



UNIVERSIDADE DA BEIRA INTERIOR
Ciências

Volumetria Ácido-Base

Anabela dos Santos Antunes

Relatório de Estágio para obtenção do Grau de Mestre em
**Ensino de Física e Química no 3.º Ciclo do Ensino Básico e no
Ensino Secundário**
(2º ciclo de estudos)

Orientador: Professora Doutora Albertina Maria Mendes Marques Bento Amaro

Covilhã, outubro 2013

Agradecimentos

As minhas primeiras palavras não podem deixar de ser de reconhecimento e gratidão para todas as pessoas que, de alguma forma, me ajudaram e apoiaram a longo de todo este trabalho.

Assim começo por agradecer ao Professor José Fradique, orientador pedagógico, pelos seus ensinamentos, pela sua compreensão, pela sua amizade e acima de tudo pela sua pronta e constante disponibilidade ao longo de todo o ano letivo.

À Professora Doutora Albertina Marques, orientadora científica da componente de química e orientadora deste relatório de estágio, pela sua amizade, pela sua orientação e pela sua disponibilidade, especialmente nos momentos finais.

Ao Professor Doutor Paulo Parada, orientador científico na componente de física, pelo apoio, interesse e estímulo demonstrados.

Ao Presidente da Comissão Administrativa do Agrupamento de Escolas do Fundão por permitir, neste agrupamento, a Prática de Ensino Supervisionada.

Aos meus colegas de estágio, em especial às minhas colegas de núcleo, Maria Alice Diogo e Maria João Martins que com a sua amizade e companheirismo tornaram todo este estágio mais fácil.

Aos meus amigos, nomeadamente a Cátia, a Carla e a Ana pela sua amizade, apoio, compreensão, motivação e ajuda, sempre pronta.

À minha irmã e ao Jorge por estarem sempre presentes em todos os momentos e por toda ajuda que me dão, sempre cheia de carinho.

Aos meus afilhados pelas brincadeiras e por me obrigarem a fazer umas pausas no trabalho.

Por último agradeço aos meus pais por todo o seu apoio e principalmente pelo seu amor incondicional.

Obrigada por tudo!

Resumo

O presente trabalho foi realizado no âmbito do Mestrado em Ensino da Física e Química no 3.º ciclo do Ensino Básico e no Ensino Secundário, o qual pretende demonstrar a importância da volumetria ácido-base na aquisição de conhecimentos e melhor compreensão sobre o equilíbrio ácido-base por parte dos alunos.

Este relatório inicia-se com uma revisão bibliográfica, que realça a importância da volumetria ácido-base em análises químicas quantitativas. A evolução das teorias ácido-base, aqui sucintamente descrita, permite a compreensão e previsão do comportamento de ácidos e bases quando reagem entre si. As diferentes curvas de titulação ácido-base são identificadas, bem como os respetivos indicadores ácido-base que fornecem indicações sobre a extensão do equilíbrio ácido-base. Como alternativa aos indicadores sintéticos, faz-se alusão ao uso de corantes naturais.

Expõe-se o valor da experimentação no ensino da ciência, no sentido de melhorar a aprendizagem dos alunos e aumentar a sinergia entre alunos e professores. É apresentado um plano de aula, e os respetivos recursos a utilizar, com vista à lecionação do tema “Volumetria ácido-base”, inserido na Subunidade “Águas minerais e de abastecimento público: a acidez e a basicidade das águas” da Unidade 2 “Da atmosfera ao Oceano: Soluções na Terra e para a Terra”, pertencente à componente de Química da disciplina de Física e Química A do 11.º ano do Ensino Secundário. São igualmente expostas as Atividades Curriculares e de Complemento Curricular desenvolvidas no decorrer da Prática de Ensino Supervisionada nas componentes de Física e Química e aplicadas em diversas disciplinas e turmas de ensino pedagógico diferente.

Como reflexão final do trabalho desenvolvido, considera-se que foram adquiridos novos conhecimentos e estratégias relativas ao processo ensino/aprendizagem. Um processo contínuo e enriquecedor para o ser humano, que o permite crescer tanto a nível pessoal como profissional.

Palavras-chave

Equilíbrio ácido-base; Volumetria ácido-base; Indicadores ácido-base.

Abstract

This work was performed to obtain the Master Degree in Teaching Physics and Chemistry in 3rd. Cycle of Basic Education and Secondary Education, which aims to demonstrate the importance of acid-base titrimetry in order to the students understand the respective chemical equilibrium.

This report begins with a literature review, which highlights the importance of acid-base volumetry in quantitative chemical analysis. The evolution of the acid-base theory briefly described here allows the understanding and prediction of the behavior of acids and bases when they react with each other. The different acid-base titration curves are identified as well as the respective acid-base indicators which provide information on the extent of equilibria in solution. As an alternative to synthetic indicators, the use of natural dyes is referred.

The value of experimentation in science education is explained, to improve students learning and to increase the synergy between students and teachers. A lecture plan is presented as well as the respective resources aiming the teaching item. "Acid-base volumetry", located in the Subunit " Mineral waters and public water supply: the acidity and alkalinity of the water in Unit 2. "From the atmosphere to the ocean: solutions on the Earth and to the Earth ", bellowing to the component of Chemistry of the course Physics and Chemistry A of the 11th. Curricular Activities and Additional Curriculum are also exposed which are to be developed during the Supervised Teaching Practice in the components of Physics and Chemistry and applied in various disciplines and classes with different pedagogical way of teaching.

As a final remark, it is intended that new insights and strategies for the teaching/learning process are obtained, considering this is an ongoing process to enrich the human being, which enables to grow both personally and professionally.

Keywords

Acid-base equilibrium; acid-base volumetry; acid-base indicators.

