

Escola Superior de Tecnologia de Tomar

Licenciatura em Fotografia

Química — 1.º ano 1.º semestre

Caderno de prática laboratorial

Ana Marta Antunes

Créditos: Valentim Nunes e Maria Teresa Silveira

Índice

I. NOÇÕES GERAIS DE SEGURANÇA NUM LABORATÓRIO.....	3
1. Símbolos de Segurança.....	3
2. Risco de fogo	4
3. Risco de toxicidade.....	5
4. Riscos associados a equipamento	5
5. Tratamento de derrames e resíduos	6
6. Material de proteção	6
7. Medidas a tomar em caso de acidente	6
8. Rotulagem de reagentes.....	7
9. Armazenamento.....	7
II. PICTOGRAMAS DE PERIGO.....	8
III. REGRAS BÁSICAS DE SEGURANÇA NO LABORATÓRIO	9
IV. TRABALHOS PRÁTICOS LABORATORIAIS	11
Trabalho prático n.º 1 — Medição do volume e massa de líquidos.....	11
Trabalho prático n.º 2 — Preparação e diluição de soluções	21
Trabalho prático n.º 3 — Aferição de soluções	25
Trabalho prático n.º 4 — Titulação potenciométrica	31
Trabalho prático n.º 5 — Introdução à oxidação-redução	41

I. NOÇÕES GERAIS DE SEGURANÇA NUM LABORATÓRIO

O trabalho desenvolvido num laboratório químico envolve o manuseamento de materiais, que, pelas suas características, podem vir a constituir um risco para os que aí laboram. Daí que o conhecimento, por parte do operador, tanto das condições de segurança do trabalho laboratorial como das características do laboratório se revela fundamental para uma prática eficiente e segura.

1. Símbolos de Segurança

Para responder à necessidade de uma fácil informação dos riscos associados a cada substância química, foram estabelecidos símbolos específicos que devem ser acrescentados aos rótulos habituais.

A classificação da CE estabelece uma divisão dos riscos em seis classes:

- Classe I
Substâncias explosivas ou instáveis
- Classe II
Substâncias oxidantes que dão lugar a reação fortemente exotérmica quando em contacto com outras substâncias
- Classe III
Substâncias inflamáveis. Esta classe inclui cinco subclasses de materiais inflamáveis:
 - sólidos muito inflamáveis
 - líquidos muito inflamáveis
 - gases muito inflamáveis
 - substâncias inflamáveis espontaneamente
 - substâncias que produzem gases inflamáveis quando em contacto com a água
- Classe IV
Substâncias tóxicas ou nocivas. Entende-se por materiais tóxicos os que apresentam risco de envenenamento agudo ou crónico por qualquer via. Substâncias nocivas são aquelas que, sendo menos tóxicas, apresentam riscos para os que estão expostos a elas.

- Classe V

Substâncias corrosivas ou irritantes. Substâncias corrosivas são as que destroem o tecido vivo, enquanto as irritantes são as que provocam inflamação da pele. Um mesmo símbolo designa tanto as substâncias irritantes como as nocivas.

- Classe VI

Materiais radioativos. Substâncias que emitem radiações.

Muitas substâncias pertencem a mais do que uma destas seis classes. Por convenção, o número de símbolos é restringido a dois.

2. Risco de fogo

O operador deve ter atenção cuidada em relação a todas as possíveis origens de fogo, como chamas, banhos de aquecimento, equipamento elétrico, eletricidade estática e material combustível, especialmente reagentes inflamáveis. Dentro dos reagentes inflamáveis, é importante a identificação dos líquidos inflamáveis — temperatura “flash” ou de fulgor entre 21 e 55 °C —, dos altamente inflamáveis — temperatura “flash” entre 0 e 21 °C — e dos extremamente inflamáveis — temperatura “flash” abaixo de 0 °C e temperatura de ebulição abaixo dos 35 °C. A temperatura “flash” ou de fulgor de um líquido é a temperatura mínima à qual a tensão do vapor é suficiente para permitir a inflamação do líquido em presença de uma chama.

Os solventes inflamáveis devem ser armazenados no exterior e apenas uma quantidade reduzida mantida no laboratório. Os líquidos inflamáveis nunca devem ser aquecidos à chama, mas sim em banhos. Deve também haver especial cuidado com os compostos pirofóricos (que reagem com o oxigénio ou humidade do ar a uma velocidade capaz de originar a ignição), com os compostos que reagem violentamente com a água e com os compostos que podem lentamente sofrer peroxidação (ou seja, do grupo —OOH, de poder explosivo).

3. Risco de toxicidade

Considera-se tóxica toda a substância que, tendo penetrado no organismo por qualquer via (respiratória, digestiva, de contacto), provoca perturbações mais ou menos graves, podendo mesmo levar à morte. As substâncias consideradas irritantes são as que induzem perturbações menos graves, enquanto as corrosivas são as que provocam a destruição dos tecidos vivos.

A maior parte dos acidentes com substâncias tóxicas tem ocorrido por inalação. Por essa razão, tanto o manuseamento como a realização de experiências com tais substâncias, ou que levem à sua produção, devem ser feitos em locais com boa extração de ar, ou seja, chaminés com extrator ou “hotte”.

A segunda via mais habitual de toxicidade química é a absorção através da pele. A melhor proteção será então o uso de luvas, aventais e mesmo da bata. Como prática geral, é aconselhável que as mãos não sejam levadas à boca ou face durante a realização experimental e que, antes de abandonar o laboratório, sejam lavadas abundantemente com água e detergente.

A outra via de toxicidade é a ingestão, que se evita facilmente com o cumprimento de regras básicas, como não pipetar líquidos com a boca e não comer nem beber quaisquer alimentos num laboratório.

4. Riscos associados a equipamento

Um equipamento habitual de laboratório que comporta riscos de manuseamento e utilização é constituído pelos cilindros de gases comprimidos. Os cilindros devem ser colocados afastados das janelas, a temperaturas não superiores a 50 °C e devem estar fixos à parede ou bancada com correias, para evitar quedas.

Em relação aos riscos de natureza elétrica, é de salientar a necessidade de todos os aparelhos estarem ligados à terra, de só usar material que esteja convenientemente isolado e de não permitir que haja extensões a atravessar as bancadas e o chão do laboratório. O operador deve ter as mãos secas ao manusear equipamento elétrico e não deve colocar-se sobre chão húmido. Sempre que possível, deverá operar apenas com uma mão.

5. Tratamento de derrames e resíduos

Ocorrem com frequência derramamentos de reagentes químicos, normalmente devido a quebra dos seus contentores. O reagente derramado deve ser rapidamente recolhido e a zona afetada limpa devidamente. De acordo com as características da substância, pode ser aconselhada a sua neutralização, a absorção por areia ou serradura ou apenas a sua diluição com água, por vezes com um agente dispersivo, quando se trate de líquidos imiscíveis com água. Os produtos obtidos, em geral suficientemente diluídos, podem ser adicionados às condutas de esgotos.

O tratamento de resíduos químicos pode ser feito por neutralização, incineração, diluição e armazenamento.

6. Material de proteção

Do conjunto de equipamentos disponíveis para a proteção de laboratórios e seus utilizadores, começa-se por apontar os respeitantes a proteção pessoal, de utilização básica: bata de algodão, luvas e óculos de proteção. Máscaras, simples ou com filtro para gases tóxicos, placas e anteparos de segurança e caixas de luvas são materiais a usar de acordo com as características dos trabalhos. Devem ainda existir em todos os laboratórios, para responder a situações de acidente, cobertores, frascos lava-olhos e chuveiros.

Num âmbito mais alargado, devem considerar-se os detetores de incêndios, detetores de produtos tóxicos e extintores de incêndios. Na escolha do tipo de extintor, deve atender-se às operações e reagentes mais habituais no laboratório, assim como ao tipo de equipamento existente. A existência de baldes de areia torna-se, por vezes, muito útil no abafamento de pequenos incêndios.

