas persistentes podem ser eliminadas tocando-as com um fio metálico.

REGISTO E TRATAMENTO DE RESULTADOS

Exemplos de valores obtidos na realização da atividade.

Metal em estudo – zinco

Tabela III – Medição de massa		
Medição efetuada	Simbologia	Massa / g ($\pm 0,01$ g)
Massa (sólido)	m	0,92 g
Massa (picnómetro com água + sólido no vidro de relógio)	m_0	92,72 g
Massa (picnómetro com água e sólido + vidro de relógio vazio)	m_1	92,59 g
Massa do volume de água deslocado	$m' = m_0 - m_1$	0,13 g

Tabela IV – Determinação da densidade relativa	
Temperatura da água / °C ($\pm 0,1$ °C)	Densidade relativa do metal
20,0 °C	$d = \frac{m}{m'} \Rightarrow d = \frac{0,92}{0,13} = 7,08 \approx 7,1$

Note-se que, por definição, a densidade relativa (d) obtém-se dividindo a densidade da substância (ρ) pela densidade da água a 4 °C ($\rho_0 = 1 \text{ g cm}^3$). Se a temperatura a que são realizados os ensaios não for igual a 4 °C, a densidade da água (ρ_a) é diferente de ρ_0 , pelo que o valor obtido deverá ser corrigido, usando a expressão:

$$d_c = \frac{m}{m'} \times \frac{\rho_a}{\rho_0} \Rightarrow d_c = 7,08 \times 0,99821 \Leftrightarrow d_c = 7,06 \approx 7,1$$

QUESTÕES PÓS-LABORATORIAIS

1. Qual é o significado do valor obtido para a densidade relativa da substância?

A densidade relativa do metal a 20 °C corresponde a 7,06, o que significa que a sua massa volúmica é 7,06 vezes maior do que a massa volúmica da água a 4°C.

2. Compare o valor obtido experimentalmente com o valor de densidade relativa tabelado e indique se é provável que o metal em estudo se trate desta substância.

Densidade relativa do zinco (a 20 °C) = 7,14

Densidade relativa do zinco (a 20 °C) obtida experimentalmente = 7,06

Logo é provável que o metal em estudo se trate realmente do zinco.

Quanto menor a massa do metal mais significativa será a diferença causada, por exemplo, por uma ou duas gotas de água incorretamente medidas.

3. Determine o erro percentual do resultado obtido para a densidade relativa do metal. O que se pode concluir sobre a exatidão do resultado obtido experimentalmente?

$$e_r = \frac{|\text{valor experimental} - \text{valor teórico}|}{\text{valor teórico}} \Rightarrow$$
$$\Rightarrow e_r = \frac{|7,06 - 7,14|}{7,14} = 0,011 \Rightarrow e_r = 1,1\%$$

Como o erro percentual apresenta um valor inferior a cerca de 5%, podemos considerar o resultado bastante exato.

4. Quais os erros mais comuns que podem ser cometidos no uso do picnómetro e que podem justificar as diferenças entre o valor de densidade relativa obtido experimentalmente e o valor tabelado?

Erros aleatórios e sistemáticos associados à influência da temperatura, à formação de bolhas de ar no interior do picnómetro, a uma secagem inadequada do picnómetro ou à presença de impurezas no metal em estudo.

ATIVIDADE LABORATORIAL 2.1.

Miscibilidade de líquidos

OBJETIVO GERAL

Prever e avaliar a miscibilidade de líquidos.

METAS ESPECÍFICAS

1. Prever se dois líquidos são miscíveis ou imiscíveis, tendo como único critério o tipo de ligações intermoleculares predominantes em cada um.
2. Identificar e controlar variáveis que afetam a miscibilidade de líquidos.
3. Interpretar informação de segurança nos rótulos de reagentes e adotar medidas de proteção com base nessa informação e em instruções recebidas.
4. Descrever e realizar um procedimento que permita avaliar a miscibilidade de líquidos.
5. Relacionar a miscibilidade dos líquidos em estudo com os tipos de interações entre as respetivas unidades estruturais.

SUGESTÕES METODOLÓGICAS

A atividade foi preparada para dar cumprimento às sugestões do programa:

“A atividade pode ter o formato de uma investigação laboratorial, em que se fornecem vários líquidos e informação sobre as correspondentes fórmulas de estrutura. Os líquidos a utilizar poderão ser: água, etanol, acetona e hexano.

A atividade pode começar sugerindo aos alunos que formulem hipóteses sobre a miscibilidade dos líquidos propostos, com base nas respetivas fórmulas de estrutura.”

Como introdução ao tema, caso os alunos apresentem dificuldades nesta metodologia, ou como conclusão pode visualizar-se o vídeo “Óleo e glicerina: solubilidade em água”.

Pode consultar-se uma tabela de miscibilidades em <http://www.cienytech.com/tablas/Tabla-miscibilidades-cruzada.pdf>.

EXPLORAÇÃO DA ATIVIDADE LABORATORIAL

Transformações do problema

Com base nas fórmulas estruturais os alunos devem concluir que a água, o etanol e a acetona são moléculas polares e que as duas primeiras reúnem condições para estabelecer ligações de hidrogénio com moléculas semelhantes. Devem concluir também que o hexano é uma molécula apolar.

Com base nestas conclusões é provável que na sua previsão indiquem que apenas as três primeiras são miscíveis entre si.

Planificação e desenho da experimentação

Os alunos devem indicar que as variáveis a controlar, ou seja, que se devem manter em todos os ensaios devem ser o volume dos líquidos utilizados, a temperatura e a agitação. Além disso, deve ter-se em atenção que os volumes de líquidos misturados devem ser semelhantes porque, quando um deles se encontra em quantidades reduzidas os líquidos nunca são completamente imiscíveis.

É também importante mencionar que a atividade pode ser feita em pequena escala, em tubos de ensaio, atendendo à perigosidade de alguns reagentes utilizados (por exemplo, à exceção da água, são todos inflamáveis, a acetona é também irritante e o hexano é nocivo e perigoso para o ambiente). Os alunos devem ainda concluir que, no total, serão realizados seis ensaios para testar a miscibilidade de todos os pares de líquidos possíveis.

Assim, alguns dos pontos principais a constar no procedimento dos alunos seriam: medir, com um conta-gotas, iguais volumes dos líquidos a misturar e colocar num tubo de ensaio; agitar ligeiramente a mistura; observar o aspeto da mistura e registar numa tabela.

Avaliação

Os alunos deverão concluir que: a água e o etanol são miscíveis e formam uma mistura homogénea pois podem estabelecer ligações de hidrogénio, o mesmo tipo de ligações intermoleculares que existem em cada uma das substâncias isoladas; a água e a acetona são miscíveis e formam uma mistura homogénea pois a acetona é polar e pode formar interações dipolo-dipolo com a água; a água e o hexano são imiscíveis, formam uma mistura heterogénea, pois o hexano é uma molécula apolar estabelecendo ligações intermoleculares com a água energeticamente menos favoráveis que as que existem nas substâncias separadas; o álcool e a acetona são miscíveis, formando uma mistura homogénea porque são ambas moléculas polares; o álcool e a acetona também são miscíveis no hexano porque estas moléculas possuem uma cadeia carbonada apolar podendo estabelecer forças de dispersão de London com as moléculas de hexano.

Na verdade o assunto é mais complicado pois há líquidos que são parcialmente miscíveis e moléculas que são bipolares, como o caso do etanol e da acetona, isto é, que possuem simultaneamente uma parte polar e outra apolar que justificam a sua solubilidade em moléculas polares, como a água, e apolares, como o hexano.

ATIVIDADE LABORATORIAL 2.2.

Soluções a partir de solutos sólidos

OBJETIVO GERAL

Preparar uma solução aquosa a partir de um soluto sólido.

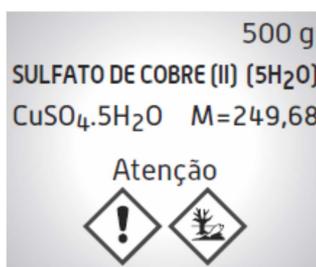
METAS ESPECÍFICAS

1. Efetuar cálculos necessários à preparação de soluções a partir de um soluto sólido.
2. Descrever as principais etapas e procedimentos necessários à preparação de uma solução a partir de um soluto sólido.
3. Medir a massa de sólidos em pó, granulados ou em cristais, usando uma balança digital, e apresentar o resultado da medição atendendo à incerteza de leitura e ao número de algarismos significativos.
4. Aplicar técnicas de transferência de sólidos e líquidos.
5. Preparar uma solução com um dado volume e concentração.
6. Armazenar soluções em recipiente apropriado sem as contaminar ou sem alterar a sua concentração.
7. Indicar erros que possam ter afetado as medições efetuadas.

EXPLORAÇÃO DA ATIVIDADE LABORATORIAL

QUESTÕES PRÉ-LABORATORIAIS

1. Analisando o rótulo seguidamente apresentado, referente a um frasco de sulfato de cobre(II) penta-hidratado, identifique os riscos e cuidados a ter no armazenamento da substância.



A análise dos rótulos permite tomar conhecimento dos perigos potenciais das substâncias utilizadas de modo a reduzir a possibilidade de contaminações ou acidentes.

2. Qual a massa de soluto que deve ser utilizada para se preparar 250,0 cm³ de uma solução aquosa de sulfato de cobre(II) penta-hidratado com concentração 0,03000 mol dm⁻³?

$$V = 250,0 \text{ cm}^3 = 0,2500 \text{ dm}^3$$

$$c = 0,03000 \text{ mol dm}^{-3}$$

$$c = \frac{n}{V} \Leftrightarrow n = cV = 0,03000 \times 0,2500 = 7,500 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$M(\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{ H}_2\text{O}) = 249,72 \text{ g mol}^{-1}$$

$$m = nM \Rightarrow m = 7,500 \times 10^{-3} \times 249,72 = 1,873 \text{ g}$$

3. Admitindo que a solução vai ser utilizada em análise quantitativa (solução de concentração rigorosa), que instrumentos se devem usar na sua preparação?

Balão volumétrico de 250,0 mL; balança analítica ou semianalítica; frasco de vidro de 250 mL; conta-gotas; funil de vidro; vidro de relógio; gobelé; vareta de vidro; esguicho (água destilada); espátula.

4. Após a preparação da solução, que cuidados se devem ter no seu armazenamento?

Deve efetuar-se o armazenamento de forma adequada para que não ocorra contaminação nem alteração da concentração. Para isso, utilizam-se frascos apropriados conforme o tipo de solução, os quais devem estar convenientemente lavados com água e com um pouco da própria solução e devem ser identificados com rótulos, indicando, pelo menos, o nome da solução preparada, a concentração e a data de preparação.

REGISTO E TRATAMENTO DE RESULTADOS

Exemplos de valores obtidos na realização da atividade.

Tabela I – Registo de resultados e das incertezas de leitura		
Instrumento de medida	Grandeza medida	Incerteza de leitura
Balança	Massa ($m = 1,88$ g)	$\pm 0,01$ g
Balão volumétrico	Volume ($V = 250,0 \times 10^{-3}$ dm ³)	$\pm 0,15$ mL

Calcule a concentração da solução preparada e apresente o resultado com o número correto de algarismos significativos.

$$m = n M \Rightarrow n = \frac{1,88}{249,72} = 7,53 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$c = \frac{n}{V} = \frac{7,53 \times 10^{-3} \text{ mol}}{250,0 \times 10^{-3} \text{ dm}^3} = 0,0301 \text{ mol dm}^{-3}$$

QUESTÕES PÓS-LABORATORIAIS

1. Quais os principais erros aleatórios e sistemáticos que poderão ter afetado a preparação da solução?

Os principais erros que poderão ter afetado a preparação da solução são:

- erros sistemáticos de leitura como a má calibração da balança, a calibração do balão volumétrico que é feita a 20 °C, que não corresponde à temperatura a que é feita a atividade e o grau de pureza da substância usada.