Índice

Introdução	1
Capítulo 1 - Enquadramento Teórico-conceptual	3
1.1 - Volumetria Ácido-base	3
1.2 - Teorias Ácido-base	4
1.2.1 - Teoria de Arrhenius	5
1.2.2 - Teoria de Brönsted-Lowry	5
1.3 - Aplicações da Volumetria Ácido-base	10
1.4 - Curvas de Titulação Ácido-base	11
1.4.1 - Ácido forte - base forte	12
1.4.2 - Base forte - ácido forte	13
1.4.3 - Ácido fraco - base forte	14
1.4.4 - Base fraca - ácido forte	16
1.5 - Indicadores Ácido-base	17
1.5.1 - Considerações Gerais	17
1.5.2 - Impacto Ambiental	20
1.5.2 - Indicadores Naturais	21
1.6 - A Importância da Experimentação no Ensino da Ciência	24
1.7 - Aula de Química	26
1.7.1 - Plano de Aula	27
1.7.2 - Apresentação <i>Power Point</i>	33
1.7.3 - Ficha de Trabalho e Correção	41
1.7.4 - Atividade Laboratorial Proposta	44
Capítulo 2 - Atividades Desenvolvidas e Resultados Obtidos	51
2.1 - Aula Supervisionada de Física	52
2.1.1 - Plano de Aula	52
2.1.2 - Apresentação <i>Power Point</i>	57
2.1.3 - Ficha de Trabalho e Correção	65
2.2 - Outras Atividades Desenvolvidas	68
2.2.1 - Atividades Curriculares Aplicadas no 7.º Ano do Ensino Básico e no 10.º Ano do Ensino Secundário	68
2.2.2 - Atividades Curriculares Elaboradas e Aplicadas Exclusivamente na Turma do 10.º Ano do Ensino Secundário	69
2.2.3 - Atividades de Complemento Curricular Realizadas pelos dois Núcleos .	70
2.2.4 - Atividades de Complemento Curricular Realizadas pelo meu Núcleo de Estágio	77
Considerações Finais	79

Bibliografia	81
Anexos	83
Anexo I - Caraterização da Escola Secundária com 3.º Ciclo do Ensino Básico do Fundão	85
Anexo II - Caraterização da Turma de 3.º Ciclo do Ensino Básico - 7.º Ano	88
Anexo I - Caraterização da Turma de Ensino Secundário - 10.º Ano	89

Lista de Figuras

Figura 1 - Exemplo ilustrativo de uma titulação ácido-base	4
Figura 2 - Representação esquemática da ionização do ácido clorídrico (ácido forte) ...	6
Figura 3 - Representação esquemática da ionização do amoníaco (base fraca)	7
Figura 4 - Representação esquemática da ionização do ácido acético (ácido fraco)	7
Figura 5 - Curva de titulação de um ácido forte com uma base forte - HCl 0,1 mol·dm ⁻³ com NaOH 0,1 mol·dm ⁻³	13
Figura 6 - Curva de titulação de uma base forte com um ácido forte	13
Figura 7 - Curva de titulação de um ácido fraco com uma base forte - CH ₃ COOH 0,1 mol·dm ⁻³ com NaOH 0,1 mol·dm ⁻³	14
Figura 8 - Curva de titulação de ácido fraco com base forte.....	15
Figura 9 - Escala de pH e mudança de cor para os indicadores ácido-base mais comuns	18
Figura 10 - Exemplos de alguns corantes naturais: (a) alizarina, (b) curcumina, (c) cochonilha	21
Figura 11 - Testes laboratoriais efetuados com extrato de couve roxa, onde se denota a mudança de cor com a variação do pH	24

Lista de Tabelas

Tabela 1 - Força relativa de alguns ácidos e bases, identificados de acordo com a teoria de Brønsted-Lowry	9
Tabela 2 - Valor de pH de algumas substâncias comuns	11
Tabela 3 - Antocianinas frequentemente encontradas em vegetais	23
Tabela 4 - Cor das antocianinas, extraídas da couve-roxa, em meios com diferentes valores de pH	23

Introdução

O presente Relatório de Estágio foi elaborado no âmbito do Mestrado em Ensino da Física e Química no 3.º ciclo do Ensino Básico e no Ensino Secundário. Compreende uma revisão bibliográfica sobre o tema “volumetria ácido-base”, bem como uma reflexão sobre as atividades realizadas no decorrer da Prática de Ensino Supervisionada, desenvolvida durante o ano letivo de 2012/2013, na Escola Secundária com 3.º Ciclo do Agrupamento de Escolas do Fundão.

Na primeira parte do trabalho apresenta-se uma revisão bibliográfica na qual se reflete sobre a importância da volumetria ácido-base, as suas fundamentações teóricas, as curvas de titulação, os indicadores ácido-base sintéticos e aponta-se para uma alternativa que são os corantes naturais, devido ao impacto negativo provocado pelos primeiros no meio ambiente. Para um melhor enquadramento no ensino, realizou-se uma reflexão sobre o valor da experimentação no ensino das ciências. Por fim, apresenta-se uma proposta para a lecionação do tema “Volumetria ácido-base”, inserido na Subunidade “Águas minerais e de abastecimento público: a acidez e a basicidade das águas” da Unidade 2 “Da Atmosfera ao Oceano: Soluções na Terra e para a Terra”, pertencente à componente de Química da disciplina de Física e Química A do 11.º ano. Para a lecionação deste tema, apresenta-se o respetivo plano de aula e os recursos a utilizar, nomeadamente a apresentação em PowerPoint, uma ficha de trabalho para consolidação dos conceitos e uma atividade de prática laboratorial para promover a experimentação e o espírito crítico.

Na segunda parte do trabalho são apresentadas as Atividades Curriculares e de Complemento Curricular desenvolvidas sob orientação pedagógica do Professor José Fradique, no decorrer da Prática de Ensino Supervisionada nas componentes de Física e Química. As atividades foram aplicadas na disciplina de Ciências Físico-químicas, na turma F do 7.º ano do Ensino Básico, na disciplina de Física e Química A, na turma CT1/CTLH do 10.º ano do ensino secundário e na disciplina de Análises Químicas, na turma do Curso Profissional Técnico de Análises Laboratoriais, PTAL12.

Por fim são apresentadas as principais conclusões sobre o trabalho desenvolvido, bem como algumas perspetivas de trabalho futuro.

Capítulo 1 - Enquadramento Teórico-conceptual

1.1 - Volumetria Ácido-base

Os métodos volumétricos são muito utilizados em química analítica quantitativa para determinar a concentração ou o teor de um reagente ou analito. A volumetria ou titulação volumétrica consiste em fazer reagir completamente um volume conhecido de uma amostra que contém o analito com um volume determinado de um reagente de natureza e concentração conhecidas (solução-padrão). A espécie química com concentração previamente definida recebe o nome de titulante e a solução cuja concentração se pretende determinar designa-se por titulado. Normalmente, para se efetuar uma titulação manual, utiliza-se um balão erlenmeyer, onde são misturados o titulado, água e um indicador) e uma bureta, que contém o titulante (Vogel, 1992; Skoog, 2006).