7. Medidas a tomar em caso de acidente

Situação de fogo: a extinção pode ser conseguida por arrefecimento — é, em geral, conseguida por adição de água, exclusão do agente combustível —, pelo fecho das válvulas de alimentação do gás canalizado ou pela rápida eliminação de qualquer fuga — ou do comburente (em geral, oxigénio) —, pelo abafamento com um cobertor de material não inflamável, pela cobertura da área por espuma ou pó, ou pela substituição do ar por

um gás inerte (evacuando o local). Em nenhuma situação, se deve fazer a abertura de janelas ou portas de forma a facilitar o arejamento do local.

Contaminação dos olhos: a lavagem da zona deve ser imediata e com grande quantidade de água, sem, no entanto, ser por jato forte.

Contaminação da pele: a lavagem deve ser imediata com grande quantidade de água corrente, e sabão, no caso de agente imiscível com água. Todo o vestuário contaminado deve ser removido.

Inalação de gases: remoção do operador do local contaminado. Utilização de máscara ou, se necessário, oxigénio.

Contaminação por reagentes venenosos: se a contaminação se limitar à boca, esta deve ser lavada numerosas vezes mas sem ingerir. Se o reagente foi engolido, deve beber-se grande quantidade de água ou leite. Não devem ser provocados vômitos.

8. Rotulagem de reagentes

A existência num laboratório de todos os materiais devidamente rotulados é um fator importante na prevenção e controlo de acidentes. Há convenções que apontam as normas a cumprir nos rótulos dos reagentes químicos, e que são: nome do reagente — científico e comercial —; ponto de fusão e ebulição; ponto de “flash” — no caso de solventes inflamáveis —; densidade; grau de pureza; massa molecular; frases sucintas descrevendo a natureza de algum acidente que possa ocorrer; medidas de precaução; símbolo de segurança sobre a característica da substância.

Em caso de preparações feitas no próprio laboratório, a indicação da data deve constar no rótulo.

9. Armazenamento

O armazenamento de reagentes químicos exige um planeamento que considere a natureza potencialmente perigosa dos compostos a armazenar e as características do próprio armazém.

II. PICTOGRAMAS DE PERIGO

O Regulamento (CE) n.º 1272/2008 (classificação, rotulagem e embalagem - CRE) harmoniza a anterior legislação da UE com o GHS (Sistema Mundial Harmonizado de Classificação e Rotulagem de Produtos Químicos), um sistema das Nações Unidas destinado a identificar produtos químicos perigosos e a informar os utilizadores sobre esses perigos. Tem também ligações com o Regulamento REACH. O Regulamento CRE entrou em vigor em **20 de janeiro de 2009** e **substituiu progressivamente a classificação e rotulagem** estabelecida nas *Diretivas Substâncias Perigosas (67/548/CEE)* e *Preparações Perigosas (1999/45/CE)*. Ambas as diretivas foram revogadas em 1 de junho de 2015.

Estes pictogramas são usados na União Europeia, na Área Económica Europeia e em alguns outros países.



gás sob pressão



substâncias explosivas



substâncias inflamáveis



substâncias altamente tóxicas e potencialmente fatais



substâncias extremamente tóxicas (nocivas) ou irritantes



substâncias comburentes



substâncias corrosivas



substâncias cancerígenas



substâncias prejudiciais para o ambiente

Última atualização por VN & AMA a 18 de setembro de 2026.

Fonte e mais informações: <https://osha.europa.eu/pt/themes/dangerous-substances/clp-classification-labelling-and-packaging-of-substances-and-mixtures>

III. REGRAS BÁSICAS DE SEGURANÇA NO LABORATÓRIO

1. Use sempre óculos de segurança e bata de algodão.
2. Não use saias, bermudas ou calçados abertos. Pessoas que tenham cabelos longos devem mantê-los presos enquanto estiverem no laboratório.
3. Não trabalhe sozinho, principalmente fora do horário de expediente.
4. Não fume, coma ou beba nos laboratórios. Não use o telemóvel, exceto se tiver autorização prévia do docente ou técnico superior.
5. Ao ser designado para trabalhar num determinado laboratório, é imprescindível o conhecimento da localização dos acessórios de segurança.
6. Antes de usar reagentes que não conheça, consulte a bibliografia adequada e informe-se sobre como manuseá-los e descartá-los.
7. Não verta reagentes nos frascos originais, mesmo que não tenham sido usados. Evite circular com eles pelo laboratório. Todos os recipientes devem ser tapados ou rolhados imediatamente após o seu uso.
8. Não use nenhum equipamento para o qual não tenha sido treinado ou autorizado a utilizar.
9. Certifique-se da tensão de trabalho dos aparelhos antes de os ligar à rede elétrica. Quando não estiverem em uso, os aparelhos devem permanecer desligados.
10. Use sempre luvas de isolamento térmico ao manipular material quente.
11. Nunca pipete líquidos com a boca. Neste caso, use pompets de borracha ou trompas de vácuo.
12. Nunca deixe frascos contendo substâncias inflamáveis próximos à chama.

13. Evite o contacto de qualquer substância com a pele. Seja particularmente cuidadoso quando manusear ácidos e bases concentrados.
14. Todas as experiências que envolvem a libertação de gases e/ou vapores tóxicos devem ser realizadas na hotte.
15. Sempre que realizar a diluição de um ácido concentrado, adicione-o lentamente, com agitação, sobre a água, e nunca o contrário.
16. Ao aquecer um tubo de ensaio contendo qualquer substância, não volte a extremidade aberta do mesmo para si ou para uma pessoa próxima.
17. Não despeje qualquer material sólido dentro da pia ou nos ralos.
18. Quando for testar algum produto químico pelo odor, não coloque o frasco sob o nariz. Desloque com a mão, para a sua direção, os vapores que se desprendem do frasco.
19. Dedique especial atenção a qualquer operação que necessite de aquecimento prolongado ou que desenvolva grande quantidade de energia.
20. Não utilize reagentes não rotulados.
21. Solventes inflamáveis com ponto de ebulição inferior a 100 °C devem ser destilados ou aquecidos em banho-maria e nunca no bico de bunsen.
22. Ao sair do laboratório, verifique que não há torneiras de água ou de gás abertas. Desligue todos os aparelhos, deixe todo o equipamento e as bancadas limpos e lave bem as mãos.

Um laboratório não é lugar para brincadeiras!

Concentre-se no que estiver a fazer.

IV. TRABALHOS PRÁTICOS LABORATORIAIS

Trabalho prático n.º 1 — Medição do volume e massa de líquidos

1. Introdução

Num laboratório, é essencial conhecer e utilizar corretamente o material de vidro usado na medição do volume de líquidos.

Este material pode apresentar dois tipos de calibração: a indicação do volume que contém ou a indicação do volume de escoamento (ou vazamento). Um exemplo típico do primeiro caso são os balões volumétricos (apesar de, por vezes, apresentarem as duas indicações), ao passo que as pipetas graduadas e as buretas são exemplos do segundo.

Com o objetivo de determinar o grau de exatidão da medição do volume de líquidos com diferentes materiais de vidro, verifica-se o erro associado a cada medida. Para isso, mede-se o mesmo volume de água destilada com bureta, pipeta volumétrica, pipeta graduada, proveta e balão volumétrico. Em seguida, determina-se a massa do volume de água medido e, com o auxílio de uma tabela de densidade de água em função da temperatura, determina-se o volume efetivamente medido.

O volume efetivamente medido pode ser determinado a partir da expressão para a densidade:

$$d(g\,cm^{-3}) = \frac{m(g)}{V(cm^3)}$$

O erro relativo percentual na medição do volume será dado por:

$$Erro\,relativo(\%) = \frac{V_{ef.} - V_{teórico}}{V_{teórico}} \times 100$$

1.1. Balões volumétricos ou de diluição

Podem ser de dois tipos, de contenção ou de vazamento, mas as duas marcas correspondentes podem estar no mesmo balão:

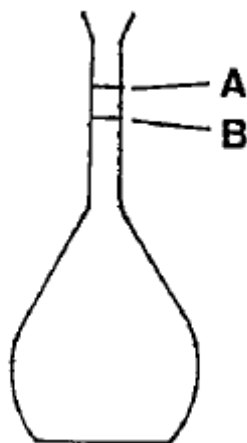


Figura 1.1. — Balão volumétrico: A) nível de vazamento; B) nível de contenção

Uma vez que estes balões vêm calibrados para uma determinada temperatura, normalmente 20 °C, não convém sujeitá-los a variações de temperatura; por isso, é absolutamente proibido aquecer um balão volumétrico.