- erros aleatórios que surgem mesmo em situações de grande cuidado operacional e resultam de causas desconhecidas e imprevisíveis, não se podendo quantificar a forma como alteram o resultado final. Como, por exemplo, a contaminação devida ao material não estar limpo ou obtenção de uma solução menos concentrada por lavagem insuficiente do material utilizado. O professor pode mostrar como este ponto é importante se optar por preparar uma solução de permanganato de potássio, pois a sua cor intensa mostra que é difícil conseguir recolher todos os restos de solução.

2. Por que razão, geralmente, o valor da massa efetivamente medida não é, nem tem que ser, exatamente igual ao valor calculado?

O composto é transferido para a balança com uma espátula; por muito pequena que seja a quantidade retirada pela espátula é quase impossível transferir exatamente a massa calculada

teoricamente. Além disso, a massa medida também está dependente do estado de divisão do reagente, que se aconselha que esteja sempre na forma pulverizada.

Por vezes, o que interessa é conhecer a concentração final preparada, em função da massa medida, para rotular convenientemente.

ATIVIDADE LABORATORIAL 2.3.

Diluição de soluções

OBJETIVO GERAL

Preparar soluções aquosas por diluição.

METAS ESPECÍFICAS

1. Efetuar cálculos necessários à preparação de soluções por diluição, em particular utilizando o fator de diluição.
2. Descrever as principais etapas e procedimentos necessários à preparação de uma solução por diluição.
3. Distinguir pipetas volumétricas de pipetas graduadas comparando, para volumes iguais, a incerteza de leitura de ambas.
4. Interpretar inscrições em instrumentos de medição de volume.
5. Medir volumes de líquidos com pipetas, usando a técnica adequada.
6. Apresentar o resultado da medição do volume de solução com a pipeta atendendo à incerteza de leitura e ao número de algarismos significativos.
7. Preparar uma solução com um dado volume e concentração a partir de uma solução mais concentrada.

EXPLORAÇÃO DA ATIVIDADE LABORATORIAL

QUESTÕES PRÉ-LABORATORIAIS

1. Determine o volume da solução padrão de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ de concentração aproximada de $0,03 \text{ mol dm}^{-3}$, que é necessário para preparar $100,0 \text{ cm}^3$ de uma solução diluída, com fator de diluição 2, apresentando o resultado com o número correto de algarismos significativos.

$$f = \frac{V_f}{V_i} \Leftrightarrow V_i = \frac{V_f}{f} \Rightarrow V_i = \frac{100,0}{2} = 50,00 \text{ cm}^3$$

2. O que significa dizer que se procedeu à preparação de uma solução diluída de fator de diluição 2?

Significa que a solução preparada é 2 vezes menos concentrada que a solução inicial ou que o volume final da solução diluída é o dobro do volume da solução concentrada.

3. Qual o instrumento de medida adequado para medir o volume referido na questão 1?

Para medir volumes das soluções concentradas utilizam-se pipetas volumétricas para volumes certos, quando se encontram comercialmente disponíveis, e graduadas para os restantes volumes. Neste caso deve usar-se uma pipeta volumétrica de 50,00 mL.

4. Qual o procedimento/técnica que deve ser utilizado/a no uso de pipetas?

Analisar com os alunos o “Laboratório de Química – Técnica do uso de pipetas”, pág. 229 do manual.

5. Observe os vários instrumentos de medição de volume utilizados e interprete as inscrições que estes

possuem.

Exemplo para o balão volumétrico de 250,0 mL: classe A (ou eventualmente classe B); temperatura de calibração 20 °C; alcance 250,0 mL; incerteza de leitura $\pm 0,15$ mL (classe A) ou $\pm 0,30$ mL (classe B).

6. Observe no laboratório duas pipetas de 25 cm³, uma volumétrica e outra graduada. Compare a incerteza absoluta de leitura de ambas.

A pipeta volumétrica apresenta menor incerteza absoluta de leitura mas apenas mede o volume de 25,00 cm³, enquanto a pipeta graduada apresenta maior incerteza absoluta de leitura mas permite medir qualquer valor de volume até ao máximo de 25,0 cm³.

7. Tendo em conta a análise anterior, em que circunstâncias é que se deve optar pela utilização de uma pipeta volumétrica ou de uma pipeta graduada.

Sempre que possível deverá optar-se por uma pipeta volumétrica, uma vez que apresenta menor incerteza absoluta de leitura. No entanto, na medição de volumes que não coincidam com os alcances das pipetas volumétricas deverá optar-se pela pipeta graduada, que permita medir o volume necessário, mas a de menor alcance possível para que a incerteza absoluta de leitura seja menor.

REGISTO E TRATAMENTO DE RESULTADOS

Exemplos de valores obtidos na realização da atividade.

Tabela I – Incertezas de leitura		
Instrumento de medida	Grandeza medida	Incerteza de leitura
Pipeta	volume	$\pm 0,02$ mL
Balão volumétrico	volume	$\pm 0,1$ mL

Tabela II – Determinação da concentração final de CuSO ₄ ·5H ₂ O nas soluções diluídas					
N.º Balão	V _{balão} / mL	[CuSO ₄] _{concentrado} / mol dm ⁻³	Fator de diluição (f)	V _{pipeta} / mL	[CuSO ₄] _{diluído} / mol dm ⁻³
1	50,00	0,0301	2,5	$V_i = \frac{50,00}{2,5} = 20,00$ mL	$c_f = \frac{0,0301}{2,5} = 0,0120$ mol dm ⁻³
2	50,00		5	$V_i = \frac{50,00}{5} = 10,00$ mL	$c_f = \frac{0,0301}{5} = 6,02 \times 10^{-3}$ mol dm ⁻³
3	100,0		4,5	$V_i = \frac{100,0}{4,5} = 22,22$ mL	$c_f = \frac{0,0301}{4,5} = 6,69 \times 10^{-3}$ mol dm ⁻³
4	250,0		5	$V_i = \frac{250,0}{5} = 50,00$ mL	$c_f = \frac{0,0301}{5} = 6,02 \times 10^{-3}$ mol dm ⁻³

No cálculo do volume a medir, de solução inicial, com a pipeta:

$$f = \frac{V_f}{V_i} \Leftrightarrow V_i = \frac{V_f}{f}$$

No cálculo da concentração final da solução diluída:

$$f = \frac{c_i}{c_f} \Leftrightarrow c_f = \frac{c_i}{f}$$

QUESTÕES PÓS-LABORATORIAIS

1. Os instrumentos utilizados para medição de volume possuem igual incerteza absoluta de leitura?

Em cada um dos balões volumétricos e em cada uma das pipetas volumétricas utilizadas encontra-se registada a respetiva incerteza absoluta de leitura. Se for utilizada uma pipeta graduada, a incerteza será metade da menor divisão.

2. Identifique a solução mais diluída e relacione a concentração dessa solução com o fator de diluição e a cor final da solução.

As soluções mais diluídas, ou seja, com menor concentração são as soluções dos balões n.º 2 e n.º 4 (que apresentam igual concentração). Quanto maior o fator de diluição, menos concentrada é a solução preparada e mais clara é a cor final da solução.

3. Quais os principais erros que poderão ter afetado a preparação das soluções?

Os principais erros que poderão ter afetado a preparação das soluções são: erros acidentais de leitura, por posição errada do observador (erros de paralaxe), por desconhecimento de escala de leitura e por movimentos bruscos do operador. Para além destes erros ou de outros mais grosseiros (lavagens inadequadas do material de medição, deficiente escoamento da solução proveniente da pipeta, pipetagem acompanhada de bolhas de ar, etc), existem também os erros provenientes da calibração do material volumétrico usado.

4. Considerando que não existem pipetas volumétricas de 50,00 mL, explique como procederá para preparar a solução do balão n.º 4 e quais as desvantagens associadas a esse procedimento.

Como não existem pipetas volumétricas de 50,00 mL foi necessário pipetar duas vezes o volume de solução concentrada, com uma pipeta de 25,00 mL, de forma a obter os 50,00 mL necessários. Este procedimento aumenta a incerteza absoluta de leitura, que passará a ser o dobro.

ATIVIDADE LABORATORIAL 2.4.

Reação fotoquímica

OBJETIVO GERAL

Investigar o efeito da luz sobre o cloreto de prata.

METAS ESPECÍFICAS

1. Interpretar e realizar procedimentos que, em pequena escala e controlando variáveis, permitam estudar o efeito da luz sobre cloreto de prata.
2. Interpretar os resultados obtidos escrevendo equações químicas correspondentes.
3. Descrever e comparar o efeito de diferentes tipos de luz visível sobre o cloreto de prata.

SUGESTÕES METODOLÓGICAS

A reação fotoquímica em estudo envolve a transformação do ião prata em prata metálica e libertação de cloro, sendo representada por



A atividade deve realizar-se em pequena escala para diminuir custos, evitar os riscos associados à libertação de cloro e reduzir a formação de resíduos.

Devem utilizar-se soluções de cloreto de sódio e de nitrato de prata de igual concentração.

Para investigar o efeito da luz sobre o cloreto de prata deve usar-se luz branca, luz azul e luz vermelha e usar como termo de comparação uma amostra ao abrigo da luz.

Deve discutir-se o controlo de variáveis.

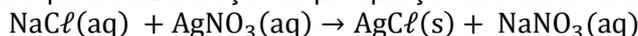
EXPLORAÇÃO DA ATIVIDADE LABORATORIAL

QUESTÕES PRÉ-LABORATORIAIS

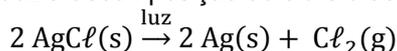
1. Como se designa uma reação química que ocorre por ação da luz.

Reação fotoquímica.

2. Escreva a equação química que traduz a reação de precipitação descrita no último parágrafo da introdução.



3. Escreva a equação química que traduz a decomposição do cloreto de prata por ação da luz.



4. A que é que se deve o escurecimento dos sais de prata já observado desde o século XVI?

O escurecimento dos sais de prata deve-se à produção de prata metálica, finamente dividida, de cor escura (cinzento).

5. Para investigar o efeito de diferentes tipos de luz (vermelha, azul e branca) no escurecimento do cloreto de prata, quais são as variáveis que é necessário controlar?

Como só se pretende observar o efeito da variação do tipo de luz incidente no escurecimento da solução deve-se utilizar em todos os ensaios: a mesma quantidade de amostra em análise; lâmpadas com igual potência; igual distância entre a lâmpada e o tubo de ensaio onde está colocada a amostra; igual tempo de exposição à luz.

6. Procure informação sobre os riscos associados aos reagentes utilizados e aos produtos obtidos nesta atividade.

Dos riscos que envolvem a utilização dos reagentes e os produtos obtidos pode destacar-se que:

- o nitrato de prata é um sólido venenoso e forte agente oxidante, a ponto de causar queimaduras por contato direto e irritação por inalação ou contato com a pele, mucosas ou olho. Recomenda-se o uso de luvas durante a execução da atividade experimental.
- o cloro é um gás muito tóxico (neurotóxico).

7. Atendendo a esses riscos e supondo que as quantidades envolvidas são significativas, onde deve ser realizada a experiência?

Como a substância mais perigosa é o cloro e é gasoso, para evitar a sua inalação a atividade deve ser realizada na hotte.

REGISTO E TRATAMENTO DE RESULTADOS

Exemplos de resultados obtidos na realização da atividade.

Tabela I – Registo de resultados		
Tubo de ensaio	Tipo de luz	Resultados
1	Branca	<i>Escurecimento do sólido</i>
2	Vermelha	<i>Ligeiro escurecimento</i>
3	Azul	<i>Escurecimento do sólido</i>
4	Protegido da luz	<i>O sólido continua branco</i>

O cloreto de prata que foi protegido da ação da luz continuou branco, enquanto nos restantes casos se observou a formação de um sólido escuro. O escurecimento do sólido foi menos acentuado no caso em que se utilizou luz vermelha.