A sua utilização foi sendo reduzida a um leque de aplicações bem definido, devido ao desenvolvimento de outras técnicas analíticas mais rápidas, eficientes e com menores limites de deteção. Ainda assim, esta técnica mantém-se como uma ferramenta auxiliar e útil quando se pretende compreender equilíbrios químicos, principalmente o equilíbrio ácido-base. As titulações ácido-base, também designadas por titulações de neutralização, são baseadas nas reações completas entre ácidos e bases. Neste processo, faz-se reagir um ácido com uma base para que se atinja o ponto de equivalência, que se define como sendo o ponto teórico alcançado quando a quantidade adicionada de titulante é quimicamente equivalente à quantidade de analito na amostra (Vogel, 1992; Skoog, 2006). No ponto de equivalência, ambos os reagentes utilizados reagiram entre si de acordo com as proporções estequiométricas, portanto foram ambos consumidos e nenhum se encontra em excesso. A relação entre o número de moles do titulante adicionadas e o número de moles do titulado é a prevista pela estequiometria da reação. O ponto de equivalência varia consoante as concentrações iniciais do titulante e do titulado e pode ser detetado através da aplicação de um método potenciométrico (medição do pH através da utilização de uma célula eletroquímica, com um eléctrodo indicador específico, ligado a um potenciómetro) ou colorimétrico (utilização de um indicador químico que provoca mudança de cor da solução quando atingido o ponto de equivalência) (Vogel, 1992; Skoog *et al*, 2006).

À medida que se adiciona lentamente o titulante ao titulado, o pH da mistura altera-se, sendo possível registar esta variação em suporte gráfico, construindo-se a curva de titulação. A curva de titulação permite, através da observação da evolução do valor de pH, identificar a titulação, identificar titulante/titulado e ler o volume de titulante gasto até ao ponto de equivalência (Vogel, 1992; Skoog *et al*, 2006). A Figura 1 ilustra uma titulação ácido-base típica. A Figura 1(a) mostra a preparação do titulado, em que 5 mL de vinagre (solução de

ácido acético), uma determinada quantidade de água e algumas gotas de indicador ácido-base (fenolftaleína) são misturados num balão erlenmeyer. A esta solução adiciona-se lentamente o titulante (solução de NaOH $0,1 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$), através de uma bureta, como mostra a Figura 1(b). Durante o tempo em que o ácido ainda se encontra em excesso, o titulado mantém-se incolor. A partir do momento em que o ácido foi neutralizado, basta uma gota adicional de base para tornar a solução ligeiramente básica e alterar a cor do indicador de incolor para rosa. O momento em que o titulado se torne permanentemente rosa, Figura 1(c), corresponde ao ponto de equivalência da titulação (Petrucci *et al*, 2011).

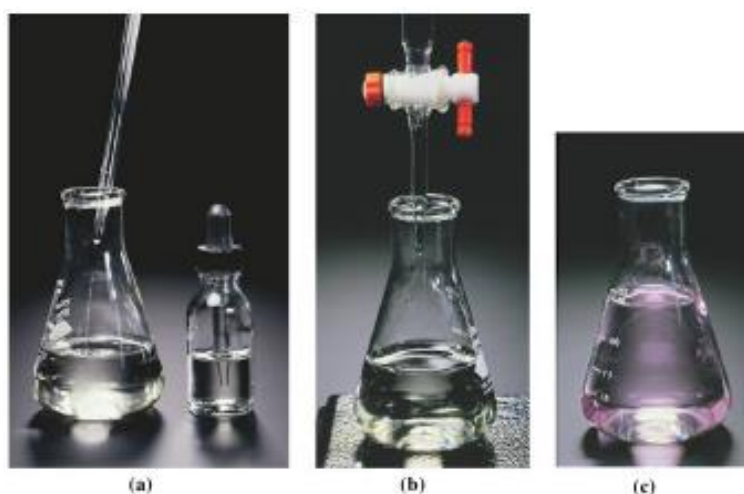


Figura 1 - Exemplo ilustrativo de uma titulação ácido-base (Petrucci *et al*, 2011).

1.2 - Teorias Ácido-base

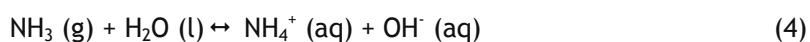
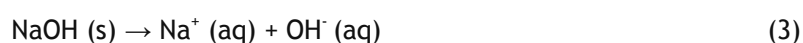
Os ácidos e as bases podem ser encontrados em quase qualquer parte do universo. Dentro de cada célula viva, existe uma fábrica de ácidos e bases que são suporte de vida e controlam a composição do sangue e de fluidos celulares. Os ácidos e as bases afetam o sabor, a qualidade e a digestão dos alimentos e das bebidas que ingerimos. Os ácidos e bases são também utilizados durante a preparação de grande parte dos produtos do dia a dia (plásticos, metais, tintas e corantes). As teorias ácido-base procuram sistematizar e explicar o maior número possível de factos químicos, bem como prever e resolver os novos que possam surgir, definindo o que é um ácido e uma base e como reagem entre si (Atkins e Jones, 1999; Skoog *et al*, 2006).

1.2.1 - Teoria de Arrhenius

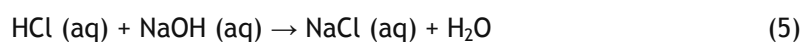
A teoria de Arrhenius, desenvolvida em 1887 por Svante Arrhenius, define que um ácido é qualquer substância que quando dissolvida em água produz iões hidrogénio (H^+). Por exemplo, quando se dissolve HCl (Eq. 1) ou CH_3COOH (Eq. 2) em água, ocorrem as seguintes reações:



Uma base produz iões hidróxido (OH^-) quando se dissolve em água, apresentando-se como exemplos as reações de dissolução de NaOH (Eq. 3) e de NH_3 (Eq. 4):



Segundo a definição de Arrhenius, a reação entre um ácido e uma base resulta na formação de um sal (Eqs. 5-6).