Muitas vezes, é preferível dissolver o sólido num gobelet (ou copo) com uma menor quantidade de solvente, transferir esta solução para o balão e adicionar mais solvente. Rolha-se o balão e inverte-se, agitando várias vezes para homogeneizar. Adiciona-se mais solvente até próximo da marca e volta-se a homogeneizar. Finalmente, o volume é ajustado por adição cuidadosa do solvente, gota a gota, até que a parte inferior do menisco do líquido coincida com a marca (ver figura 1.6.).

1.2. Pipetas

As pipetas podem ser divididas em dois grandes tipos: *volumétricas* ou de transferência e *graduadas* ou de medida. No primeiro tipo, existe uma única marca indicadora do nível a que o líquido deve ser ajustado, ao passo que, no segundo caso, existe uma escala que permite o vazamento de quantidades variáveis de líquido.

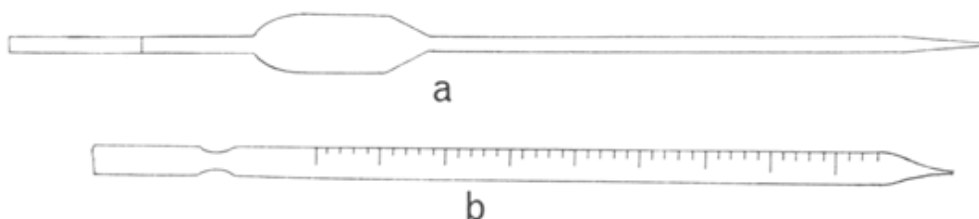


Figura 1.2. — a) pipeta volumétrica; b) pipeta graduada

Existem pipetas de diversas capacidades, cobrindo uma gama que vai das centenas de mL até alguns μL . O enchimento das pipetas pode ser feito com o auxílio de uma borracha em forma de pera ou com um enchedor mais adequado, tipo pompete, também em borracha:

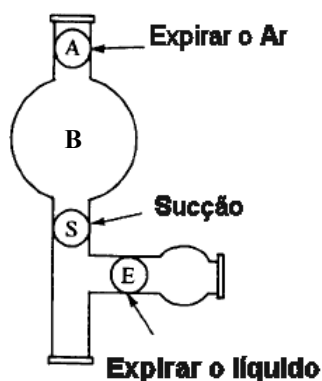


Figura 1.3. — Pompete de borracha, utilizada para encher pipetas

Após comprimir a válvula A e o bulbo B, a válvula de sucção S é pressionada até que o nível do líquido suba ligeiramente acima do nível pretendido. O nível pode depois ser ajustado pressionando a válvula E, ou retirando a pompete e tapando rapidamente com o polegar a extremidade superior da pipeta, e afrouxando ligeiramente a pressão do polegar até que o nível pretendido seja atingido (quando a parte inferior do menisco do líquido coincide com a marca — ver figura 1.6.).

ATENÇÃO: A pipeta nunca deve ser enchida por sucção bucal direta!

Passa-se então a pipeta para o recipiente que vai receber o líquido e deixa-se escoar completamente, mantendo a pipeta vertical. Terminado o vazamento do líquido, e após se ter encostado a extremidade inferior da pipeta à parede do recipiente de receção, o líquido que permanece aderente no interior da pipeta não deve ser removido, uma vez que esta já se encontra calibrada tendo em conta este volume. A figura seguinte mostra esta técnica:

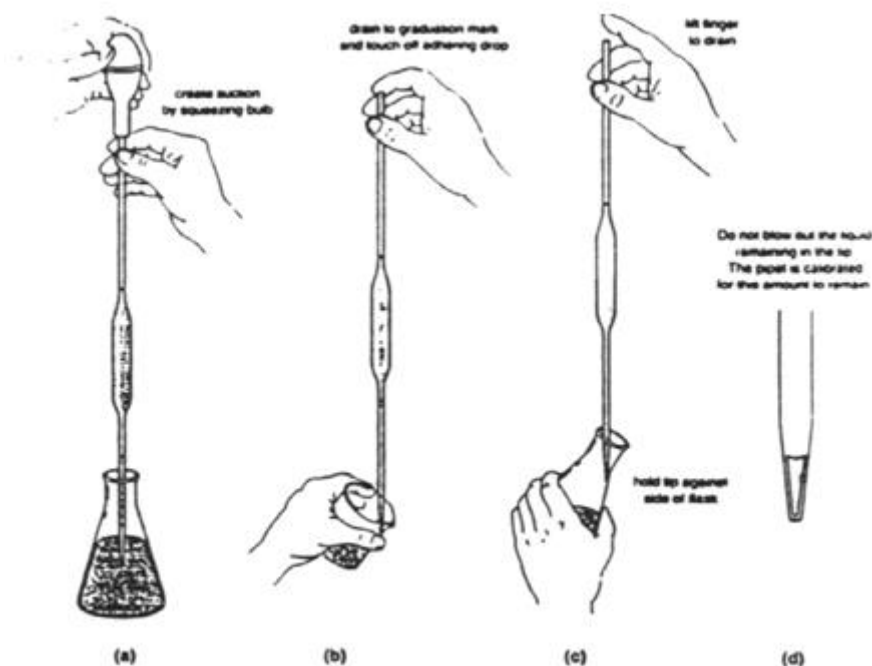


Figura 1.4. — Transferência de um líquido utilizando uma pipeta: (a) aspiração do líquido; (b) acerto do nível de líquido; (c) vazamento do líquido; (d) líquido que permanece aderente

1.3. Buretas

A bureta de válvula consiste num tubo cilíndrico graduado, com uma válvula capaz de controlar o fluxo de líquido vazado e cujo volume é o indicado pelo instrumento.

O tipo de bureta mais conhecido é o de torneira (Geissler) em vidro ou em teflon (se a torneira for de vidro, é necessário lubrificar a mesma, para evitar a passagem de líquido).

Antes de ser utilizada, a bureta deve ser lavada com água destilada (e deve-se verificar se a torneira funciona corretamente), de acordo com o esquema da figura 1.5.

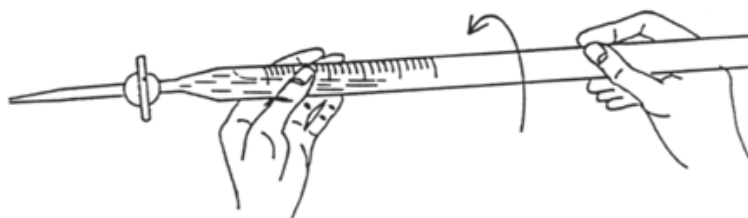


Figura 1.5. — Preparação de uma bureta para utilização

De seguida, a bureta é cheia com o líquido a usar, introduzido pela parte superior com o auxílio de um funil (que deve ser retirado durante a medição para que não caia

mais líquido). Deve-se abrir totalmente a torneira durante alguns segundos de modo a eliminar bolhas de ar. No final do vazamento, a última gota pendente é eliminada, encostando a extremidade inferior da bureta à parede do recipiente utilizado.