QUESTÕES PÓS-LABORATORIAIS

1. Como se poderão justificar as diferenças encontradas nos tubos de ensaio sujeitos a diferentes tipos de luz visível?

Como a radiação azul é mais energética que a radiação vermelha, o escurecimento é mais intenso no tubo em que o cloreto de prata é sujeito a luz azul. Como a luz branca resulta da sobreposição de todas as radiações visíveis, incluindo as mais energéticas como a azul e a violeta, o efeito é semelhante ao que se observa quando o cloreto de prata é sujeito a luz azul.

2. Porque será que as antigas salas de revelação de fotografias eram locais escuros apenas com uma luz avermelhada pouco intensa e não se podia abrir a porta durante todo o processo de revelação?

A revelação de fotografia era realizada num local escuro, praticamente ao abrigo da luz, para não alterar a imagem original impressa por ação da luz.

OBJETIVO GERAL

Realizar a síntese do ácido acetilsalicílico e determinar o rendimento.

METAS ESPECÍFICAS

1. Interpretar a síntese do ácido acetilsalicílico com base na equação química.
2. Interpretar e seguir um procedimento de síntese do ácido acetilsalicílico.
3. Interpretar informação de segurança nos rótulos de reagentes e adotar medidas de proteção com base nessa informação e em instruções recebidas.
4. Medir um volume de um reagente líquido.
5. Filtrar por vácuo, lavar e secar os cristais obtidos.
6. Determinar o reagente limitante.
7. Calcular o rendimento da síntese e avaliar o resultado obtido.

EXPLORAÇÃO DA ATIVIDADE LABORATORIAL

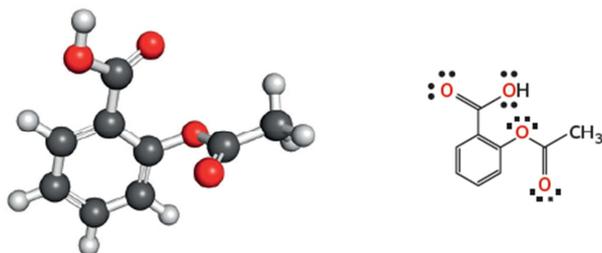
INTRODUÇÃO

A síntese química é um ramo importante da Química cujo objetivo principal é a produção de novas substâncias a partir de substâncias já existentes. Existe uma investigação permanente, não só com o objetivo de obter (sintetizar) novas substâncias, mas também de otimizar os processos de produção, de modo a torná-los tão económicos quanto possível e mais eficientes em termos ambientais.

Graças ao aumento do conhecimento científico e ao desenvolvimento da tecnologia é, hoje em dia, possível sintetizar em laboratório substâncias iguais ou semelhantes às substâncias que se podem encontrar na Natureza, mas também substâncias com propriedades potenciadas, ou até mesmo com propriedades até agora inexistentes, o que contribuiu para a melhoria da qualidade de vida nas sociedades contemporâneas.

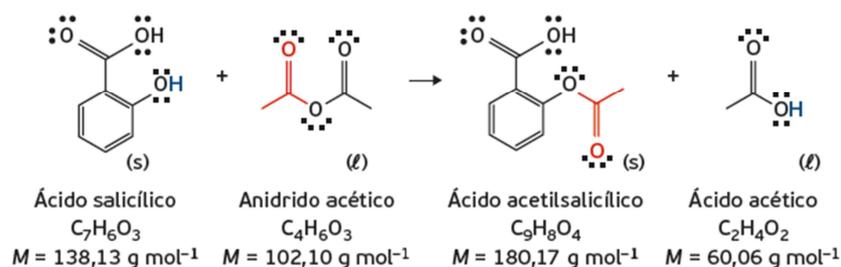
Um exemplo de sucesso é a síntese do ácido acetilsalicílico (nome IUPAC: ácido 2-acetoxibenzóico), realizada pela primeira vez em 1897 pelo químico alemão Felix Hoffmann, a partir do ácido salicílico.

Além de manter as propriedades analgésicas, anti-inflamatórias e antipiréticas do ácido salicílico, metabolizado no organismo a partir da salicilina da casca de salgueiro e utilizado até aí como analgésico, não apresenta sabor azedo intenso nem é tão irritante para as mucosas, em particular a mucosa do estômago. Este sólido que se apresenta, no estado puro, sob a forma de um pó cristalino branco ou cristais incolores, pouco solúvel em água e razoavelmente solúvel nos éteres e nos álcoois foi comercializado em 1899 pela Bayer (companhia de produtos onde Hoffmann trabalhava), sob o nome registado de “aspirina”.



Modelo e fórmula de estrutura do ácido acetilsalicílico, o princípio ativo da aspirina.

A síntese do ácido acetilsalicílico, que atualmente se realiza em laboratório, segue um mecanismo semelhante ao que foi realizado pela primeira vez, há mais de cem anos: consiste numa reação de esterificação do grupo –OH do ácido salicílico com o anidrido acético, usando um ácido como catalisador da reação.



Síntese do ácido acetilsalicílico.

O controlo das condições experimentais na síntese do ácido acetilsalicílico, ou de qualquer outra síntese, é fundamental para maximizar o rendimento do processo.

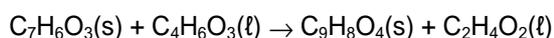
QUESTÕES PRÉ-LABORATORIAIS

1. Analisando o rótulo de um frasco de anidrido acético, indique os riscos decorrentes da sua aplicação e as regras de segurança que se devem cumprir durante a sua utilização.

O anidrido acético é um produto corrosivo que deve ser manipulado com cuidado, pois pode causar graves irritações na pele, nos olhos e nas vias respiratórias.

A sua utilização requer a proteção com equipamentos de proteção individual como luvas, bata e óculos. Deve ser manuseado na hotte.

2. Usando a fórmula molecular para representar as substâncias químicas envolvidas, escreva a equação química que traduz a síntese do ácido acetilsalicílico.



3. Que tipo de reação ocorre na síntese do ácido acetilsalicílico?

A síntese do ácido acetilsalicílico é uma síntese orgânica de esterificação em que o grupo –OH do ácido salicílico se transforma num grupo éster por reação com o anidrido acético, usando um ácido como catalisador da reação.

4. O anidrido acético encontra-se, à temperatura ambiente, no estado líquido. Que instrumento de medida deve ser utilizado para medir o volume de anidrido acético necessário à execução da síntese do ácido acetilsalicílico?

Para medir o volume de anidrido acético deve-se utilizar uma proveta dado que não é o reagente limitante. Todavia, o volume medido é suficientemente pequeno, pelo que se recomenda, por motivos de segurança, a substituição da proveta por uma pipeta graduada.

5. Que operações terão de se efetuar, antes e depois da síntese, para que seja possível calcular o rendimento da reação?

O rendimento pode ser calculado pela razão entre a quantidade de matéria de produto obtida e a quantidade de matéria prevista estequiometricamente. Deste modo deve conhecer-se as quantidades de ácido salicílico e anidrido acético utilizadas para, a partir do reagente limitante, se poder determinar a quantidade de matéria de ácido acetilsalicílico prevista estequiometricamente, recorrendo para isso à medição da massa de ácido salicílico e ao volume de anidrido acético utilizados.

Para conhecer a quantidade de matéria obtida é necessário medir a massa de ácido acetilsalicílico, depois de separado, purificado e seco.

6. Sabendo que os cristais obtidos na síntese são muito pequenos, qual será o tipo de filtração apropriado?

Filtração a pressão reduzida com funil de Büchner. Sendo os cristais de dimensões reduzidas poderiam colmatar os poros do papel de filtro tornando a filtração por gravidade ainda mais demorada. A filtração a pressão reduzida tem ainda a vantagem de eliminar mais eficazmente a água dos cristais, tornando o processo de secagem menos demorado.

REGISTO E TRATAMENTO DE RESULTADOS

Exemplos de resultados obtidos na realização da atividade.

Tabela I – Incertezas de leitura		
Instrumento de medida	Grandeza medida	Incerteza de leitura
Balança	Massa	0,01
Pipeta graduada de 25 mL	Volume	0,05
Proveta de 10 mL	Volume	0,05

Tabela II – Medição de massa		
Medição efetuada	Simbologia	Massa / g ($\pm 0,01$ g)
Massa de ácido salicílico	$m(\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3)$	3,52
Vidro de relógio + papel de filtro	m_0	25,07
Vidro de relógio + papel de filtro + cristais (após secagem)	m_1	28,15
Massa de ácido acetilsalicílico	$m(\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4) = m_1 - m_0$	3,08

1. Verifique se as quantidades de reagentes utilizados estão nas proporções estequiométricas. Caso tal situação não se verifique, identifique o reagente limitante.

Determinar a quantidade de matéria de cada um dos reagentes.

$$\rho = \frac{m}{V} \Rightarrow m(\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3) = 1,08 \times 6,00 \Leftrightarrow$$

$$m(\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3) = 6,48 \text{ g}$$

$$M(\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3) = 102,10 \text{ g mol}^{-1}$$

$$M = n M \Rightarrow n(\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3) = \frac{6,48}{102,10} \Leftrightarrow n(\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3) = 0,0635 \text{ mol}$$

$$M(\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3) = 138,13 \text{ g mol}^{-1}$$

$$M = n M \Rightarrow n(\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3) = \frac{3,50}{138,13} \Leftrightarrow n(\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3) = 0,0253 \text{ mol}$$

Determinar a quantidade de matéria estequiométrica de anidrido acético ($\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3$):

Como: 1 mol $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3$: 1 mol $\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3$ então

$$n(\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3) = n(\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3) = 0,0253 \text{ mol} < 0,0635 \text{ mol}$$

Como a quantidade de matéria de anidrido acético disponível é superior à quantidade de matéria estequiométrica, então o ácido salicílico será o reagente limitante.

2. A partir da quantidade de reagente limitante, determine a quantidade prevista estequiometricamente de ácido acetilsalicílico sintetizado.

Como: 1 mol $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3$: 1 mol $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$, então:

$$n(\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4) = n(\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3) = 0,0253 \text{ mol}$$

3. A partir da massa obtida de ácido acetilsalicílico, determine o rendimento da reação.

$$M(\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4) = 180,17 \text{ g mol}^{-1}$$

$$M = n M \Rightarrow n(\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4) = \frac{3,08}{180,17} \Leftrightarrow n(\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4) = 0,0171 \text{ mol}$$

QUESTÕES PÓS-LABORATORIAIS

1. Apresente um motivo para o arrefecimento final da mistura e para a lavagem do material e dos cristais com água gelada.

Quanto maior a solubilidade de uma substância em água maiores serão as perdas e menor será o rendimento pois a parte da substância dissolvida atravessa os poros do papel de filtro sendo eliminada. Como a solubilidade do ácido acetilsalicílico em água fria é menor do que em água quente há menos perda de substância utilizando o banho de gelo e a água gelada nas lavagens.

2. Avalie o resultado obtido sugerindo razões que justifiquem o facto da quantidade de produto obtida ser inferior a prevista estequiometricamente e, conseqüentemente, o rendimento ser inferior a 100%.

A quantidade de produto obtida é normalmente inferior à prevista estequiometricamente devido: à ocorrência de reações incompletas, em que no final da reação coexistem reagentes e produtos da reação; ocorrência de reações secundárias, em simultâneo com a reação principal, com formação de produtos diferentes do desejado; existência de impurezas nos reagentes; perdas na separação do produto da reação da mistura reacional, que ficam sempre nos vários materiais; perdas no isolamento e purificação do produto desejado (ao isolar e purificar, as pequenas lavagens com água fria acabam sempre por dissolver, por pouco que seja, parte do produto final pretendido).

AL
1.2

ATIVIDADE LABORATORIAL

Efeito da concentração no equilíbrio químico

OBJETIVO GERAL

Investigar alterações de equilíbrios químicos em sistemas aquosos por variação da concentração de reagentes e produtos.

METAS ESPECÍFICAS

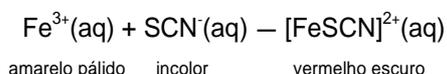
1. Interpretar e realizar procedimentos que, em pequena escala e controlando variáveis, permitam verificar o efeito da variação da concentração de reagentes e produtos na progressão global da reação.
2. Prever a progressão global de uma reação química com base no Princípio de Le Châtelier.
3. Interpretar o efeito da variação da concentração de reagentes e produtos na progressão global da reação por comparação do quociente da reação com a constante de equilíbrio.