Uma reação de neutralização, segundo Arrhenius, envolve a combinação de iões H^+ e OH^- para formar água. A teoria de Arrhenius foi muito importante, na medida em que contribuiu para o estabelecimento de bases científicas da Química Analítica e despoletou o desenvolvimento de diversas linhas de investigação. Esta teoria mostrou-se, no entanto, um pouco limitada por se encontrar restrita à água como solvente, sendo poucos os casos em que foi possível aplicá-la quando o solvente era diferente (como a solução de amoníaco). Em sistemas sólidos, como por exemplo sílica, argila, não há possibilidade desta teoria ser aplicada (Chagas, 2000; Petrucci *et al*, 2011).

1.2.2 - Teoria de Brønsted-Lowry

A teoria de Brønsted-Lowry foi desenvolvida pelos químicos holandês e inglês Johannes Nicolaus Brønsted e Martin Lowry em 1923, de forma independente. Esta teoria baseia-se na teoria de Arrhenius e permite interpretar o comportamento de muitas reações em solução aquosa dando resposta a alguns factos que Arrhenius não conseguiu explicar. Enquanto a teoria clássica de Arrhenius ficou restrita a meios aquosos, onde substâncias ácidas libertam iões H^+ e substâncias básicas libertam iões OH^- , a teoria de Brønsted-Lowry demonstrou que o

protão de hidrogénio é o responsável pelo carácter ácido-base (Atkins e Jones, 1999; Chagas, 2000; Skoog *et al*, 2006; Petrucci *et al*, 2011).

Segundo estes investigadores, um ácido é uma substância com a capacidade de doar um protão (H^+) e a base uma substância com capacidade de o receber. Da reacção de transferência de um protão de um ácido para uma base, produzem-se ácidos e bases conjugados, sendo diferente da teoria de Arrhenius que se referia à formação de um sal. A eliminação de um protão de um ácido, produz uma substância designada por base conjugada. Um ácido conjugado é produzido quando uma base recebe um protão. Por exemplo, a eliminação de um H^+ do ácido clorídrico produz um anião cloreto, que é a base conjugada (Eq. 7) (Atkins e Jones, 1999; Chagas, 2000; Skoog *et al*, 2006; Petrucci *et al*, 2011).



A Figura 2 representa a transferência do protão na reacção de ionização do HCl. Como o ião H_3O^+ é um ácido mais fraco do que HCl e o anião Cl^- é uma base mais fraca do que H_2O , a reacção directa é praticamente completa e o HCl é ionizado quase na totalidade.



Figura 2 - Representação esquemática da ionização do ácido clorídrico (ácido forte).

Considerando uma solução aquosa de NH_3 (Eq. 8), a água actua como ácido, fornecendo um protão que é recebido pela molécula de NH_3 , a base.



A troca de electrões entre as espécies e a ruptura e formação de novas ligações nesta reacção encontra-se esquematizada na Figura 3.

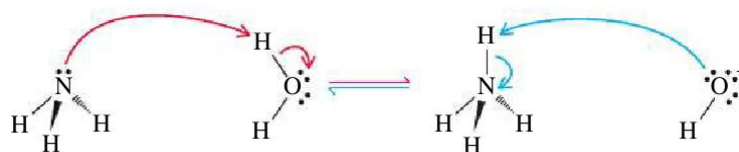
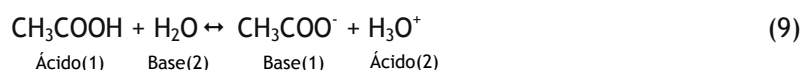


Figura 3 - Representação esquemática da ionização do amoníaco (base fraca).

Portanto, os pares conjugados ácido/base presentes na reacção expressa pela (Eq. 8) são $\text{NH}_3/\text{NH}_4^+$ e $\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^-$. O ião NH_4^+ é um ácido mais forte do que H_2O , enquanto o ião OH^- é uma base mais forte do que NH_3 . Por este motivo, a reacção inversa tende a ser mais extensa do que a reacção directa e a espécie NH_3 é pouco ionizada (Atkins e Jones, 1999; Chagas, 2006; Petrucci *et al*, 2011).

Como outro exemplo, tem-se a ionização do ácido acético, expressa pela (Eq. 9), onde a água actua como base. O ião acetato, CH_3COO^- , é a base conjugada do ácido CH_3COOH ; o ião H_3O^+ é o ácido conjugado da base H_2O .



A Figura 4 mostra o esquema das ligações que ocorrem durante a ionização do ácido acético. A reacção inversa é mais extensa que a reacção directa, uma vez que o ião H_3O^+ é um ácido mais forte que CH_3COOH e CH_3COO^- é uma base mais forte do que H_2O (Atkins e Jones, 1999; Chagas, 2000; Petrucci *et al*, 2011).

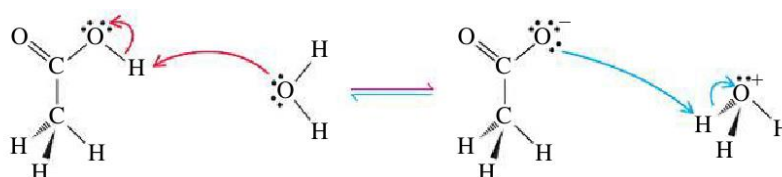
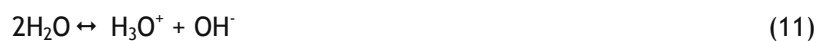


Figura 4 - Representação esquemática da ionização do ácido acético (ácido fraco).

Para soluções aquosas, a teoria de Brønsted-Lowry não difere muito da teoria de Arrhenius, contudo estende o conceito de reacções ácido-base aos sistemas não aquosos ou sólidos. Como exemplo, tem-se a reacção entre o amoníaco e o ácido acético, expressa pela (Eq. 10).



A definição de Brønsted-Lowry explica facilmente a dissociação espontânea da água (auto-ionização), (Eq. 11) em soluções aproximadamente neutras, ou seja, baixas concentrações de iões H_3O^+ e OH^- .



A água pode atuar como ácido e como base. Uma das moléculas de água atua como um ácido e doa um próton, formando-se a base conjugada OH^- . A segunda molécula de água aceita esse próton e atua como base, formando o respetivo ácido conjugado H_3O^+ (Atkins e Jones, 1999; Petrucci *et al*, 2011).

Comparando as duas teorias, é possível constatar que qualquer espécie que seja identificada como ácido de acordo com a teoria de Arrhenius, é também ela um ácido de acordo com a teoria de Brønsted-Lowry. O mesmo se verifica com as bases. Mesmo algumas espécies que não possuam o grupo OH, produzem iões OH^- em solução aquosa, como é o exemplo de OCl^- (Eq. 12), sendo identificadas como bases de Brønsted-Lowry (Petrucci *et al*, 2011).