Devido à tensão superficial, a superfície de um líquido contido num tubo encontra-se encurvada, e tem a designação de menisco. No caso de o líquido apresentar um menisco côncavo e ser incolor ou fracamente corado, a leitura do nível do líquido deve ser a da posição do apex (ponta; neste caso, parte inferior) do menisco, como mostra a figura seguinte:

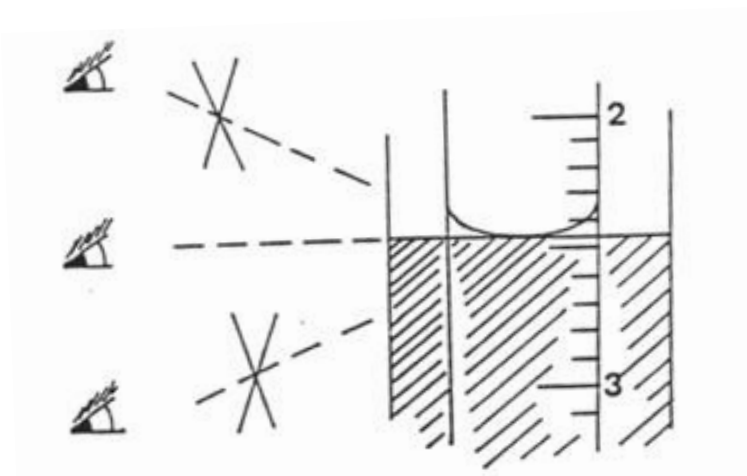


Figura 1.6. — Leitura correta do nível de líquido (evitando o erro de paralaxe)

A manipulação correta da bureta durante o escoamento do líquido é mostrada na figura 1.7. Geralmente, a bureta é utilizada em titulações, em que se adiciona o líquido da bureta (titulante) a um líquido (titulado) num Erlenmeyer. O Erlenmeyer deve ser constantemente agitado, em movimento circular com a mão direita, enquanto a adição do líquido contido na bureta é feita lentamente (gota a gota), usando, e mantendo sempre, a mão esquerda na torneira. (Nota: as mãos poderão ser trocadas, dependendo da mão dominante do operador.)

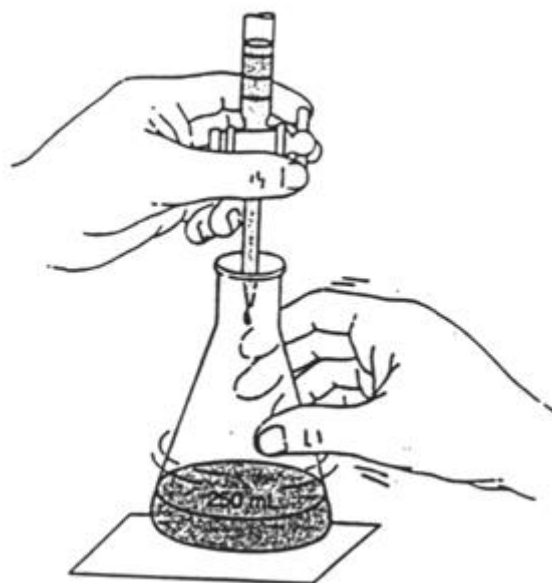


Figura 1.7. — Manipulação de uma bureta durante uma titulação

1.4. Provetas

A proveta é, de todos os instrumentos de medição de volumes, o menos rigoroso, pelo que não deve ser utilizada para medições rigorosas de volumes. Só deve ser usada para medir volumes aproximados de líquidos, e apenas quando não intervêm em quaisquer cálculos.

2. Procedimento experimental

Determinação do erro associado à medida do volume de um líquido com diferentes materiais de vidro.

- 2.1. Pesar um gobelet vazio, previamente seco em estufa de material de vidro, utilizando uma balança analítica.
- 2.2. Medir 25 mL de água destilada com uma bureta e transferir para o gobelet.
- 2.3. Pesar o gobelet com água destilada.
- 2.4. Determinar a temperatura da água com um termómetro de mercúrio. A partir da densidade da água a esta temperatura, calcular o volume de água destilada efetivo.
- 2.5. Repetir o procedimento, utilizando para a alínea 2.2. os restantes materiais de vidro (pipeta volumétrica, pipeta graduada, proveta, balão volumétrico).
- 2.6. Lavar o material e colocá-lo na estufa de material de vidro.

3. Dados — Densidade da água

T/°C	d/g.cm ⁻³	T/°C	d/g.cm ⁻³	T/°C	d/g.cm ⁻³
10	0,9984	19	0,9974	28	0,9954
11	0,9983	20	0,9972	29	0,9952
12	0,9982	21	0,9970	30	0,9949
13	0,9982	22	0,9968	31	0,9946
14	0,9981	23	0,9966	32	0,9943
15	0,9979	24	0,9964	33	0,9940
16	0,9978	25	0,9962	34	0,9937
17	0,9977	26	0,9959	35	0,9934
18	0,9975	27	0,9957		

4. Bibliografia

- 4.1. Pombeiro, A. J. L. O. (2003). *Técnicas e Operações Unitárias em Química Laboratorial*. (4.^a ed.). Fundação Calouste Gulbenkian. Lisboa.
- 4.2. Chang, R., Goldsby, K. A. (2013). *Química*, (11.^a ed.). McGraw-Hill. Lisboa.

5. Registo dos resultados

Turma: Grupo: Data:/...../.....

Material	massa _{copo} /g	massa _{copo+água} /g	massa _{água} /g	T/°C	Vol. _{efetivo} /mL	Erro relativo/%
Bureta						
Pipeta graduada						
Pipeta volumétrica						
Balão volumétrico						
Proveta						

Demonstração de cálculos:

massa água/g	
Volume efetivo/mL	
Erro relativo/%	

6. Questões pós-laboratoriais

- 6.1. Ordene por ordem decrescente de exatidão as medidas efetuadas. Discuta os resultados.
- 6.2. Qual a diferença entre uma pipeta graduada e uma pipeta volumétrica? Em que situações uma e outra devem ser utilizadas?

- 6.3. Pretende adicionar lentamente (gota a gota) uma quantidade exata de uma solução aquosa a um determinado meio. Qual o material de vidro mais indicado para realizar a operação? Justifique.
- 6.4. Qual a principal aplicação dos balões volumétricos? Refira alguns dos cuidados a ter nessa aplicação.
- 6.5. Refira alguns dos cuidados experimentais a ter na utilização da balança analítica.

Trabalho prático n.º 2 — Preparação e diluição de soluções

1. Introdução

Qualquer laboratório deve manter sempre armazenadas algumas das soluções mais utilizadas. Para preparar uma solução, começa-se por calcular a quantidade de substância necessária, medindo a sua massa ou volume, consoante se trate de um sólido ou de um líquido. De seguida, procede-se à sua dissolução, adicionando o soluto ao solvente, agitando a solução até homogeneização. As soluções são geralmente preparadas em balões de diluição. Por vezes, é necessário aquecer a solução. Quando isso acontece, o aquecimento é feito num gobelet, com uma menor quantidade de solvente, e nunca no balão de diluição. Após arrefecimento, a solução é transferida para o balão. Após estas operações, completa-se a adição de volume de solvente até próximo da marca de referência do balão de diluição, volta-se a homogeneizar e faz-se o ajuste final adicionando o solvente gota a gota.

2. Procedimento experimental

2.1. Preparação de soluções aquosas de NaCl

- 2.1.1. Calcular a massa de cloreto de sódio necessária para preparar 100 mL de uma solução de NaCl 0,1 M.
- 2.1.2. Pesar a massa de NaCl calculada num gobelet.
- 2.1.3. Dissolver o NaCl no gobelet com cerca de 40 mL de água destilada.
- 2.1.4. Transferir esta solução para um balão volumétrico de 100 mL e agitar vigorosamente.
- 2.1.5. Completar o volume do balão com água, fechar hermeticamente e agitar.
- 2.1.6. Identificar o balão com o nome da solução, a concentração, o grupo de trabalho e a data.
- 2.1.7. Calcular o volume necessário para preparar 50 mL de solução de NaCl 0,01 M, a partir da solução 0,1 M. Preparar essa solução.