EXPLORAÇÃO DA ATIVIDADE LABORATORIAL

INTRODUÇÃO

O modo como uma reação incompleta de equilíbrio responde a uma alteração de condições pode ser previsto pelo Princípio de Le Châtelier, segundo o qual "se for imposta uma alteração a um sistema químico em equilíbrio, a composição do sistema deslocar-se-á no sentido de contrariar a alteração a que foi sujeita."

O estudo experimental do efeito da variação da concentração de reagentes e produtos no estado de equilíbrio químico vai ser executado num sistema aquoso caracterizado pela formação do ião complexo $[\text{FeSCN}]^{2+}$ por adição de uma solução de tiocianato de potássio a uma solução de nitrato de ferro(III), cuja equação química é descrita por:



O avanço da reação, assim como o efeito da variação da concentração no estado de equilíbrio, pode ser facilmente acompanhado pois o ião complexo $[\text{FeSCN}]^{2+}$ apresenta uma cor vermelha escura enquanto as soluções aquosas de KSCN e $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ são, respetivamente, incolor e amarela pálida de fraca intensidade.

Assim, à medida que a reação prossegue a cor vermelha vai-se intensificando até que o sistema atinge o equilíbrio químico e deixa de se observar qualquer mudança na cor.

Qualquer perturbação no sistema em equilíbrio fará evolui-lo no sentido direto ou inverso, o que se torna evidente pela intensificação ou atenuação da cor vermelha característica do ião $[\text{FeSCN}]^{2+}$.

QUESTÕES PRÉ-LABORATORIAIS

1. Quais as variáveis a controlar quando se pretende verificar, experimentalmente, o efeito da concentração num sistema em equilíbrio químico?

Em geral, as variáveis a controlar são a temperatura e o volume (pressão) do sistema reacional, uma vez que são fatores que podem influenciar o estado de equilíbrio. No caso concreto do presente estudo, que ocorre em meio aquoso, o efeito da variação da pressão por variação do volume é praticamente desprezável, pelo que o controlo deverá incidir apenas sobre a temperatura do sistema reacional.

2. Preveja, justificando com base no Princípio de Le Châtelier, as alterações que a adição de $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ ou de KSCN provocariam no sistema em equilíbrio e que efeito teria na cor final da solução?

Como o $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ e o KSCN são sais que se dissociam em solução aquosa, a sua adição aumenta a concentração de Fe^{3+} e SCN^{-} . De acordo com o princípio de Le Châtelier a adição de reagentes desloca o equilíbrio no sentido de consumi-los parcialmente, tendendo a minimizar o efeito da adição. Deste modo, a reação evolui no sentido direto, havendo consumo de Fe^{3+} e SCN^{-} e formação de $[\text{FeSCN}]^{2+}$, o que provocaria uma intensificação da cor vermelho escuro na mistura reacional, característica do ião complexo.

3. O hidróxido de ferro(III) é um sal, pouco solúvel em água, que pode originar um sólido de acordo com a equação química seguinte: $\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{OH}^{-}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{OH})_3(\text{s})$

Com base nesta reação, preveja qual será o efeito da adição de hidróxido de sódio no sistema em equilíbrio? Qual irá ser a cor final da solução?

A adição de hidróxido de sódio aumenta a concentração de iões hidróxido em solução o que faz deslocar o equilíbrio de formação do sólido no sentido direto, consumindo, simultaneamente, iões ferro (III). A diminuição da concentração de iões Fe^{3+} em solução, de acordo com o princípio de Le Châtelier, desloca o equilíbrio no sentido de repô-los parcialmente, tendendo a minimizar o efeito produzido. Deste modo, a reação evolui no sentido inverso, havendo consumo de $[\text{FeSCN}]^{2+}$ e formação de Fe^{3+} e de SCN^{-} . A diminuição da concentração do ião complexo será acompanhada da atenuação da cor vermelho escuro da mistura reacional.

4. Um recipiente contendo uma pequena amostra da mistura inicial em equilíbrio pode ser designado de amostra de controlo. Qual a importância da existência de uma amostra de controlo no estudo experimental do efeito da concentração num sistema em equilíbrio químico?

À medida que o sistema se desloca num ou noutro sentido faz variar a concentração do ião complexo em solução e consequentemente a cor da mistura reacional. O efeito da variação da concentração neste sistema pode ser detetado pela mudança de cor. Como a mudança de cor pode não ser muito notória, o efeito pode ser mais facilmente detetado por comparação da intensidade da cor da solução da amostra de controlo com a cor da solução da mistura num novo estado de equilíbrio, o que permite concluir sobre o efeito produzido no sistema em equilíbrio.

REGISTO E TRATAMENTO DE RESULTADOS

Exemplos de resultados obtidos na realização da atividade.

Tabela I – Incertezas de leitura		
Instrumento de medida	Grandeza medida	Incerteza de leitura
Proveta de 20 mL	Volume	
Pipeta graduada de 5,0 mL	Volume	

Tabela II – Efeito da adição de $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, de NaOH e de KSCN		
Tubo de ensaio	Alteração imposta	Cor do sistema
1	—	Vermelho
2	Adição de $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$	Intensificação da cor vermelha
3	Adição de $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ e de NaOH	Atenuação da cor vermelha (comparativamente com o tubo de ensaio 2)
4	Adição de KSCN	Intensificação da cor vermelha

QUESTÕES PÓS-LABORATORIAIS

1. Por que motivo não foi adicionado outro reagente ao tubo de ensaio 1?

Porque o tubo 1 funciona como amostra de controlo.

2. Analise os resultados obtidos verificando se são concordantes com as previsões resultantes das questões pré-laboratoriais.

Os resultados obtidos estão de acordo com as previsões efetuadas, ou seja, a adição de reagentes desloca o equilíbrio no sentido direto, verificando-se uma intensificação da cor vermelho escuro. Pelo contrário, a adição de hidróxido de sódio desloca o equilíbrio no sentido inverso, atenuando a cor vermelho escuro.

3. Interprete as alterações observadas na cor das soluções como resultado da modificação do estado de equilíbrio por comparação do quociente da reação com a constante de equilíbrio.

A adição de SCN^{-} ou de Fe^{3+} , faz com que Q_c se torne menor do que K_c , uma vez que aumenta o denominador de Q_c . Como no momento da perturbação $Q_c < K_c$, a reação evoluirá no sentido direto, diminuindo a concentração de reagentes e aumentando a concentração de produtos da reação, de forma a aumentar Q_c até igualar K_c .

A adição de NaOH faz diminuir a concentração de Fe^{3+} na solução em equilíbrio. Diminuindo o denominador, Q_c torna-se maior que K_c e a reação evoluirá no sentido inverso, consumindo produtos e formando reagentes, de maneira que Q_c diminua até que o sistema atinja um novo estado de equilíbrio onde irá igualar o valor de K_c . As conclusões obtidas com base no quociente da reação estão de acordo com a previsão segundo o Princípio de Le Châtelier e com as observações efetuadas.

4. Qual irá ser o efeito da adição de solução de $[FeSCN]^{2+}$ no sistema em equilíbrio?

De acordo com o Princípio de Le Châtelier, a adição de produtos de reação desloca o equilíbrio de modo a consumi-los, tendendo a minimizar parcialmente o efeito da adição. Assim, no momento da adição do íon complexo a cor da mistura reacional tornar-se-ia bastante mais intensa e, com a reação evoluiria no sentido inverso, havendo consumo de $[FeSCN]^{2+}$ e formação de catião Fe^{3+} e de anião SCN, até o sistema atingir um novo estado de equilíbrio, a cor iria tornar-se gradualmente mais ténue. Comparando com a cor da amostra de controlo notar-se-ia que seria ligeiramente mais avermelhada uma vez que o sistema não iria consumir todo o íon complexo adicionado ficando, no novo estado de equilíbrio, uma concentração de íon complexo superior ao estado de equilíbrio inicial.

AL
2.1

ATIVIDADE LABORATORIAL

Constante de acidez

OBJETIVO GERAL

Determinar uma constante de acidez de um ácido fraco monoprotico por medição do pH de uma solução aquosa de concentração conhecida desse ácido.

METAS ESPECÍFICAS

1. Medir os valores de pH das soluções, para uma mesma temperatura.
2. Determinar o valor da constante de acidez a partir do pH e da concentração inicial de cada uma das soluções.
3. Comparar os valores obtidos da constante de acidez com valores tabelados e avaliar os resultados.

EXPLORAÇÃO DA ATIVIDADE LABORATORIAL

INTRODUÇÃO

O ácido acético, CH_3COOH , cujo nome IUPAC é ácido etanoico, é um dos ácidos carboxílicos mais simples. É um composto orgânico que atribui ao vinagre o sabor azedo e aroma forte. Sendo um ácido fraco, este ácido ioniza-se parcialmente em água, dando origem ao anião acetato e ao catião oxônio, numa reação reversível. A força do ácido depende do valor numérico da constante de acidez, K_a : ácidos fortes têm constantes de acidez tão elevadas que as suas ionizações em água são consideradas completas; ácidos fracos como o ácido acético, que possuem reações de ionização em água pouco extensas, apresentam baixos valores de K_a . A constante de acidez, tal como muitas outras constantes de equilíbrio, depende da temperatura. O seu valor para o ácido acético é $1,8 \times 10^{-5}$, a 25°C .

Tabela I – Valores de $\text{p}K_a$ do ácido acético para diferentes temperaturas

$T / ^\circ\text{C}$	0	5	10	15	20	25	30	35	40	45	50
$\text{p}K_a$	4,781	4,770	4,762	4,758	4,756	4,756	4,757	4,762	4,769	4,777	4,787

Fonte: REGER, GOODE E MERCER, 1997 (p. 200)

A concentração hidrogeniônica da solução, contudo, não depende apenas da força do ácido mas também da concentração inicial de ácido em solução. Assim, soluções do mesmo ácido à mesma temperatura terão valores de pH diferentes quando a concentração da solução é diferente.

A medição experimental do pH de uma solução aquosa pode ser feita recorrendo a medidores de pH.

QUESTÕES PRÉ-LABORATORIAIS

1. Analisando o rótulo de um frasco de ácido acético glacial, indique os riscos decorrentes do seu uso e as regras de segurança que se devem respeitar durante a sua utilização.

O ácido acético é um produto corrosivo que deve ser manipulado com cuidado, pois pode causar graves irritações na pele, nos olhos e nas vias respiratórias.

Os seus vapores são inflamáveis, pelo que se deve manter o ácido afastado das chamas. O seu armazenamento deve ser feito em frascos de vidro, devidamente fechados, em ambiente ventilado. A sua utilização requer o uso de equipamentos de proteção individual como luvas, bata e óculos. Quando concentrado, deve ser manuseado na hotte.

2. Pretende-se preparar $100,0 \text{ cm}^3$ de duas soluções de ácido acético de concentração, respetivamente, $0,050 \text{ mol dm}^{-3}$ e $0,010 \text{ mol dm}^{-3}$, a partir de um de outra concentração $0,10 \text{ mol dm}^{-3}$.

Determine o volume da solução concentrada necessário para preparar cada uma das soluções mais diluídas.

Solução de concentração $0,50 \text{ mol dm}^{-3}$

$$n_{\text{inicial}} = n_{\text{final}}$$

$$n_{\text{inicial}} V_{\text{inicial}} = n_{\text{final}} V_{\text{final}}$$

$$V_i = \frac{c_f}{c_i} V_f \Rightarrow V_i = \frac{0,050}{0,100} \times 0,1000 = 0,050 \text{ dm}^3$$

Solução de concentração 0,010 mol dm⁻³

$$n_{\text{inicial}} = n_{\text{final}}$$

$$n_{\text{inicial}} V_{\text{inicial}} = n_{\text{final}} V_{\text{final}}$$

$$V_i = \frac{c_f}{c_i} V_f \Rightarrow V_i = \frac{0,010}{0,100} \times 0,1000 = 0,010 \text{ dm}^3$$

3. Que instrumento de medida deve ser utilizado para medir rigorosamente o volume de solução padrão de ácido acético 0,10 mol dm⁻³ necessário à preparação das soluções diluídas?