A teoria de Brønsted-Lowry prevê também o comportamento de certas substâncias, com a capacidade de actuar como ácido ou base (por exemplo, a água) e que se designam por anfotéricas (Petrucci *et al*, 2011). Pelo contrário, a teoria de Arrhenius não prevê o comportamento deste tipo de espécies. De acordo com a definição de Brønsted-Lowry, a fórmula geral para as reacções ácido-base pode ser dada pela (Eq. 13).



Onde, AH representa o ácido e B corresponde à base. A espécie BH^+ representa o ácido conjugado de B, enquanto A^- corresponde à base conjugada de AH. De um modo generalizado, numa reacção ácido-base, o sentido da reacção é favorecido do membro mais forte para o mais fraco de um par conjugado ácido-base. Na Tabela 1 encontram-se as forças relativas de alguns pares conjugados ácido-base (Petrucci *et al*, 2011).

Tabela 1 - Força relativa de alguns ácidos e bases, identificados de acordo com a teoria de Brønsted-Lowry (adaptado de Petrucci *et al.*, 2011).

Ácido	Base conjugada		
Ácido perclórico	HClO ₄	lão perclorato	ClO ₄ ⁻
Ácido iodídrico	HI	lão iodeto	I ⁻
Ácido bromídrico	HBr	lão brometo	Br ⁻
Ácido clorídrico	HCl	lão cloreto	Cl ⁻
Ácido sulfúrico	H ₂ SO ₄	lão hidrogenossulfato	HSO ₄ ⁻
Ácido nítrico	HNO ₃	lão nitrato	NO ₃ ⁻
lão hidrónio	H ₃ O ⁺	Água	H ₂ O
lão hidrogenossulfato	HSO ₄ ⁻	lão sulfato	SO ₄ ²⁻
Ácido nitroso	HNO ₂	lão nitrito	NO ₂ ⁻
Ácido acético	CH ₃ COOH	lão acetato	CH ₃ COO ⁻
Ácido carbónico	H ₂ CO ₃	lão hidrogenocarbonato	HCO ₃ ⁻
lão amónio	NH ₄ ⁺	Amónia	NH ₃
lão hidrogenocarbonato	HCO ₃ ⁻	lão carbonato	CO ₃ ²⁻
Água	H ₂ O	lão hidróxido	OH ⁻
Metanol	CH ₃ OH	lão metóxido	CH ₃ O ⁻
Amónia	NH ₃	lão amida	NH ₂ ⁻

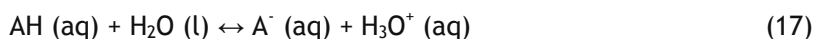
Os ácidos classificam-se em fortes ou fracos, consoante a sua maior ou menor tendência para reagirem com a água. Os ácidos fortes dissociam-se completamente, enquanto os ácidos fracos dissociam-se parcialmente. De modo igual, as bases também são classificadas em fortes ou fracas, conforme se dissociam total ou parcialmente em água. As reações de ácidos ou base fortes, como são completas, formam concentrações de H₃O⁺ ou OH⁻ iguais às quantidades iniciais de ácido forte ou de base forte utilizadas. O pH das soluções aquosas resultantes pode ser determinado diretamente através da concentração dos iões H₃O⁺ ou OH⁻ em solução e das definições de pH (Eq. 14) e de pOH (Eq.15), tendo também em conta a (Eq. 16).

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \quad (14)$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] \quad (15)$$

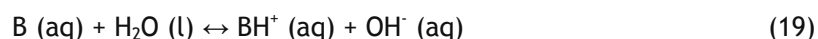
$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \quad (25 \text{ }^\circ\text{C}) \quad (16)$$

Os ácidos e as bases fracos permanecem em equilíbrio com as suas espécies conjugadas. O equilíbrio de um ácido fraco (HA), em solução aquosa, é dado pela equação geral (Eq. 17) e a constante deste equilíbrio, designada por constante de acidez, toma a forma da (Eq. 18).



$$K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[AH]} \quad (18)$$

O equilíbrio de uma base fraca (B), em solução aquosa, toma a forma da (Eq. 19) e a constante deste equilíbrio, designada por constante de basicidade, é dada pela (Eq. 20).



$$K_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]} \quad (20)$$

Os ácidos e as bases são tanto mais fortes, quanto maiores forem as respetivas constantes de equilíbrio. Uma vez conhecido o valor de K_a ou K_b , torna-se possível a determinação do valor de pH, utilizando-se as (Eqs. 14-16) de uma solução de um ácido fraco ou de uma base fraca, de concentrações conhecidas (Atkins e Jones, 1999; Petrucci *et al*, 2011).

1.3 - Aplicações da Volumetria Ácido-base

A volumetria ácido-base é, sem dúvida, um dos exemplos mais clássicos de análise química quantitativa, sendo aplicada para a determinação de concentrações de ácidos e bases, seja em meios aquosos ou não-aquosos. Podem ainda ser utilizadas para monitorizar o progresso de reacções que produzam ou consumam iões H^+ . A titulação ácido-base encontra-se incluída no grupo das experiências químicas que primeiro se efectuam no ensino. Além da sua importância como técnica analítica, a titulação ácido-base permite analisar aspectos importantes do equilíbrio ácido-base, necessários para a compreensão de processos químicos e bioquímicos e de reacções que dependem do pH do meio (Vogel, 1992; Skoog *et al*, 2006)

As titulações ácido-base podem ser utilizadas em laboratórios de indústrias alimentares e de bebidas, de indústrias químicas e petroquímicas ou de análise de águas e indicadores ambientais. Como exemplos práticos, a titulação ácido-base pode ser rápida e facilmente aplicada para determinar a alcalinidade da lixívia ou da água; a acidez de vinhos, sumos de frutas, leite, mostarda ou queijo; o teor de dióxido de carbono em vinhos; o índice de saponificação de óleos e gorduras, entre outras aplicações (Vogel, 1992; Filipe e van Staden, 2003; Nilson, 2010; Tôrres *et al*, 2011).

A Tabela 2 mostra alguns valores de pH de diversas substâncias comuns, que podem ser obtidas através da aplicação de uma titulação ácido-base.