2.2. Preparação de uma solução 0,1 M em HCl (ATENÇÃO: a manipulação do HCl concentrado deve ser feita numa hotte!)

- 2.2.1. Determinar o volume de ácido clorídrico concentrado (analise o rótulo) necessário para preparar 250 mL de uma solução de HCl 0,1 M.
- 2.2.2. Com uma pipeta, medir o volume calculado de ácido concentrado e adicioná-lo a 100 mL de água contida num gobelet.
- 2.2.3. Transferir esta solução para um balão volumétrico de 250 mL e agitar vigorosamente.
- 2.2.4. Completar o volume do balão com água, fechar hermeticamente e agitar.
- 2.2.5. Identificar o balão com o nome da solução, a concentração, o grupo de trabalho e a data, para guardar para posterior utilização.

2.3. Preparação de uma solução de NaOH 0,1 M

- 2.3.1. Calcular a massa de NaOH necessária à preparação de 250 mL de uma solução de NaOH 0,1 M. (Verificar que é necessário 1 g de NaOH para preparar esta solução.)
- 2.3.2. Pesar cerca de 1 g de NaOH num vidro de relógio.
- 2.3.3. Transferir para um gobelet e dissolver completamente o NaOH em água destilada.
- 2.3.4. Transferir a solução para um balão volumétrico de 250 mL e adicionar água destilada até à marca, tendo o cuidado de homogeneizar a solução.
- 2.3.5. Guardar a solução num frasco de polietileno para posterior utilização (colocar rótulo adequado).

3. **Bibliografia**

- 3.1. Chang, R., Goldsby, K. A. (2013). *Química*, (11.^a ed.). McGraw-Hill. Lisboa.
- 3.2. Olmsted & Williams. (1994). *Chemistry — The Molecular Science*. Mosby. St. Louis.

4. Registo dos resultados

Turma: Grupo: Data:/...../.....

- massa de NaCl:
- volume de NaCl 0,1 M:
- volume de HCl concentrado:
- massa de NaOH:

5. Questões pós-laboratoriais

5.1. Anexe os cálculos usados para as soluções preparadas.

5.2. Determine o volume de ácido clorídrico concentrado necessário para preparar 100 mL de uma solução 0,5 M deste ácido.

Trabalho prático n.º 3 — Aferição de soluções

1. Introdução

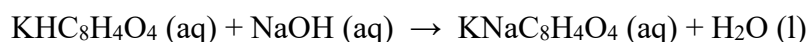
Algumas soluções podem ser preparadas pesando rigorosamente o composto correspondente, e dissolvendo-o no solvente, ficando imediatamente conhecida a sua concentração. Estas soluções são designadas soluções-padrão. Um reagente adequado à preparação de uma solução-padrão deve ser:

- i) Fácil de purificar e secar.
- ii) Inalterável ao ar durante a pesagem (não higroscópico, não oxidável e não afetado pelo CO₂ atmosférico).
- iii) Prontamente solúvel.
- iv) Possuir uma massa molar elevada (de modo a minimizar erros de pesagem).

São exemplos destas substâncias o carbonato de sódio, Na₂CO₃, o hidrogenoftalato de potássio, KH(C₈H₄O₄), o oxalato de sódio, Na₂C₂O₄, o cloreto de potássio, KCl, o cloreto de sódio, NaCl, e o óxido de arsénio (III), As₂O₃.

Quando os reagentes de partida não obedecem a estas condições, as soluções, uma vez preparadas, devem ser aferidas ou padronizadas, isto é, deve-se determinar a sua concentração rigorosa. O NaOH, por exemplo, em contacto com o dióxido de carbono atmosférico reage, formando-se o carbonato de sódio, o que altera a concentração de NaOH em solução. Estas soluções devem ser aferidas com padrões primários. Estes devem ser escolhidos de modo a reagirem de imediato e estequiometricamente com a solução a aferir.

Uma solução de NaOH pode ser aferida por titulação de uma solução contendo um ácido de concentração exatamente conhecida e que constitui um padrão primário. O ácido geralmente utilizado é o hidrogenoftalato de potássio, KHP de forma abreviada. A reação pode escrever-se da seguinte forma:



A titulação é uma operação que permite a determinação da concentração de uma solução. A titulação realiza-se adicionando cuidadosamente a *solução titulante* contida numa bureta, neste caso, a solução de NaOH, a uma *solução titulada* contida num Erlenmeyer, neste caso, a solução de KHP. Durante a titulação, o pH da solução titulada vai variando, devido à reação dos iões H^+ do ácido com os iões OH^- da base. A titulação prossegue até ao termo do ensaio, isto é, o ponto de equivalência, em que o ácido reagiu completamente com a base, neutralizando-a. Este ponto é geralmente detetado pela variação brusca da cor de um indicador ácido-base que é previamente adicionado à solução titulada. Este indicador é uma substância, ácido ou base fracos, que apresenta cores distintas em meio ácido e em meio básico.

2. Procedimento experimental

2.1. Aferição de uma solução aquosa de NaOH (solução preparada na aula anterior)

- 2.1.1. Pesar com o máximo de rigor, na balança analítica, 0,3 g de KHP p.a. e registar a massa pesada.
- 2.1.2. Dissolver o KHP num Erlenmeyer com aproximadamente 75 mL de água destilada, e juntar 3 gotas de indicador (fenolftaleína).
- 2.1.3. Preparar a bureta para medir volumes de NaOH.
- 2.1.4. Titular a solução de KHP até viragem de cor do indicador.
- 2.1.5. Repetir a operação de aferição (passos 2.1.1. a 2.1.4.).
- 2.1.6. Efetuar os cálculos e determinar a concentração exata da solução de NaOH preparada para os dois ensaios realizados.
- 2.1.7. Guardar o resto da solução num frasco de polietileno para posterior utilização (colocar rótulo adequado).

2.2. Aferição de uma solução aquosa de HCl (solução preparada na aula anterior)

- 2.2.1. Preparar uma bureta com a solução de ácido clorídrico.
- 2.2.2. Com uma pipeta, transferir 20 mL da solução de NaOH preparada na aula anterior, e aferida no ponto 2.1. deste trabalho, para um Erlenmeyer de 250 mL.
- 2.2.3. Adicionar aproximadamente 20 mL de água destilada e cinco gotas de fenolftaleína.
- 2.2.4. Adicionar com a bureta o volume mínimo de HCl necessário para obter a viragem de cor do indicador, registando esse valor.
- 2.2.5. Repetir o ensaio até obter dois resultados concordantes, isto é, dois volumes que diferem entre si por 0,1 mL ou menos.

- 2.2.6. Efetuar os cálculos e determinar a concentração exata da solução de HCl preparada para os dois ensaios concordantes.
- 2.2.7. Guardar o resto da solução num frasco de polietileno para posterior utilização (colocar rótulo adequado).

3. Bibliografia

- 3.1. Chang, R., Goldsby, K. A. (2013). *Química*, (11.^a ed.). McGraw-Hill. Lisboa.
- 3.2. Gonçalves, M. L. S. S. (2001). *Métodos Instrumentais para Análise de Soluções — Análise Quantitativa*, (4.^a ed.). Fundação Calouste Gulbenkian. Lisboa.

4. Registo dos resultados

Turma: Grupo: Data:/...../.....

4.1. Titulação da solução de NaOH:

	1.ª Titulação	2.ª Titulação	Média
massa KHP/g			
$V_{\text{NaOH}}/\text{mL}$			
n.º moles KHP/mol			
n.º moles NaOH/mol			
Concentração exata da solução NaOH/mol.L ⁻¹			

4.2. Titulação da solução de HCl:

	1.ª Titulação	2.ª Titulação	Média
V_{HCl}/mL			
n.º moles NaOH/mol			
n.º moles HCl/mol			
Concentração exata da solução HCl/mol.L ⁻¹			

5. Questões pós-laboratoriais

- 5.1. Anexe os cálculos realizados para o preenchimento das tabelas.
- 5.2. Explique a necessidade de padronizar a solução de NaOH.
- 5.3. Explique por que motivo utiliza uma bureta na titulação, e não uma pipeta.

5.4. Explique sucintamente os seguintes termos relacionados com esta experiência: *titulação*; *solução padronizada*; *indicador ácido-base*.

Trabalho prático n.º 4 — Titulação potenciométrica

1. Introdução

1.1. Como se realiza uma titulação?

Adiciona-se a solução titulante contida numa bureta a uma solução titulada contida num Erlenmeyer ou copo (gobelet).