Para medir rigorosamente o volume de solução concentrada de ácido acético deve-se utilizar uma pipeta. Sempre que possível deve optar-se pela pipeta volumétrica pois apresenta menor erro do que uma pipeta graduada de capacidade semelhante. Nesta situação deve, então, utilizar-se uma pipeta volumétrica de 50,00 mL e uma pipeta volumétrica de 10,00 mL, respetivamente.

4. Que instrumentos de medida devem ser usados para medir o pH e a temperatura das soluções de ácido acético?

Para medir o pH recorre-se a um medidor de pH e a um sensor de pH. Para medir a temperatura utiliza-se um termómetro ou um sensor de temperatura ligado ao dispositivo de medição de pH.

5. A partir da equação química que traduz a reação de ionização do ácido acético em água, preveja o valor de pH que deverá apresentar uma solução de ácido acético 0,10 mol dm⁻³, a 25 °C.

$c / \text{mol dm}^{-3}$	CH ₃ COOH(aq)	+	H ₂ O(ℓ)	⇌	CH ₃ COO ⁻ (aq)	+	H ₃ O ⁺ (aq)
inicial	0,10		-		0		≈ 0
Variação	-x		-		+x		+x
equilíbrio	0,10 - x		-		x		x

Como:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \Rightarrow K_a = \frac{x^2}{0,100-x} \Leftrightarrow$$

$$\Leftrightarrow 1,8 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{0,100-x} \Leftrightarrow x^2 + 1,8 \times 10^{-5} x - 1,8 \times 10^{-6} = 0 \Leftrightarrow$$

$$\Leftrightarrow x = 1,4 \times 10^{-3} \vee x = 1,3 \times 10^{-3}$$

(Note-se que apenas o valor positivo tem significado, pois não existem concentrações negativas).

Assim, as concentrações no equilíbrio serão:

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,3 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 9,9 \times 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$$

Pelo que:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow \text{pH} = -\log(1,3 \times 10^{-3}) = 2,89$$

REGISTO E TRATAMENTO DE RESULTADOS

Exemplos de resultados obtidos na realização da atividade.

Tabela II – Incertezas de leitura		
Instrumento de medida	Grandeza medida	Incerteza de leitura
Medidor de pH	pH	± 0,01
Sensor de temperatura	temperatura	± 0,01 °C

Tabela III – Valores de pH e de K_a de soluções aquosas de ácido acético de diferentes concentrações, a uma dada temperatura						
Temperatura: 24,5 °C ± 0,01 °C K_a (tabelado): $1,8 \times 10^{-5}$						
Gobelé	$[\text{CH}_3\text{COOH}] / \text{mol dm}^{-3}$	pH	$[\text{H}_3\text{O}^+] / \text{mol dm}^{-3}$	$[\text{CH}_3\text{COO}^-] / \text{mol dm}^{-3}$	$[\text{CH}_3\text{COOH}] / \text{mol dm}^{-3}$	K_a
1	0,010	3,37	$10^{-3,37} = 4,3 \times 10^{-4}$	$4,3 \times 10^{-4}$	$0,010 - 4,3 \times 10^{-4} = 0,010$	$1,9 \times 10^{-5}$
2	0,050	3,01	$10^{-3,01} = 9,8 \times 10^{-4}$	$9,8 \times 10^{-4}$	$0,050 - 9,8 \times 10^{-4} = 0,049$	$1,9 \times 10^{-5}$
3	0,10	2,86	$10^{-2,86} = 1,4 \times 10^{-3}$	$1,4 \times 10^{-3}$	$0,10 - 1,4 \times 10^{-3} = 0,10$	$1,9 \times 10^{-5}$

Note-se que a concentração da solução de ácido acético $0,010 \text{ mol dm}^{-3}$ é 10 vezes menor que a concentração da solução de ácido acético $0,10 \text{ mol dm}^{-3}$. Mas o pH da solução de ácido acético $0,010 \text{ mol dm}^{-3}$ não chega a ser uma unidade superior como, à partida seria de esperar. O pH dessa solução é menor que 3,86 porque, sendo essa solução mais diluída, a sua extensão à mesma temperatura é superior apresentando uma concentração hidrogeniônica superior ao valor previsto.

1. Para cada uma das soluções de ácido acético, e utilizando os valores de pH registados na tabela, calcule, tendo em atenção os algarismos significativos:

- a concentração de catião oxónio.
- a concentração de anião acetato.
- a concentração de ácido acético não ionizado.

Registe os valores calculados na tabela III.

Exemplo para a solução do gobelé 1:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{\text{pH}} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3,37} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 4,3 \times 10^{-4} \text{ mol dm}^{-3}$$

$c / \text{mol dm}^{-3}$	$\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq})$	+	$\text{H}_2\text{O}(\ell)$	\rightleftharpoons	$\text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq})$	+	$\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$
Inicial	0,010		–		0		≈ 0
Variação	– X		–		+ X		+ X
equilíbrio	$0,010 - X$		–		X		X

Pela estequiometria da reação: $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 4,3 \times 10^{-4} \text{ mol dm}^{-3}$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0,010 - 4,3 \times 10^{-4} = 0,010 \text{ mol dm}^{-3}$$

2. Escreva a expressão da constante de equilíbrio da reação de ionização do ácido acético (constante de acidez, K_a).

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

3. Calcule, para cada solução, o valor da constante de acidez do ácido acético e registe o resultado na tabela III.

Exemplo para a solução do gobelé 1:

$c / \text{mol dm}^{-3}$	$\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq})$	+	$\text{H}_2\text{O}(\ell)$	\rightleftharpoons	CH_3COO^-	+	$\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$
inicial	0,010		–		0		≈ 0
Variação	– X		–		+ X		+ X
equilíbrio	$0,010 - x = 0,010 - 4,3 \times 10^{-4}$		–		$x = 4,3 \times 10^{-4}$		$x = 4,3 \times 10^{-4}$

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \Rightarrow K_a = \frac{(10^{-3,37})^2}{(0,010 - 10^{-3,37})} \Leftrightarrow K_a = 1,9 \times 10^{-5}$$

QUESTÕES PÓS-LABORATORIAIS

1. Compare os valores obtidos da constante de acidez do ácido acético para as três soluções de diferente concentração. O que se pode concluir?

Os valores obtidos para a constante de acidez do ácido acético, K_a , são (aproximadamente) iguais nas três soluções de diferente concentração, de onde se conclui que a constante de acidez do ácido acético se mantém praticamente constante no intervalo usado de concentrações. Este resultado era de esperar uma vez que a temperatura se manteve constante ao longo das medições e o intervalo de concentrações do ácido acético nas soluções ensaiadas é suficientemente pequeno.

2. Avalie os resultados obtidos comparando-os com o valor da constante de acidez do ácido acético, à temperatura a que foi realizada a atividade, presente na tabela I.

O valor de K_a do ácido acético a 25 °C, que foi aproximadamente a temperatura a que foi realizada a atividade laboratorial, corresponde a $1,8 \times 10^{-5}$, logo os resultados obtidos encontram-se próximos do valor tabelado.

3. Identifique os principais erros que poderão afetar os resultados obtidos.

Poderão surgir erros associados à medição de volumes, na preparação das soluções diluídas, como erros acidentais de leitura, por posição errada do observador (erros de paralaxe) ou por desconhecimento da escala de leitura e erros na utilização do sensor como má calibração do dispositivo de medição, contaminação cruzada das amostras nas medições por lavagens inadequadas do material e utilização incorreta (não deixar estabilizar o sensor, não proceder a agitação da solução, tocar com o sensor no fundo do recipiente, etc.).

4. De que modo a comparação das concentrações de catião oxónio e de ácido acético não ionizado permite concluir que se trata de um ácido fraco?

Como a concentração de catião oxónio é muito inferior à concentração de ácido acético não ionizado, pode concluir-se que a ionização do ácido não é completa e que ocorre em pequeníssima extensão no sentido direto fazendo com que a constante de equilíbrio seja muito inferior a um, o que comprova que se trata de um ácido fraco.

5. Se o procedimento experimental fosse repetido com três soluções de ácido clorídrico com as mesmas concentrações que as soluções de ácido acético utilizadas, os valores de pH obtidos seriam iguais aos registados na tabela III? Justifique a sua resposta.

Não seria igual, utilizando ácido clorídrico os valores de pH seriam inferiores. As reações de ionização de ácidos fracos como o ácido acético não são completas, por isso, forma-se uma quantidade de matéria de catião oxónio inferior à quantidade de matéria inicial de ácido. Porém, o ácido clorídrico, sendo um ácido forte, sofre ionização total em água obtendo-se uma concentração de catião oxónio igual à concentração inicial do ácido e um valor de pH menor que uma solução de ácido fraco de igual concentração.

OBJETIVO GERAL

Realizar uma titulação ácido-base para determinar a concentração de uma solução de um ácido (ou de uma base).

METAS ESPECÍFICAS

1. Descrever a titulação ácido-base como uma técnica analítica na qual se fazem reagir entre si soluções aquosas de ácidos e de bases e que permite determinar a composição quantitativa de uma dessas soluções.
2. Distinguir titulante de titulado.
3. Traçar a curva de titulação a partir de valores de pH medidos.
4. Determinar graficamente o valor de pH no ponto de equivalência e o volume de titulante gasto até ser atingido esse ponto.
5. Determinar a concentração da solução titulada.

EXPLORAÇÃO DA ATIVIDADE LABORATORIAL

INTRODUÇÃO

Numa titulação ácido-base mede-se rigorosamente, com o auxílio de uma bureta, o volume de uma solução de ácido ou base de concentração conhecida, uma solução padrão (titulante), que é adicionado, respetivamente, a uma solução de uma base ou ácido que se encontra num balão de Erlenmeyer (titulado). Teoricamente, o titulante deve ser adicionado até ao ponto em que reage completamente com o titulado não havendo, de acordo com a estequiometria da reação, nenhum reagente em excesso – ponto de equivalência. Na prática atinge-se o ponto final da titulação, um ponto muito próximo do ponto de equivalência, que pode ser detetado de duas formas: visualmente com um indicador de ácido-base, atingindo-se o ponto de equivalência quando ocorre a mudança da cor do indicador, persistente à agitação; ou através da curva de titulação, ou seja, a representação gráfica do valor de pH medido na solução titulada em função do volume acumulado de titulante adicionado. Na curva de titulação de um ácido forte com uma base forte há uma zona em que o pH varia acentuadamente, estando o ponto de equivalência num ponto médio dessa variação brusca. Assim, conhecendo o volume de titulado que foi pipetado para o balão de Erlenmeyer, o volume de titulante adicionado com a bureta até ao ponto de equivalência, a concentração rigorosa de uma das soluções e a estequiometria da reação é, então, possível calcular a concentração da outra solução.

TÉCNICA DE USO DA BURETA

A bureta é um tubo de vidro graduado com uma torneira na extremidade inferior. É usada para medir com precisão o volume de um líquido, o titulante, adicionado durante uma titulação.

- 1.º Montar um suporte universal com um suporte de buretas para fixar a bureta.
- 2.º Antes de ser usada, a bureta deve ser lavada com água destilada:
 - Fechar a torneira e, com o auxílio de um esguicho, adicionar cerca de 10 mL de água destilada;
 - Rodar a bureta para um lado e para o outro, de modo que a água entre em contato com todas as superfícies interiores desde a base junto à torneira até ao topo;
 - Colocar a bureta sobre uma pia e abrir a torneira para a água escorrer. Entretanto, pode aproveitar-se para verificar que a torneira está a funcionar em perfeitas condições.