Tabela 2 - Valor de pH de algumas substâncias comuns (adaptado de Atkins e Jones, 1999; Petrucci *et al*, 2011).

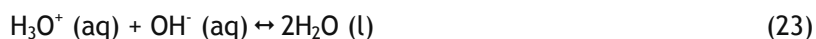
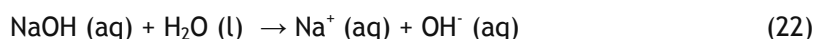
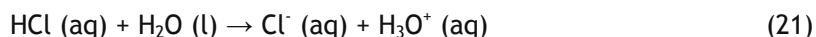
Substância	pH
Ácido de bateria	<1.0
Suco gástrico	2.0
Sumo de limão	2.4
Refrigerantes (ex. Coca-cola)	2.5
Vinagre	2.9
Sumo de laranja ou maçã	3.5
Cerveja	4.5
Café	5.0
Chá	5.5
Chuva ácida	< 5.6
Saliva (pacientes com cancro)	4.5-5.7
Leite	6.5
Água pura	7.0
Saliva	6.5-7.4
Sangue	7.34 - 7.45
Água do mar	8.0
Sabonete	9.0 - 10.0

1.4 - Curvas de Titulação Ácido-base

Para cada titulação é possível construir um gráfico que mostre a variação de pH com o volume de titulante adicionado, designada por curva de titulação. As curvas de titulação são, no entanto, mais facilmente construídas, se se usar um equipamento medidor de pH (potenciómetro). Antes da elaboração de uma curva de titulação, deve identificar-se primeiro o sistema reaccional em estudo, escrevendo-se a reacção química entre o titulante e o analito (componente a determinar no titulado). A partir da reacção estequiométrica, pode calcular-se a composição e o pH do meio após cada adição de titulante (Daniel, 2005; Petrucci *et al*, 2011). Existem diferenças importantes entre as titulações ácido forte/base forte e as ácido fraco/base forte, existindo contudo uma característica que se mantém em ambas. Para volumes iguais de soluções ácidas com a mesma molaridade, o volume de base necessário para atingir o ponto de equivalência é independente da força do ácido a ser titulado é o que por vezes se chama “acidez total ou titulação” (Petrucci *et al*, 2011).

1.4.1 - Ácido forte - base forte

A Figura 5 representa a curva de titulação de um ácido forte ($\text{HCl } 0,1 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$) com uma base forte ($\text{NaOH } 0,1 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$), em que ocorrem as reacções expressas pelas (Eqs. 21-23).



As espécies H_3O^+ e OH^- , resultantes da dissociação do HCl e do NaOH , respectivamente, e ambas muito reactivas, reagem entre si para formarem moléculas de água. Portanto, obtém-se uma solução neutra, de pH 7, se quantidades equivalentes de ácido forte e base forte forem misturadas (Barros *et al*, 2010). Da análise a uma curva de titulação ácido forte/base forte, constata-se que o pH é muito baixo no início da titulação e que vai aumentando lentamente com a adição de base, antes de se atingir o ponto de equivalência. No momento em que o ponto de equivalência é atingido, a quantidade de base adicionada é igual à quantidade de ácido que existia inicialmente na solução. O pH aumenta abruptamente, numa estimativa de 6 unidades por cada 0,1 mL (cerca de duas gotas) de base. Após o ponto de equivalência, verifica-se um aumento muito lento do valor de pH. Observa-se que o ponto de equivalência se dá a $\text{pH}=7$. Neste tipo de titulações, deve seleccionar-se um indicador ácido/base cuja cor se altere na gama de valores de pH entre 4 e 10. O azul de timol (zona de viragem, $\text{pH}: 1,2 - 2,8$) e o amarelo de alizarina-R (zona de viragem, $\text{pH}: 10,1 - 12,0$) são desadequados para este tipo de titulações, pois o primeiro muda de cor muito cedo e o segundo muito tarde, de acordo com a curva de titulação apresentada na Figura 5. Todos os outros, cuja zona de viragem se situa neste intervalo são adequados. (Barros *et al*, 2010; Petrucci *et al*, 2011).

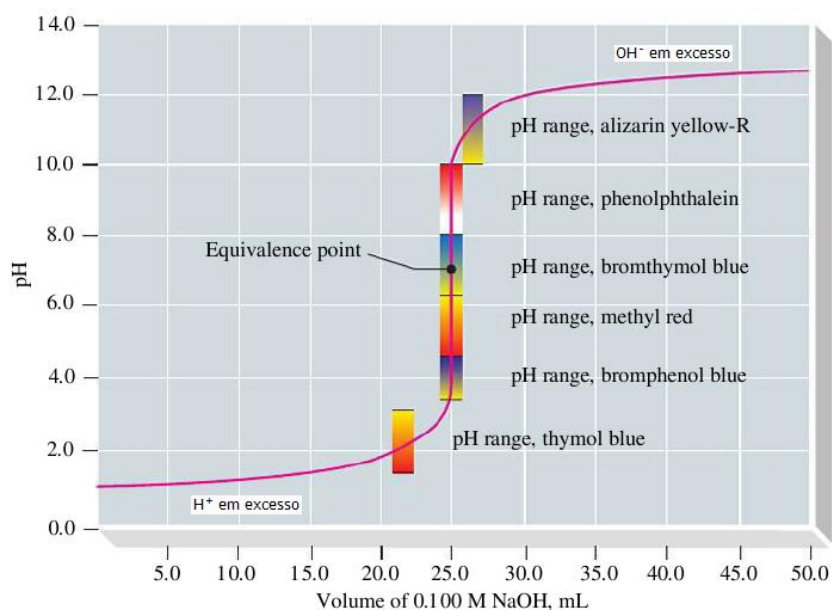


Figura 5 - Curva de titulação de um ácido forte com uma base forte - HCl 0,1 mol·dm⁻³ com NaOH 0,1 mol·dm⁻³ (Petrucci *et al*, 2011).

1.4.2 - Base forte - ácido forte

Numa titulação de uma base forte com um ácido forte, obtém-se uma curva de titulação idêntica à que se encontra representada na Figura 5 ao representar-se o valor de pOH em função do volume de ácido gasto. Pode ser efectuada a mesma análise, com considerações similares às observadas numa titulação ácido forte/base forte, contudo relativamente ao pOH. Caso a curva de titulação base forte/ácido forte represente o pH em função do volume de ácido, obtém-se uma curva similar à Figura 6, com variação de pH contrária à que se encontra representada na Figura 5 (em sentido decrescente) (Petrucci *et al*, 2011).