O volume da solução titulada tem de ser rigorosamente medido e o titulante vai sendo adicionado a pouco e pouco até se atingir o ponto de equivalência.

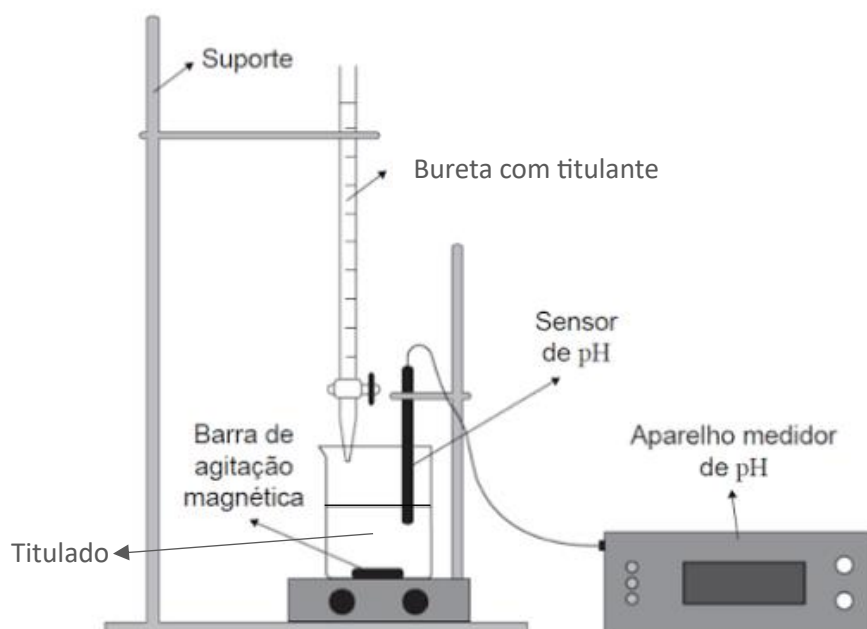


Figura 1.1. — Representação de montagem para titulação potenciométrica

O ponto de equivalência corresponde à situação em que todo o titulado reagiu completamente com o titulante $\Leftrightarrow$ reação completa e estequiométrica.

Na prática, é muito difícil detetar exatamente este ponto e, por isso, é detetado o ponto final através de uma variação brusca de uma propriedade física ou química do titulado. Este procedimento deve ser feito com o *máximo de rigor possível*.

Erro na titulação $\Leftrightarrow$ menor diferença possível entre o ponto de equivalência e o ponto final.

A detecção do ponto de equivalência pode, assim, ser realizada através de:

- (a) Indicador colorimétrico de ácido-base;
- (b) Medidor de pH — método potenciométrico.



Figura 1.2. — Aparelho medidor de pH para monitorizar uma titulação potenciométrica

Se a titulação é *visual* (a), tem de ocorrer uma mudança de cor. Para tal é necessário usar um indicador adequado.

Se a titulação é *potenciométrica* (b), traça-se a “curva de titulação” e usa-se um método matemático (método da 1.^a derivada) ou gráfico para a sua localização.

1.2. Como funciona um indicador?

A forma ácida do indicador, representada por HInd, estará parcialmente ionizada em solução aquosa:

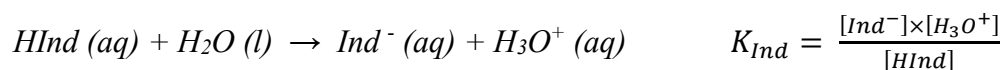


Tabela 1.1. — Exemplos de indicadores ácido-base, com referência às cores aproximadas em meio ácido e básico.

Indicador	pK_{Ind}	Zona de viragem	Cor da forma ácida	Cor da forma alcalina
Azul de bromofenol	3,9	2,8–4,6	Amarela	Azul
Alaranjado de metilo	3,7	3,1–4,4	Vermelha	Amarela
Verde de bromocresol	4,7	3,8–5,4	Amarela	Azul
Vermelho de metilo	5,1	4,4–6,2	Vermelha	Amarela
Tornesol	6,4	5,0–8,0	Vermelha	Azul
Azul de bromotimol	6,9	6,0–7,6	Amarela	Azul
Fenolftaleína	9,1	8,3–10,0	Incolor	Carmim
Amarelo de alizarina	11,0	10,0–12,1	Amarela	Vermelha

A cor apresentada pelo indicador vai depender do pH do meio e da constante de equilíbrio $\rightleftharpoons$ depende da relação entre as concentrações das duas partículas conjugadas, $HInd/Ind^-$.

- Se $[HInd] \geq 10 [Ind^-]$ cor correspondente a $HInd (aq)$ — (ácida).
- Se $[Ind^-] \geq 10 [HInd]$ cor de $Ind^- (aq)$ — (alcalina).
- Se $[HInd] = [Ind^-]$ cor correspondente à mistura das duas cores, ácida e alcalina.

1.3. Como se seleciona um indicador?

- Numa titulação ácido-base, próximo do ponto de equivalência, há uma variação brusca do pH do titulado.
- O indicador deve assinalar de forma precisa, e por meio de uma mudança de cor, o momento em que se atingiu o ponto de equivalência.
- $[HInd] = [Ind^-] \Rightarrow K_{Ind} = [H_3O^+] \Rightarrow pH \text{ solução} = pK_{Ind}$.
- O indicador a escolher deve ter:
 - pK_{Ind} o mais próximo possível do pH do ponto de equivalência;
 - a zona de viragem contida na zona de variação brusca de pH que ocorre no ponto de equivalência.

1.4. Curvas de titulação e seleção do indicador

Titulação ácido forte-base forte

O pH no ponto de equivalência é sete.

A variação do pH é de tal maneira acentuada que a adição de uma ou duas gotas de titulante é suficiente para provocar a alteração de cor de um indicador. Permite identificar o ponto final da titulação com um indicador cuja zona de viragem não inclua o pH do ponto de equivalência.

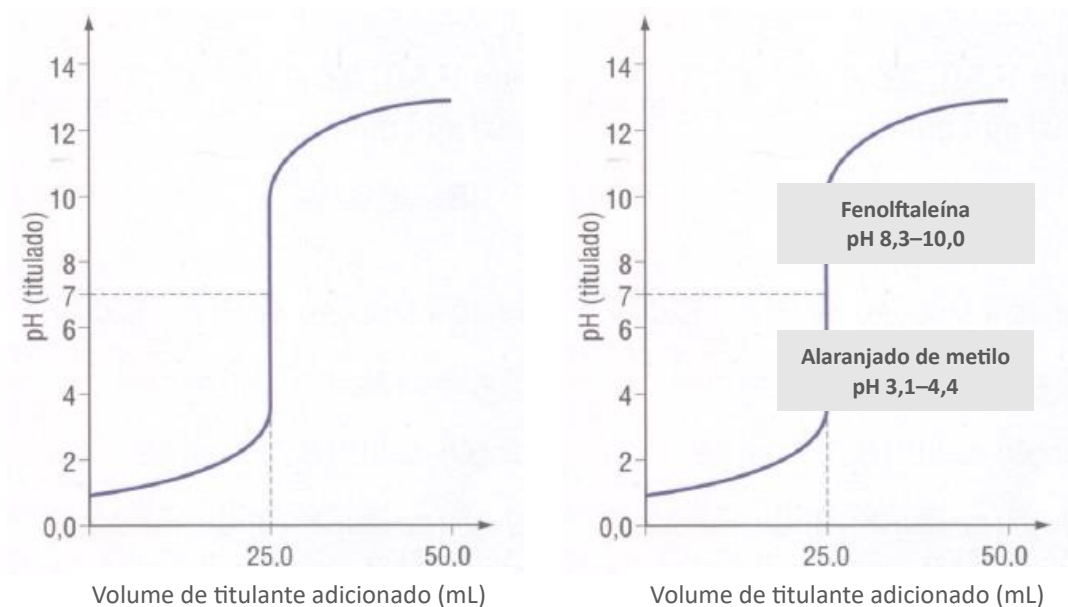


Figura 1.3. — Curva da titulação de um ácido forte (titulado) com uma base forte (titulante). Os indicadores fenolftaleína e alaranjado de metilo mudam de cor em regiões incluídas na zona de variação brusca do pH (no volume de equivalência), podendo, por isso, ser utilizados para detetar o ponto de equivalência desta titulação.