3.º De seguida, passar a bureta pela solução titulante:

- Fechar a torneira e adicionar, com o auxílio de um funil, entre 5 e 10 mL da solução titulante;
- Rodar a bureta para um lado e para o outro, de modo semelhante ao efetuado na lavagem com água;
- Abrir a torneira para enxaguar a parte inferior da bureta, recolhendo o líquido num gobelé rotulado com “resíduos”;
- Repetir a passagem da solução titulante pela bureta com cerca de 10 mL, no fim da qual a solução titulante é rejeitada para o gobelé de resíduos.

4.º Com o auxílio de um funil, encher a bureta com a solução titulante:

- Colocar um funil no topo da bureta;
- Com a torneira fechada, adicionar solução titulante até acima do zero da bureta com a preocupação de a não derramar;
- Remover o funil e abrir cuidadosamente a torneira, deixando escorrer a solução titulante para o gobelé de resíduos até que o menisco fique abaixo do zero da bureta;
- Garantir que não ficam bolhas de ar retidas na torneira ou no espaço imediatamente abaixo.

5.º Leitura do volume de solução titulante na bureta (figura A):

A leitura deve ser feita na parte central do menisco. No momento da leitura do volume, a linha de visão do operador deverá estar perpendicular à escala graduada, para evitar o chamado “erro de paralaxe”. Pode utilizar-se um cartão branco por trás da bureta para facilitar a leitura.



6.º Abrir a torneira da bureta (figura B).

A torneira deve estar posicionada do lado direito do analista.

- Usar a mão esquerda para operar a torneira.
- Usar a mão direita para imprimir um suave movimento contínuo de rotação ao balão de Erlenmeyer com o intuito de promover, o mais rapidamente possível, a homogeneização da solução titulada após cada adição de titulante.



7.º Determinação do volume de titulante adicionado da bureta

Numa titulação volumétrica, o volume de titulante adicionado da bureta corresponde à diferença entre as leituras final e inicial:

$$V_{\text{titulante}} = V_{\text{final bureta}} - V_{\text{inicial bureta}}$$

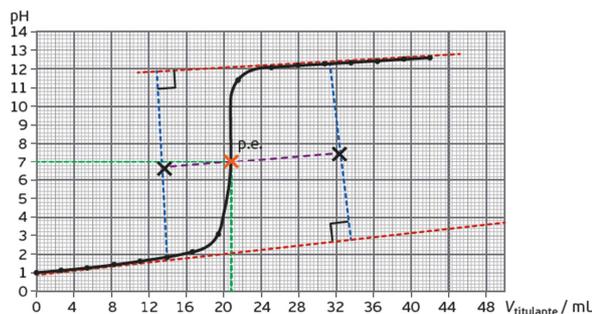
TÉCNICA PARA DETERMINAÇÃO GRÁFICA DO PONTO FINAL DA TITULAÇÃO

Para determinar graficamente o ponto final de uma titulação é necessário começar por obter a curva de titulação, ou manualmente em papel milimétrico ou recorrendo a um suporte digital, nomeadamente ao programa Excel.

Em papel milimétrico

Nas titulações ácido forte-base forte, antes e depois da variação brusca de pH, a curva de titulação apresenta linhas praticamente retas que permitem a aplicação do método das bisettrizes para a determinação gráfica do ponto final. Nesse método, com a curva de titulação numa folha de papel milimétrico ou numa folha impressa a partir do Excel, deve-se:

- 1.º Prolongar as linhas retas (-----);
- 2.º Marcar segmentos perpendiculares a partir das linhas prolongadas (-----);
- 3.º Determinar os pontos médios desses segmentos (X);
- 4.º Unir os dois pontos médios (-----);
- 5.º A interceção com a curva de titulação define o ponto final (X).
- 6.º A abcissa e a ordenada desse ponto identificam-se respetivamente, com o volume de titulante adicionado até ao ponto final e o pH nesse mesmo ponto (-----).



Numa folha de cálculo (em Excel, por exemplo)

- 1.º Introduzir os dados em duas colunas. Na primeira coluna devem colocar-se os valores da variável independente, o volume de titulante adicionado, e na segunda coluna os valores da variável dependente, o pH;
- 2.º Identificar, na célula por cima de cada coluna, o nome da grandeza e a respetiva unidade em que a grandeza está expressa;
- 3.º Selecionar as duas colunas de dados a inserir no gráfico;
- 4.º Na guia "Inserir" e na aba "Gráficos", selecionar o tipo de gráfico "Dispersão com linhas suaves e marcadores";
- 5.º Clicar sobre o gráfico para ativar "Ferramentas de Gráficos" e na guia "Esquema" e na aba "Linhas de grelha" ativar as linhas de grelha secundárias horizontais e verticais;
- 6.º Imprimir o gráfico para determinar o ponto de equivalência.



Utilização da calculadora gráfica...

Na máquina de calcular gráfica também é possível estimar as coordenadas do ponto final de uma titulação.

Calculadora Texas: TI-Nspire CX

1. Elaborar uma tabela com os valores pretendidos:

- No menu principal selecionar o ícone correspondente a "Adicionar Listas e Folha de Cálculo":

	A volume	B ph	C	D
1	0.	1.16		
2	1.21	1.27		
3	2.35	1.38		
4	3.4	1.49		
5	4.35	1.6		

Figura 1

- Introduzir na tabela os valores experimentais em duas colunas, uma correspondente aos valores das abcissas e a outra ao valor para as ordenadas;
- Atribuir designações às colunas (por exemplo “volume” e “pH”) (figura 1).

2. Construir um gráfico a partir dos valores introduzidos:

- Carregar nas teclas **ctrl** e **doc** para seleccionar a opção - “5: Dados e Estatística”;

Dados e Estatística”;

- Clicar sobre os eixos para adicionar as variáveis X e Y (segundo o exemplo, indicando “volume” para o eixo OX e “pH” para o eixo OY) (figura 2);
- Clicar em **Menu**, “2: Propriedades do gráfico” e seleccionar “1: Unir pontos” (figura 3).

3. Determinar o ponto final:

- Mover o cursor para a posição intermédia da variação brusca de pH e fazer a leitura das coordenadas do ponto de equivalência (figura 4).

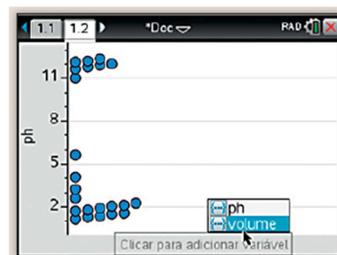


Figura 2

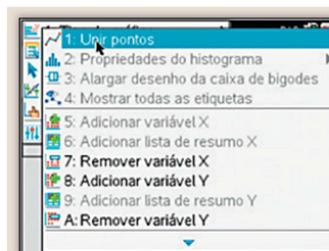


Figura 3

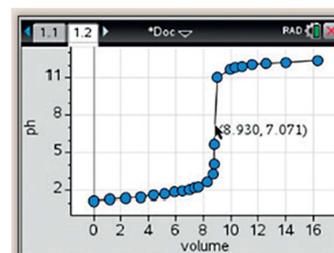


Figura 4

Calculadora Casio

1. Elaborar uma tabela com os valores pretendidos:

- No menu principal premir **Statistics**;
- Em **List1** introduzir os valores da variável independente (volume de titulante adicionado) e em **List2** os da variável dependente (pH) (figura 5);

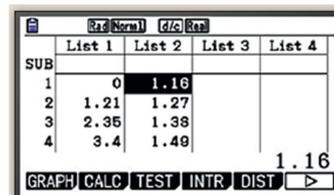


Figura 5

2. Construir um gráfico a partir dos valores introduzidos:

- Premir a tecla **F1(GRAPH1)** e para definir o tipo de gráfico premir **F6(SET)**;
- A definição do tipo de gráfico faz-se em “Graph Type”: premir **F2(xyLine)** (figura 6);
- Premir “EXIT”, e em seguida premir novamente **F1(GRAPH1)** para observar a curva de titulação;

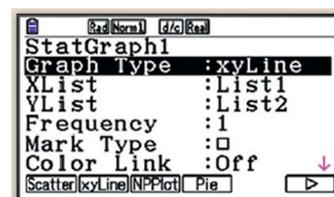


Figura 6

3. Determinar o ponto final:

- Utilizar a opção **SHIFT F1(Trace)** para mover o cursor para a posição intermédia da variação brusca de pH e fazer a leitura das coordenadas do ponto final (figura 7).

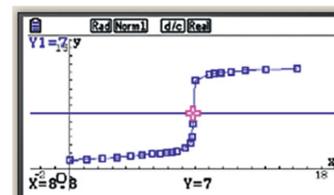


Figura 7

QUESTÕES PRÉ-LABORATORIAIS

1. Que cuidados de segurança se devem ter na realização da atividade laboratorial, nomeadamente na manipulação de ácidos e bases?

Os recipientes de ácidos e bases devem conter identificação adequada e rótulos com indicação dos riscos.

O local para manuseio de ácido deve conter chuveiro de emergência e lava-olhos, devem ser locais limpos, bem ventilados e iluminados. E só deve manipular-se ácido utilizando os Equipamentos de Proteção Individual (EPI's) adequados como óculos, luvas e bata.

Deve evitar-se respirar os seus vapores, devendo trabalhar-se na hotte se as soluções forem concentradas, e mantendo-os afastado de chamas, uma vez que podem ser formados gases tóxicos, explosivos ou corrosivos.

2. Descreva os conceitos de titulação, titulado e titulante.

Titulação é uma técnica analítica na qual se fazem reagir entre si duas soluções aquosas, uma de um ácido e outra de uma base e que permite determinar a composição quantitativa de uma dessas soluções. A solução de concentração conhecida, que se encontra na bureta é designada titulante, e a que se encontra no balão de Erlenmeyer é designada solução titulada.

3. Identifique, resumidamente, o procedimento/técnica que deve ser utilizado/a no uso de buretas.

Antes de ser usada, a bureta deve ser lavada com água destilada e posteriormente deve ser passada pela solução titulante.

Para encher a bureta com a solução titulante deve montar-se um suporte universal com suporte de buretas para fixar a bureta, adicionando a solução titulante com o auxílio de um funil até acima do zero da bureta. Depois de retirar o funil, a torneira deve ser cuidadosamente aberta de maneira que a solução titulante se escape, eliminando as bolhas de ar na torneira ou na zona abaixo, até que o menisco da solução titulante fique abaixo do zero da bureta. A torneira deve estar posicionada do lado direito do analista, de forma a usar-se a mão esquerda para operar a torneira e a mão direita para imprimir um suave movimento contínuo de rotação ao balão de Erlenmeyer com o intuito de promover, o mais rapidamente possível, a homogeneização da solução titulada após cada adição de titulante.

4. Quais os processos que se poderão utilizar para a determinação do ponto final da titulação?

O ponto final da titulação pode ser detetado visualmente, usando um indicador ácido-base que sinaliza o fim da titulação por mudar de cor permanentemente quando se aproxima ou ultrapassa ligeiramente o ponto de equivalência, ou utilizando um eletrodo combinado de pH, em que é possível acompanhar a variação do pH do titulado à medida que decorre a adição de titulante e determinar o ponto final a partir da análise da curva de titulação.

REGISTO E TRATAMENTO DE RESULTADOS

Exemplos de resultados obtidos na realização da atividade.