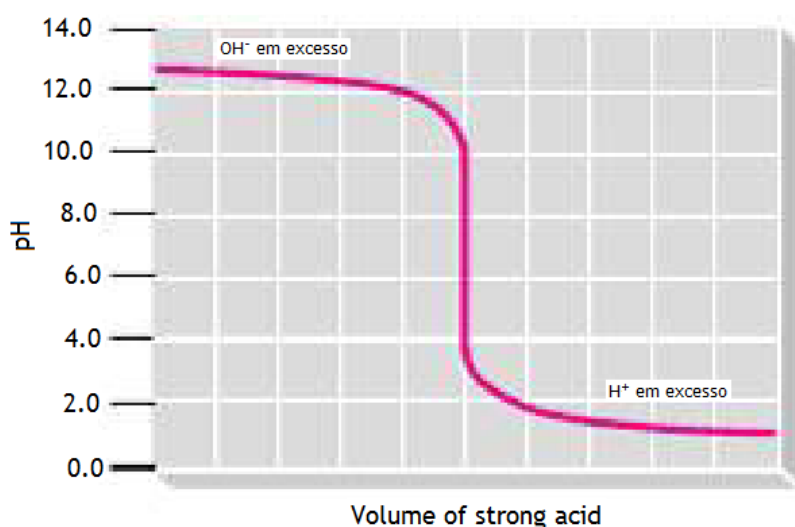
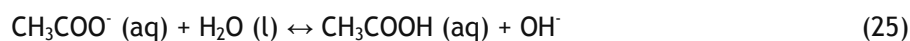
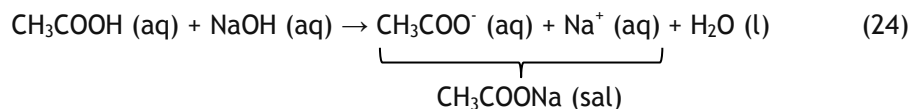


Figura 6 - Curva de titulação de uma base forte com um ácido forte (Petrucci *et al*, 2011).

1.4.3 - Ácido fraco - base forte

A Figura 7 representa a curva de titulação de um ácido fraco (CH_3COOH $0,1 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$) com uma base forte (NaOH $0,1 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$), cujas reações são expressas pelas (Eqs. 24 e 25). Quando a quantidade química (número de moles) de NaOH adicionada iguala a de CH_3COOH existente no titulado, atingindo-se o ponto de equivalência, a solução resultante tem um carácter básico, já que o anião CH_3COO^- que se formou é uma base e o catião Na^+ é uma espécie neutra.



Portanto, o ponto de equivalência situa-se acima de 7, pois a base conjugada do ácido fraco sofre uma reacção de hidrólise, produzindo OH^- . De acordo com a Figura 7, na titulação de CH_3COOH com NaOH o ponto de equivalência é atingido a um $\text{pH}=9$. Neste caso, a fenolftaleína (zona de viragem, $\text{pH}: 8,2 - 10,0$) é um indicador adequado, contrariamente ao vermelho de metilo (zona de viragem, $\text{pH}: 4,2 - 6,3$). O processo de selecção de indicadores apropriados para este tipo de titulação é mais limitado do que para uma titulação ácido forte/base forte, já que não podem ser utilizados os indicadores cuja mudança de cor ocorra para pH inferior a 6,5 (Barros *et al*, 2010; Petrucci *et al*, 2011).

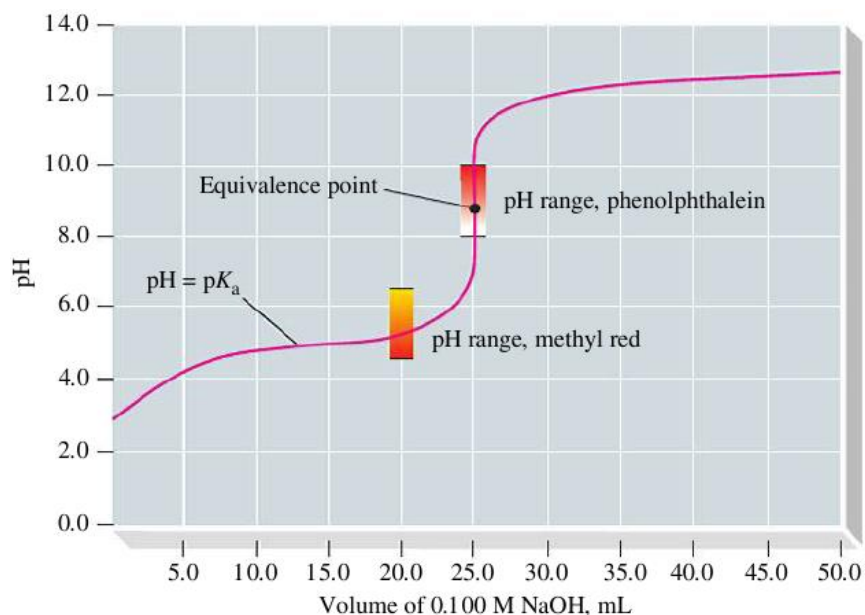


Figura 7 - Curva de titulação de um ácido fraco com uma base forte - CH_3COOH $0,1 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$ com NaOH $0,1 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$ (Petrucci *et al*, 2011).

Considerando ainda a Figura 7, podem retirar-se algumas observações acerca do comportamento a ser esperado durante uma titulação de ácido fraco com base forte:

- Constata-se que o pH inicial da solução ácida é maior (menos ácida), comparando com o que se verifica na titulação de ácido forte com base forte, pois o ácido é parcialmente ionizado.
- Observa-se um aumento acentuado de pH imediatamente no início da titulação, em que o anião produzido da neutralização do ácido fraco é um ião comum que reduz a extensão de ionização do ácido. Após este momento e antes de ser atingido o ponto de equivalência, o pH altera-se lenta e gradualmente, tendo a solução um carácter tampão. Neste ponto, a concentração de HA (ácido fraco) e A⁻ (base conjugada) são iguais e portanto o pH iguala o valor de pKa. Após o ponto de equivalência, o pH é controlado pela concentração de OH⁻ em excesso, que já não reage.