Se, em vez de um indicador, usarmos um medidor de pH e traçarmos a curva de titulação potenciométrica, como se localiza o ponto de equivalência?

Método da 1.^a derivada

- Calcula-se:
 - ΔpH
 - ΔV
- Traça-se o gráfico $\Delta \text{pH}/\Delta V$ vs. **V médio** do intervalo considerado.
- O máximo indica o volume do titulante correspondente ao ponto de equivalência.

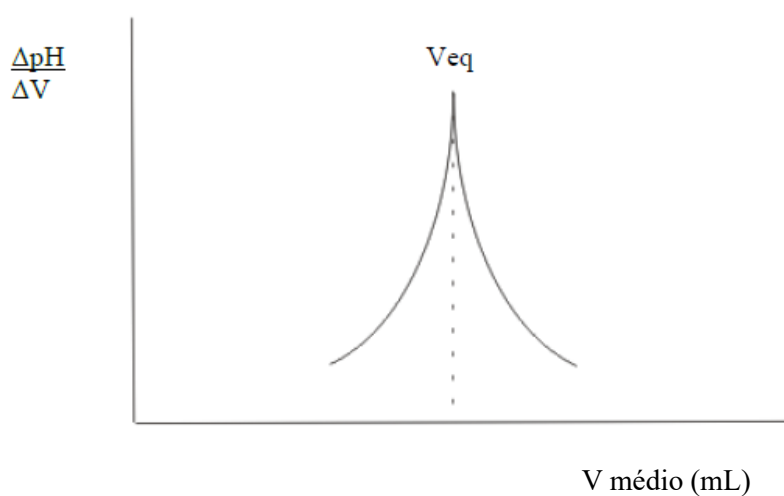


Figura 1.4. — Curva da 1.^a derivada

Como se conhece com exatidão a concentração do titulante, a partir do volume de equivalência podemos calcular a concentração da solução titulada.

2. Procedimento experimental

- 2.1. Encher uma bureta com a solução de hidróxido de sódio (NaOH) preparada no trabalho prático n.º 2 e aferida no trabalho prático n.º 3.
- 2.2. Com uma pipeta, transferir 25 mL da solução de ácido clorídrico (HCl) preparada no trabalho prático n.º 2 e aferida no trabalho prático n.º 3, para um copo de 150 mL.
- 2.3. Adicionar cerca de 30 mL de água destilada.
- 2.4. Introduzir um agitador magnético no copo que contém a solução titulada.
- 2.5. Lavar cuidadosamente o eléctrodo combinado de vidro com água destilada e secar com papel absorvente.
- 2.6. Ligar o medidor de pH e seleccionar o modo de leitura de pH.
- 2.7. Calibrar o medidor de pH com a solução pH = 7,02.
- 2.8. Lavar e secar novamente o eléctrodo combinado de vidro.
- 2.9. Calibrar a solução com a solução tampão pH = 4,00.
- 2.10. Lavar e secar novamente o eléctrodo combinado de vidro.
- 2.11. Após a calibração do medidor de pH, introduzir o eléctrodo combinado de vidro na solução titulada e registar o primeiro valor de pH antes de iniciar a adição de titulante.
- 2.12. Colocar o copo sobre uma placa de agitação magnética e ligar a agitação com cuidado de modo a evitar choques entre o agitador e o eléctrodo.
- 2.13. Proceder à titulação adicionando de 1 mL em 1 mL a solução de NaOH, exceto na vizinhança do ponto de equivalência, em que deve fazer adições de 0,2 mL em 0,2 mL ou de 0,1 mL em 0,1 mL.
- 2.14. Registar todos os valores de volume de titulante adicionado e de pH.
- 2.15. Suspender as adições quando se verificar que o pH da solução se mantém praticamente constante.

3. Bibliografia

- 3.1. Chang, R., Goldsby, K. A. (2013). *Química*, (11.^a ed.). McGraw-Hill. Lisboa.
- 3.2. Gonçalves, M. L. S. S. (2001). *Métodos Instrumentais para Análise de Soluções — Análise Quantitativa*, (4.^a ed.). Fundação Calouste Gulbenkian. Lisboa.

4. Registo dos resultados

Turma: Grupo: Data:/...../.....

Titulação potenciométrica da solução de HCl:

[illegible]

5. Cálculos

- 5.1. Calcule o volume de titulante previsto para atingir o ponto de equivalência.
- 5.2. Anexe os cálculos realizados para o preenchimento das tabelas.
- 5.3. Trace a curva de titulação (pH vs. V_{NaOH}).
- 5.4. Trace a curva da 1.^a derivada $\Delta\text{pH}/\Delta V$ vs. volume médio do intervalo de volume considerado.
- 5.5. Identifique o volume correspondente ao ponto de equivalência.
- 5.6. Calcule a concentração da solução de HCl, utilizando o resultado obtido no ponto 5.5.
- 5.7. Compare os valores de concentração de HCl obtidos no ponto 5.6 e na titulação volumétrica do trabalho prático n.º 3 (ponto 2.2.).

Trabalho prático n.º 5 — Introdução à oxidação-redução

1. Introdução

1.1. Reações redox

Num processo eletroquímico, ocorre a transferência de eletrões de uma substância para outra, daí ser chamada uma reação redox, uma vez que o eletrão perdido na oxidação de um elemento está associado ao ganho de um eletrão na redução de outro elemento.

Assim, a oxidação e a redução ocorrem simultaneamente, não podendo haver uma sem a outra. No entanto, podemos pensar num processo redox como sendo constituído por duas reações separadas, designadas semirreações ou reações parciais, uma representando a reação de oxidação e a outra a de redução.

1.2. Pilhas eletroquímicas — galvânicas

Normalmente, uma reação redox ocorre quando o agente oxidante está em contacto com o agente redutor: há transferência direta dos eletrões do agente redutor para o oxidante. No entanto, se separarmos fisicamente o agente redutor do oxidante e estabelecermos uma ligação externa condutora, então haverá passagem de eletrões, ou seja, passagem de corrente: a este dispositivo dá-se o nome de pilha galvânica ou célula galvânica, um tipo de pilha eletroquímica.

Uma pilha galvânica é constituída por dois elétrodos: o eléctrodo onde ocorre a oxidação chama-se ânodo (ou eléctrodo negativo), ao passo que o eléctrodo onde ocorre a redução é o cátodo (ou eléctrodo positivo). À diferença de potencial entre os dois elétrodos dá-se o nome de força eletromotriz ou f.e.m. (E), que é expressa em volt (V), e é devida às reações de oxidação e de redução, designadas por reações de meia-pilha. Uma reação redox espontânea resulta numa pilha com uma diferença de potencial positiva. Para permitir a passagem de corrente elétrica é necessário fechar o circuito, o que é feito colocando uma ponte salina a ligar as duas células, em que esta é geralmente uma solução concentrada de um eletrólito forte, o que permite o fluxo de iões de e para o interior das soluções.

É impossível medir o potencial absoluto de um eléctrodo, mas sim medir diferenças de potencial entre elétrodos. Assim, é necessário um eléctrodo padrão, a partir do qual se determina o potencial de todos os outros. Esse eléctrodo é o eléctrodo padrão de hidrogénio, que consiste numa barra de platina mergulhada numa solução 1 M em hidrogeniões, onde

é borbulhado hidrogénio gasoso a 1 atm. Por convenção, o potencial de redução padrão (E°) para a reação de redução do hidrogênio a 25 °C é zero.