Tabela I – Incertezas de leitura		
Instrumento de medida	Grandeza medida	Incerteza de leitura
Medidor de pH	pH	$\pm 0,01$
Bureta	Volume	$\pm 0,05 \text{ mL}$

Tabela II – Registo do volume da solução aquosa de HCl e da concentração da solução de NaOH	
Volume inicial de solução de HCl (titulado)	10,00 mL
Concentração da solução de NaOH (titulante)	$0,108 \text{ mol dm}^{-3}$

(Ver cabeçalhos de tabela)

Tabela III – Registo do valor de pH após adições sucessivas de titulante

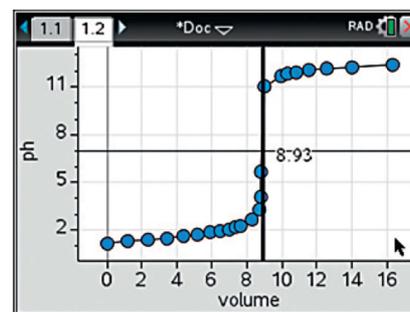
V _{NaOH(aq)} na bureta / mL	V _{NaOH(aq)} adicionado / mL	pH	Cor do indicador	V _{NaOH(aq)} na bureta / mL	V _{NaOH(aq)} adicionado / mL	pH	Cor do indicador
2,20	0,00	1,16	incolor	10,88	8,68	3,29	incolor
3,41	1,21	1,27	incolor	10,98	8,78	4,08	incolor
4,55	2,35	1,38	incolor	11,00	8,80	5,66	incolor
5,60	3,40	1,49	incolor	11,22	9,02	10,99	carmim
6,55	4,35	1,60	incolor	12,15	9,95	11,67	carmim
7,37	5,17	1,71	incolor	12,52	10,32	11,78	carmim
8,08	5,88	1,82	incolor	13,03	10,83	11,90	carmim
8,66	6,46	1,94	incolor	13,74	11,54	12,01	carmim
9,15	6,95	2,05	incolor	14,75	12,55	12,12	carmim
9,54	7,34	2,16	incolor	16,22	14,02	12,24	carmim
9,86	7,66	2,27	incolor	18,47	16,27	12,35	carmim
10,46	8,26	2,61	incolor				

1. Trace a curva de titulação $\text{pH} = f(V_{\text{NaOH adicionado}})$.

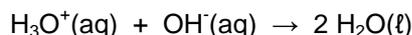
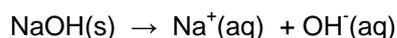
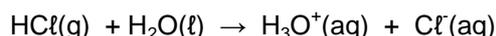
2. Determine graficamente o ponto final da titulação. Indique, para esse ponto, o valor de pH e o volume de titulante gasto.

Como a titulação é de um ácido forte com uma base forte, o pH no ponto final é próximo de 7. O valor das abcissas do ponto final corresponde ao volume de titulante, que melhor estima o volume no ponto de equivalência, V_{final} :

$$V_{\text{final}} = V_{\text{NaOH}} = 8,93 \text{ cm}^3$$



3. Determine a concentração de ácido clorídrico na solução titulada.



$$c_{\text{NaOH}} = \frac{n}{V} \Rightarrow n(\text{NaOH}) = 0,108 \times 8,93 \times 10^{-3} = 9,64 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n(\text{OH}^-) = n(\text{NaOH}) = 9,64 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

De acordo com a equação química que traduz a reação de neutralização, o H_3O^+ proveniente da ionização completa do ácido HCl e o OH^- proveniente da dissociação completa da base, NaOH , reagem na proporção de 1: 1, logo:

$$n(\text{H}_3\text{O}^+) = n(\text{OH}^-) = 9,64 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

$$n(\text{HCl}) = n(\text{H}_3\text{O}^+) = 9,64 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

$$c_{\text{HCl}} = \frac{n}{V} \Rightarrow c_{\text{HCl}} = \frac{9,64 \times 10^{-4}}{10,00 \times 10^{-3}} = 0,0964 \text{ mol dm}^{-3}$$

QUESTÕES PÓS-LABORATORIAIS

1. Compare a curva de titulação obtida com a que seria teoricamente prevista para a titulação de um ácido forte com uma base forte.

A curva de titulação obtida corresponde à curva prevista para uma titulação ácido forte-base forte, uma vez que se obteve, uma variação acentuada no valor de pH próximo do ponto de equivalência e que este ponto apresentou um valor de pH próximo de 7.

2. Que informações se podem obter na análise de uma curva de titulação?

A determinação experimental do ponto de inflexão da curva de titulação identifica-se com o ponto final da titulação. As coordenadas desse ponto fornecem duas indicações: a abcissa do ponto final corresponde ao volume de titulante, V_{final} , que melhor estima o volume no ponto de equivalência, valor que permite calcular a concentração de ácido clorídrico na solução titulada; a ordenada indica o valor experimental atribuído ao pH no ponto de equivalência, valor que permite concluir que a volumetria é entre um ácido forte e uma base forte, uma vez que se obteve pH próximo de 7.

3. A adição de água destilada ao volume de titulado que se encontra no balão de Erlenmeyer vai afetar os resultados da titulação? Justifique.

Não, a adição de água não altera a quantidade de matéria de ácido que vai ser titulada.

O que se pretende determinar é a concentração da solução inicial de ácido, antes da adição do volume de 100 mL de água. O ponto de equivalência atingiu-se quando ácido e base se encontram em quantidades estequiométricas, e como tal o volume de água adicionado não interfere na deteção do ponto de equivalência e, por isso, não necessita de ser medido rigorosamente.

4. A deteção do ponto final da titulação visualmente, com recurso ao indicador fenolftaleína, coincidiu com a deteção a partir da curva de titulação?

A mudança de cor da fenolftaleína ocorreu durante a variação acentuada do valor de pH que ocorre na proximidade do ponto de equivalência, típica da titulação ácido forte-base forte. Assim, embora a fenolftaleína mude de cor um pouco depois do ponto de equivalência o volume de titulante adicionado é praticamente o mesmo pelo que não se introduz um erro significativo na determinação da concentração de titulado.

Muitas vezes, os volumes finais determinados visualmente e instrumentalmente não são exatamente iguais, por dificuldades na perceção da viragem do indicador.

5. Quais os principais erros que podem afetar o resultado obtido na titulação?

Erros do operador nas leituras na bureta, erros devido à presença de bolhas de ar na bureta, erros inerentes à medição do pH ou erros associados à dificuldade na perceção da viragem do indicador, o que faz com que o ponto final se afaste demasiado do ponto de equivalência.

OBJETIVO GERAL

Organizar uma série eletroquímica a partir de reações entre metais e soluções aquosas de sais contendo cátions de outros metais.

METAS ESPECÍFICAS

1. Interpretar e realizar procedimentos que, em pequena escala e controlando variáveis, permitam construir uma série eletroquímica.
2. Interpretar as reações de oxidação-redução que podem ocorrer e escrever as correspondentes equações químicas.
3. Comparar, a partir de resultados experimentais, o poder redutor de alguns metais e elaborar uma série eletroquímica.

EXPLORAÇÃO DA ATIVIDADE LABORATORIAL

INTRODUÇÃO

As reações químicas que envolvem transferência de elétrons denominam-se reações de oxidação-redução. Chama-se oxidante à espécie que ganha elétrons e redutor à espécie que cede esses elétrons. Contudo, nem todos os oxidantes têm a mesma tendência para ganhar elétrons; isto é, há oxidantes mais fortes e oxidantes mais fracos. Analogamente, há redutores com maior tendência para ceder elétrons do que outros.

A comparação do poder redutor ou do poder oxidante de duas espécies químicas pode ser avaliada a partir da reação entre essas espécies.

Se, por exemplo, o metal M_1 sofre oxidação quando mergulhado numa solução aquosa contendo o íão Mg_2^{2+} , mas o metal M_2 fica intacto numa solução aquosa do íão, M_1^{2+} , então o oxidante mais forte será o cátion metálico que consegue oxidar o outro metal, o M_2^{2+} , e o redutor mais forte é o metal que reduz o cátion do outro metal, ou seja, o M_1 .

Na série eletroquímica os metais encontram-se organizados, por exemplo, por ordem decrescente do poder redutor, ou seja, por ordem decrescente da sua tendência para cederem elétrons. Numa série eletroquímica assim organizada, um dado metal pode reduzir o cátion de outro metal situado mais abaixo na série, mas não pode reduzir os cátions dos metais situados mais acima.

QUESTÕES PRÉ-LABORATORIAIS

1. O que são reações de oxidação-redução?

São reações químicas que envolvem transferência de elétrons.

Numa reação de oxidação-redução ocorrem simultaneamente uma oxidação e uma redução representadas por duas semiequações:

- a semiequação de oxidação – que evidencia a cedência de elétrons pelo redutor;
- a semiequação de redução – que evidencia o ganho de elétrons pelo oxidante.

2. Numa reação de oxidação-redução como se designam as espécies que ganham e que perdem elétrons?

A espécie química reduzida, que ganha elétrons, é o agente oxidante e a espécie química oxidada, que perde elétrons, é o agente redutor.

3. Em que consiste e que informação se pode obter da série eletroquímica?

A **série eletroquímica** é uma tabela onde se encontram ordenadas diversas espécies químicas em função do seu poder redutor/oxidante. Permite prever a ocorrência espontânea de uma reação de oxidação-redução. Se na série eletroquímica os metais estiverem organizados por ordem decrescente do poder redutor, um dado metal pode reduzir o catião de outro metal situado mais abaixo na série, mas não pode reduzir os catiões dos metais situados mais acima

4. Como se deverá proceder em laboratório para se conseguir obter uma ordenação dos metais cobre, zinco, chumbo e magnésio de acordo com o seu poder redutor?

Deve promover-se o contacto entre cada um dos metais e as soluções aquosas de sais contendo os catiões dos outros metais e verificar se ocorre ou não reação.

5. Que condições devem ser controladas na realização dos diversos ensaios?

Os ensaios devem ser realizados em condições controladas de volume, concentração dos sais e temperatura das soluções, usando quantidades semelhantes dos diferentes metais (por exemplo, deve ser usada fita de magnésio e fio de cobre com dimensões semelhantes). É necessário que os metais estejam bem limpos sem vestígios de qualquer depósito à superfície. Dessa forma a diferente extensão das reações ficará apenas a dever-se ao diferente poder redutor dos metais e poder oxidante dos catiões metálicos.

6. Sem recorrer à série eletroquímica indique, justificando, se será possível armazenar uma solução contendo o catião Zn^{2+} num qualquer recipiente metálico.

A solução contendo o catião Zn^{2+} só poderá ser armazenada nos recipientes dos metais com menor poder redutor que o zinco para que o catião Zn^{2+} presente na solução não oxide o próprio recipiente.

MATERIAL E REAGENTES

- 12 tubos de ensaio
- suporte para tubos de ensaio
- 5 conta-gotas
- 4 pequenos fragmentos de cada um dos metais: cobre, magnésio, zinco e chumbo, bem limpos
- 5 mL de cada uma das soluções de sais de nitrato dos catiões metálicos: Cu^{2+} , Mg^{2+} , Zn^{2+} e Pb^{2+} com concentração $0,1 \text{ mol dm}^{-3}$



PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

1. Construir uma tabela semelhante à sugerida em [REGISTOS E TRATAMENTO DE RESULTADOS] para registo dos resultados experimentais no caderno de apontamentos do aluno.

2. Numerar 12 tubos de ensaio de 1 a 12 e proceder do seguinte modo:

Tubos de ensaio	Conteúdo
1 a 3	5 mL de solução de $Zn(NO_3)_2$ $0,1 \text{ mol dm}^{-3}$
4 a 6	5 mL de solução de $Mg(NO_3)_2$ $0,1 \text{ mol dm}^{-3}$
7 a 9	5 mL de solução de $Cu(NO_3)_2$ $0,1 \text{ mol dm}^{-3}$
10 a 12	5 mL de solução de $Pb(NO_3)_2$ $0,1 \text{ mol dm}^{-3}$

3. Mergulhar os diferentes metais em cada um dos 12 tubos de ensaio, segundo o esquema apresentado na tabela I.

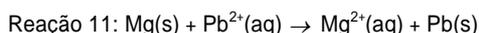
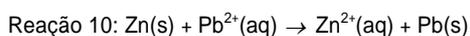
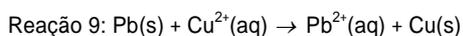
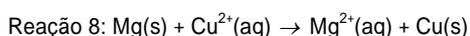
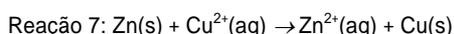
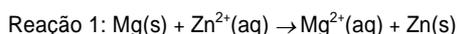
4. Registrar na tabela I as observações efetuadas.

REGISTO E TRATAMENTO DE RESULTADOS

Exemplo de resultados obtidos na realização da atividade.

Tabela I – Reações de metais com cátions metálicos				
Metais	Soluções			
	Zn ²⁺ (aq)	Mg ²⁺ (aq)	Cu ²⁺ (aq)	Pb ²⁺ (aq)
Zn		4 não há reação	7 forma-se cobre	10 forma-se chumbo
Mg	1 forma-se zinco		8 forma-se cobre	11 forma-se chumbo
Cu	2 não há reação	5 não há reação		12 não há reação
Pb	3 não há reação	6 não há reação	9 forma-se cobre	

1. Interprete as reações que ocorreram, escrevendo as respetivas equações químicas.



2. Em cada uma das reações identifique o agente redutor e o agente oxidante.

Em cada reação o metal aumenta o seu número de oxidação, logo é o agente redutor. O cátion metálico diminui o seu número de oxidação, logo é o agente oxidante.

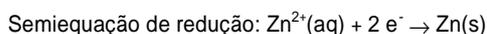
QUESTÕES PÓS-LABORATORIAIS

1. Tendo em conta os resultados obtidos, construa a série eletroquímica dos metais testados, organizando-os por ordem crescente do seu poder redutor.



Observando a tabela I verifica-se que o metal mais reativo é o magnésio (reage em todas as situações), seguindo-se-lhe o zinco, o chumbo e, por fim, o cobre (não reage em nenhum dos casos). Sendo assim, o magnésio, que é o metal mais reativo, é o de maior poder redutor e o cobre, que é o menos reativo, possui o menor poder redutor. A série eletroquímica deve ser organizada do seguinte modo:

2. Para a reação que ocorre no tubo de ensaio 1, escreva as semiequações de oxidação e de redução.



3. Com base nos resultados obtidos, indique, justificando:

- Qual dos metais poderá ser utilizado como contentor de qualquer das soluções usadas?
- Qual das soluções dos sais poderá ser guardada em recipientes de qualquer um destes metais?
- Que metais podem ser usados em canalizações?

a) Tendo em conta a série eletroquímica construída pode concluir-se que, dos metais considerados, aquele que pode ser utilizado como contentor de qualquer uma das soluções usadas é o cobre, uma vez que é o que apresenta o menor poder redutor.

b) Só a solução de nitrato de magnésio é que pode ser guardada em recipientes de qualquer um dos cinco metais, pois sendo o

Mg o redutor mais forte, o corresponde ião metálico será o oxidante mais fraco, logo para além de poder ser guardada em recipientes do próprio metal, não tem força suficiente para oxidar os quatro restantes metais, não se prevendo que ocorram reações espontâneas em extensões consideráveis.

c) Nas canalizações metálicas deve usar-se um material que seja um fraco agente redutor, para não reagir com os iões dissolvidos na água, incluindo os iões hidrogénio. Por isso, o cobre é a escolha certa atendendo apenas a este fator.

OBJETIVO GERAL

Investigar o efeito da temperatura na solubilidade de um soluto sólido em água.

METAS ESPECÍFICAS

1. Justificar procedimentos que permitam determinar a forma como a solubilidade de um soluto sólido em água varia com a temperatura.
2. Determinar a solubilidade de um soluto sólido a uma determinada temperatura com base nas medições efetuadas.
3. Tracar a curva de solubilidade.

EXPLORAÇÃO DA ATIVIDADE LABORATORIAL

INTRODUÇÃO

A dissolução é um processo químico onde há um predomínio da interação soluto-solvente sobre as interações soluto-soluto e solvente-solvente.

Em todos os processos de dissolução há uma quantidade máxima de soluto que é possível dissolver numa determinada quantidade de solvente, para uma dada temperatura e pressão. Quando essa quantidade é atingida a solução fica saturada e o excesso de soluto fica por dissolver.

A solubilidade define-se como sendo a quantidade máxima de soluto que pode ser dissolvida em um determinado volume de solvente para se atingir uma solução saturada. Exprime-se habitualmente em massa de soluto, em gramas, por 100 cm³ de solvente ou em concentração molar. A dependência da solubilidade de sais com a temperatura, a pressão constante, pode ser visualizada com a ajuda de uma curva de solubilidade – um gráfico da solubilidade em função da temperatura para uma dada pressão – como representado na figura 6A da pág. 205.

QUESTÕES PRÉ-LABORATORIAIS

1. O efeito da temperatura na solubilidade de um soluto sólido em água é sempre igual, independentemente do soluto?

No geral, a solubilidade dos sólidos em água aumenta com o aumento da temperatura. No entanto, há exceções uma vez que há sais em que a solubilidade diminui com o aumento da temperatura, como o $\text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3$, e outros em que a temperatura praticamente não influencia a solubilidade, como o NaCl .

2. Para investigar o efeito da temperatura na solubilidade de um soluto sólido em água, quais são as variáveis que devem ser controladas?

Para observar o efeito da temperatura na solubilidade de um soluto sólido em água deve fazer-se em todos os ensaios um controlo rigoroso da temperatura, utilizar-se o mesmo soluto finamente dividido e com elevada pureza, o qual deve ser sempre dissolvido, sob agitação, num volume conhecido de água e realizar a experiência a pressão constante, apesar do efeito da pressão poder ser desprezável em ensaios de solubilidade de solutos sólidos.

3. Quais são os cuidados a ter no manuseamento dos reagentes a utilizar?

O nitrato de potássio é um agente oxidante, cujo poder oxidante aumenta com a acidez do meio e com o aumento da temperatura. Não é inflamável, porém funciona como comburente. Deve-se manter afastado de substâncias inflamáveis, fontes

de ignição e calor. Provoca irritação das vias respiratórias, da pele e membranas mucosas, por isso durante o seu manuseamento deve recorrer-se aos EPI's como bata, luvas e óculos de proteção. Deve ser armazenado em lugar seco, frio (temperatura ambiente ou inferior) e protegido da ação direta da luz solar. A embalagem deve manter-se fechada sempre que não estiver a ser usada.

4. Atendendo a que o sal em estudo é usado em quantidade apreciável, qual o cuidado que se deve ter no final da atividade?

No final da atividade o sal deve ser reciclado, utilizando os recipientes adequados.

MATERIAL E REAGENTES

- Esguicho com água destilada
- Nitrato de potássio com 99% de pureza
- Balança com precisão ao centígrama
- Espátula
- Tubos de ensaio
- Suportes para tubos de ensaio
- Varetas de vidro
- Pipeta graduada de 10,0 mL
- Pompete
- Termómetro digital, precisão 0,1 °C até 100 °C
- Gobelés de 250 mL
- Placa de aquecimento



PROCEDIMENTO EXPERIMENTAL

1. **Construir** tabelas semelhantes às sugeridas em [REGISTOS E TRATAMENTO DE RESULTADOS] para registo dos resultados experimentais no caderno de apontamentos do aluno.
2. **Identificar** e **registar** as características de todos os instrumentos de medição e as respetivas incertezas de leitura, na tabela I.
3. **Transferir** para quatro tubos de ensaio (20 x 200 mm), quatro amostras de nitrato de potássio, de 2,0 g, 4,0 g, 6,0 g e 7,5 g, e registar na tabela II.
4. Com uma pipeta, adicionar 10,0 cm³ de água destilada a cada tubo de ensaio e **agitar** com uma vareta de vidro, de modo a dissolver o máximo de sólido possível.
5. **Colocar** os tubos de ensaio dentro de um gobelé de 250 mL com cerca de 200 cm³ de água quente (a cerca de 60 °C).
6. **Agitar** cuidadosamente a mistura dos tubos de ensaio em banho de água aquecida, até todo o nitrato de potássio estar totalmente dissolvido.
7. **Introduzir** um termómetro no banho de água aquecida, de modo a acompanhar o arrefecimento de todo o sistema.
8. **Continuar** a agitar cuidadosamente a mistura dos tubos de ensaio à medida que vão arrefecendo.
9. **Observar** a solução e medir a temperatura a que se inicia a cristalização, registando o valor na tabela II.
10. Quando o banho atingir a temperatura ambiente, **adicionar** gelo de modo a diminuir a temperatura do banho.
11. **Repetir** os procedimentos de 5 a 10 pelo menos mais duas vezes.

REGISTO E TRATAMENTO DE RESULTADOS

Exemplos de resultados obtidos na realização da atividade.

Tabela I – Incertezas de leitura		
Instrumento de medida	Grandeza medida	Incerteza de leitura
Balança	Massa	$\pm 0,01 \text{ g}$
Termómetro	Temperatura	$\pm 0,1 \text{ }^\circ\text{C}$

Tabela II – Efeito da temperatura na solubilidade do nitrato de potássio em água			
Massa de KNO_3 / g	Solubilidade / g de sal em 100 cm^3 de água	Temperatura / $^\circ\text{C}$	
2,00	20,0	7,2	8,1
		8,2	
		9,0	
4,00	40,0	22,0	23,2
		23,5	
		24,0	
6,00	60,0	36,4	35,4
		35,4	
		34,5	
7,56	75,6	47,0	47,3
		47,5	
		47,5	

1. Determine o valor mais provável da temperatura à qual se observou a formação da primeira porção de sólido para cada uma das soluções ensaiadas e proceda ao seu registo na tabela II.

Exemplo para amostra 1:

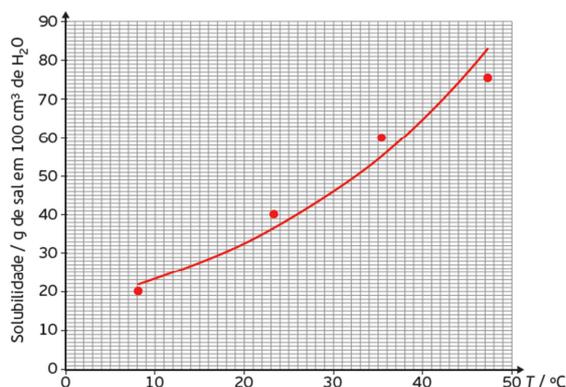
$$T = \frac{7,2+8,2+9,0}{3} = 8,1$$

2. Determine a solubilidade do nitrato de potássio para as temperaturas obtidas na alínea anterior e proceda ao seu registo na tabela II.

Exemplo para amostra 2: A solução inicial foi preparada a partir de 4,00 g de nitrato de potássio em $10,0 \text{ cm}^3$ de água.

Desprezando a pequena quantidade de sólido precipitado no momento do registo da temperatura, a solubilidade do KNO_3 nesse momento é praticamente igual a $40,0 \text{ g} / 100 \text{ cm}^3$ de água.

3. Utilizando a calculadora gráfica ou uma folha de cálculo, trace a curva de solubilidade (massa de nitrato de potássio dissolvido/ 100 cm^3 de água em função da temperatura).



QUESTÕES PÓS-LABORATORIAIS

- 1.** Através da análise da curva de solubilidade, indique o efeito da temperatura na solubilidade do nitrato de potássio em água?

Pela análise do gráfico é possível concluir que a solubilidade do nitrato de potássio aumenta com o aumento da temperatura

- 2.** Compare a curva de solubilidade obtida para o nitrato de potássio com a descrita na literatura. O que se pode concluir?

A curva de solubilidade obtida vai de encontro com a descrita na literatura, uma vez que mostra que a solubilidade do sal aumenta com o aumento da temperatura e os valores de solubilidade para cada temperatura são aproximadamente concordantes com os publicados na literatura.

- 3.** Quais são os principais erros sistemáticos que poderão ter afetado as medições?

Os erros sistemáticos de leitura associada aos instrumentos de medição (balança, termómetro digital e pipeta graduada) nos aparelhos de medida podem resultar da má calibração dos instrumentos, da leitura errada do observador, bem como dos erros de paralaxe cometidos na medição do volume de água. Deve-se considerar também como fonte de erro sistemático a aproximação feita de que a concentração inicial da solução de KNO_3 é igual à sua solubilidade no momento em que se observou a formação da primeira porção de precipitado.