Assim, pode estabelecer-se uma série de potenciais de redução padrão que medem a maior ou menor tendência de uma dada espécie para aceitar elétrons. Esta série é designada série eletroquímica. As condições padrão são a concentração de 1 M das espécies em solução e a pressão de 1 atm para as espécies gasosas. Quanto mais positivo o valor de E° , maior a tendência da espécie para sofrer redução, logo, maior o seu poder oxidante. Quanto mais negativo o valor de E° , maior a tendência da espécie para sofrer oxidação, logo, maior o seu poder redutor. Testando diferentes pares de metais/soluções, podemos estabelecer uma série eletroquímica dos metais. Na tabela 1.1., encontram-se os potenciais de redução padrão a 25 °C.

Tabela 1.1. — Potenciais de redução padrão a 25 °C

	Reduction Half-Reaction	E° (V)	
Stronger oxidizing agent 	$F_2(g) + 2 e^- \longrightarrow 2 F^-(aq)$	2.87	Weaker reducing agent 
	$H_2O_2(aq) + 2 H^+(aq) + 2 e^- \longrightarrow 2 H_2O(l)$	1.78	
	$MnO_4^-(aq) + 8 H^+(aq) + 5 e^- \longrightarrow Mn^{2+}(aq) + 4 H_2O(l)$	1.51	
	$Cl_2(g) + 2 e^- \longrightarrow 2 Cl^-(aq)$	1.36	
	$Cr_2O_7^{2-}(aq) + 14 H^+(aq) + 6 e^- \longrightarrow 2 Cr^{3+}(aq) + 7 H_2O(l)$	1.33	
	$O_2(g) + 4 H^+(aq) + 4 e^- \longrightarrow 2 H_2O(l)$	1.23	
	$Br_2(l) + 2 e^- \longrightarrow 2 Br^-(aq)$	1.09	
	$Ag^+(aq) + e^- \longrightarrow Ag(s)$	0.80	
	$Fe^{3+}(aq) + e^- \longrightarrow Fe^{2+}(aq)$	0.77	
	$O_2(g) + 2 H^+(aq) + 2 e^- \longrightarrow H_2O_2(aq)$	0.70	
	$I_2(s) + 2 e^- \longrightarrow 2 I^-(aq)$	0.54	
	$O_2(g) + 2 H_2O(l) + 4 e^- \longrightarrow 4 OH^-(aq)$	0.40	
	$Cu^{2+}(aq) + 2 e^- \longrightarrow Cu(s)$	0.34	
	$Sn^{4+}(aq) + 2 e^- \longrightarrow Sn^{2+}(aq)$	0.15	
	$2 H^+(aq) + 2 e^- \longrightarrow H_2(g)$	0	
Weaker oxidizing agent	$Pb^{2+}(aq) + 2 e^- \longrightarrow Pb(s)$	-0.13	Stronger reducing agent
	$Ni^{2+}(aq) + 2 e^- \longrightarrow Ni(s)$	-0.26	
	$Cd^{2+}(aq) + 2 e^- \longrightarrow Cd(s)$	-0.40	
	$Fe^{2+}(aq) + 2 e^- \longrightarrow Fe(s)$	-0.45	
	$Zn^{2+}(aq) + 2 e^- \longrightarrow Zn(s)$	-0.76	
	$2 H_2O(l) + 2 e^- \longrightarrow H_2(g) + 2 OH^-(aq)$	-0.83	
	$Al^{3+}(aq) + 3 e^- \longrightarrow Al(s)$	-1.66	
	$Mg^{2+}(aq) + 2 e^- \longrightarrow Mg(s)$	-2.37	
	$Na^+(aq) + e^- \longrightarrow Na(s)$	-2.71	
	$Li^+(aq) + e^- \longrightarrow Li(s)$	-3.04	

2. Procedimento experimental

2.1. Reações redox

2.1.1. Preparar pequenas placas de zinco, cobre e chumbo, limpando-as com uma lixa.

2.1.2. Preparar 100 mL das seguintes soluções:

a) nitrato de chumbo 0,1 M — $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$

b) nitrato de cobre 0,1 M — $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$

c) nitrato de zinco 0,1 M — $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$

d) nitrato de prata 0,1 M — AgNO_3

2.1.3. Colocar uma pequena porção da solução a) em três gobelets e mergulhar, em cada um deles, uma placa de zinco, de chumbo e de cobre. (Numerar os gobelets de acordo com a tabela do ponto 4.1.2.)

2.1.4. Observar se há ou não reação em cada caso, registrando o aspeto do metal e da solução.

2.1.5. Repetir a operação para as restantes soluções, tendo o cuidado de limpar e lixar as placas metálicas antes de as mergulhar nas soluções.

2.2. Pilhas galvânicas

2.2.1. Preparar 100 mL das seguintes soluções: $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ 0,5 M e $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ 0,5 M.

2.2.2. Colocar a solução de nitrato de cobre 0,5 M num gobelet de 100 mL e mergulhar na solução uma lâmina de cobre previamente limpa. Ligar o eléctrodo de cobre ao terminal positivo de um voltímetro.

- 2.2.3. Colocar a solução de nitrato de zinco 0,5 M num gobelet semelhante e introduzir a barra de zinco limpa na solução. Ligar este eléctrodo ao terminal negativo do voltímetro.
- 2.2.4. Estabelecer o contacto entre as duas soluções, com uma ponte salina, e fazer a leitura de voltagem, registando-a.
- 2.2.5. Terminado o trabalho, lavar e arrumar todo o material de laboratório e guardar as soluções em frascos de vidro para posterior utilização.

3. Bibliografia

- 3.1. Gonçalves, M. L. S. S. (2001). *Métodos Instrumentais para Análise de Soluções — Análise Quantitativa*. (4.^a ed.). Fundação Calouste Gulbenkian. Lisboa
- 3.2. Chang, R., Goldsby, K. A. (2013). *Química*, (11.^a ed.). McGraw-Hill. Lisboa.

4. Registo dos resultados

Turma: Grupo: Data:/...../.....

4.1.1. Cálculos prévios

4.1.1.a) Solução de $Pb(NO_3)_2$

Concentração: 0,1 M

Volume: 100 mL

- N.º moles:
- MM $Pb(NO_3)_2$:
- Massa de $Pb(NO_3)_2$: a pesar: pesada:

4.1.1.b) Solução de $Cu(NO_3)_2$

Concentração: 0,1 M

Volume: 100 mL

- N.º moles:
- MM $Cu(NO_3)_2$:
- Massa de $Cu(NO_3)_2$: a pesar: pesada:

4.1.1.c) Solução de $Zn(NO_3)_2$

Concentração: 0,1 M

Volume: 100 mL

- N.º moles:
- MM $Zn(NO_3)_2$:
- Massa de $Zn(NO_3)_2$: a pesar: pesada:

4.1.1.d) Solução de $AgNO_3$

Concentração: 0,1 M

Volume: 100 mL

- N.º moles:
- MM $AgNO_3$:
- Massa de $AgNO_3$: a pesar: pesada:

4.1.2. Reações redox

Gobelet	Composição	Observação
1	Zn/Pb(NO ₃) ₂	
2	Pb/Pb(NO ₃) ₂	
3	Cu/Pb(NO ₃) ₂	
4	Zn/Cu(NO ₃) ₂	
5	Pb/Cu(NO ₃) ₂	
6	Cu/Cu(NO ₃) ₂	
7	Zn/Zn(NO ₃) ₂	
8	Pb/Zn(NO ₃) ₂	
9	Cu/Zn(NO ₃) ₂	
10	Zn/AgNO ₃	
11	Pb/AgNO ₃	
12	Cu/AgNO ₃	

4.2. Pilhas galvânicas

Diferença de potencial medido na pilha (ΔE°):

5. Questões pós-laboratoriais

- 5.1. Escreva as equações químicas (devidamente acertadas) nos casos em que houve reação espontânea.
- 5.2. Ordene por ordem decrescente o carácter redutor dos diversos metais estudados.
- 5.3. Represente esquematicamente o diagrama da pilha construída. Explique o funcionamento da mesma e discuta o valor de força eletromotriz obtido, comparando-o com o valor teórico.