A Figura 8 mostra a uma curva típica de titulação de ácido fraco com base forte, que pode ser dividida em quatro pontos (Petrucci *et al*, 2011):

1. pH inicial correspondente ao pH do ácido fraco
2. pH da solução tampão constituída pelo ácido fraco e o sal respectivo
3. pH da solução do sal a sofrer uma reacção de hidrólise
4. pH da solução de base forte

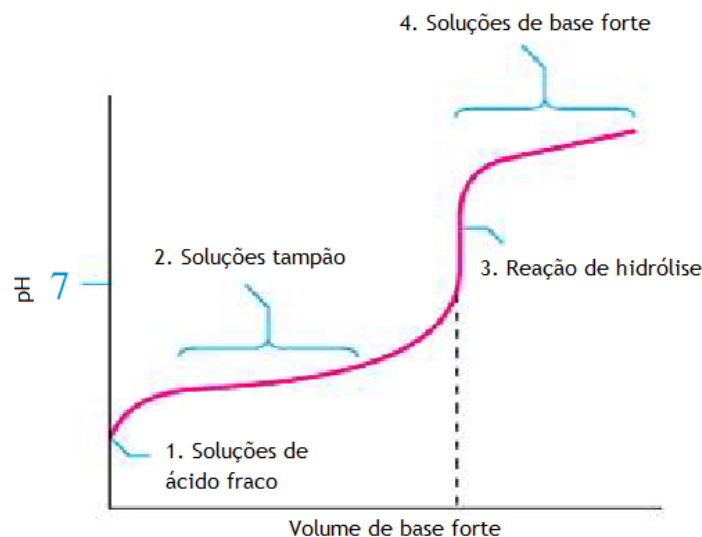
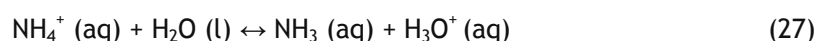
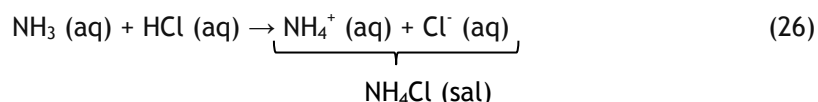


Figura 8 - Curva de titulação de ácido fraco com base forte (adaptado de Petrucci *et al*, 2011).

1.4.4 - Base fraca - ácido forte

Os cálculos necessários e as características apontadas para a elaboração de uma curva típica de titulação de uma base fraca com um ácido forte são análogos aos descritos para uma titulação de um ácido fraco com uma base forte (genericamente representada pela Figura). A diferença reside na variação de pH com o volume de titulante (ácido forte), que varia de modo decrescente. As (Eqs. 26 e 27) representam as reações que ocorrem na titulação de NH₃ (base fraca) com HCl (ácido forte).



Quando a quantidade de HCl adicionada é igual à de NH₃ existente no titulado, atingindo-se o ponto de equivalência, a solução resultante tem um carácter ácido, já que o catião NH₄⁺ que se formou é um ácido e o anião Cl⁻ é uma espécie neutra (Barros *et al*, 2010). O ponto de equivalência situa-se abaixo de 7 (neste caso, é aproximadamente 5), pois o ácido conjugado da base fraca sofre uma reacção de hidrólise, produzindo H₃O⁺. O indicador ácido-base mais adequado para este tipo de titulação deve possuir uma zona de viragem deslocada para a faixa de pH ácida (entre 3 e 6,5), como é o caso do alaranjado de metilo (zona de viragem, pH: 3,2 - 4,2) ou do vermelho de metilo (zona de viragem, pH: 4,2 - 6,3) (Vogel, 1992). A curva típica de uma titulação de uma base fraca com um ácido forte será idêntica à que se encontra exemplificada na Figura 8, no entanto em formato descendente na qual se poderão verificar os quatro pontos referidos:

1. pH inicial correspondente ao pH da base fraca
2. pH da solução tampão constituída pela base fraca e o sal respectivo
3. pH da solução do sal a sofrer uma reacção de hidrólise
4. pH da solução de ácido forte

Em volumetria ácido-base, as titulações de ácido fraco com base fraca (e vice-versa) não podem ser realizadas de forma eficiente, pois a reacção não pode ser considerada completa, uma vez que se dá entre duas espécies fracas. Nesta situação, o ponto de equivalência não é identificado com precisão, uma vez que a variação de pH com o volume de titulante é muito pequena (Barros *et al*, 2010; Petrucci *et al*, 2011; Vogel, 1992).

1.5 - Indicadores Ácido-base

1.5.1 - Considerações Gerais

Os indicadores corados são substâncias que fornecem indicações ao observador sobre as espécies químicas que existem ou predominam num sistema. Durante uma reação química, os reagentes dão origem, total ou parcialmente, aos produtos de reação, havendo alteração de concentrações das espécies presentes. Nas situações de equilíbrio químico, há coexistência de reagentes e produtos, uns e outros em maior ou menor quantidade, consoante a extensão do equilíbrio, isto é, a sua maior ou menor deslocação no sentido direto ou inverso da reação. Estes factos são válidos para qualquer tipo de reação que ocorra, seja ácido-base, precipitação, complexometria ou oxidação-redução (Skoog *et al*, 2006; Vogel, 1992).

Os indicadores são selecionados em conformidade com o tipo de reação em estudo e, geralmente, são espécies que intervêm em reações do mesmo tipo que a reação principal, mas menos extensas. Portanto, o indicador e a espécie a analisar competem por uma mesma espécie química. Os indicadores ácido-base, ou de neutralização, mudam de cor consoante a concentração do ião hidrogénio existente na solução. Um indicador ácido-base é um(a) ácido (base) orgânico(a) fraco(a) cuja forma não dissociada apresenta cor diferente da(o) respetiva(o) base (ácido) conjugada(o). A mudança de uma cor predominantemente “ácida” para uma cor predominantemente “básica” não ocorre subitamente, verificando-se durante um pequeno intervalo de pH (cerca de duas unidades de pH), correspondendo à zona de viragem do indicador. A posição da zona de viragem de cor, na escala de pH, varia muito em função dos diferentes indicadores (Figura 9). Para a maioria das titulações ácido-base é possível selecionar um indicador que exiba uma alteração de cor perceptível num pH próximo ao correspondente ao ponto de equivalência (Petrucci *et al*, 2011; Skoog *et al*, 2006; Vogel, 1992).

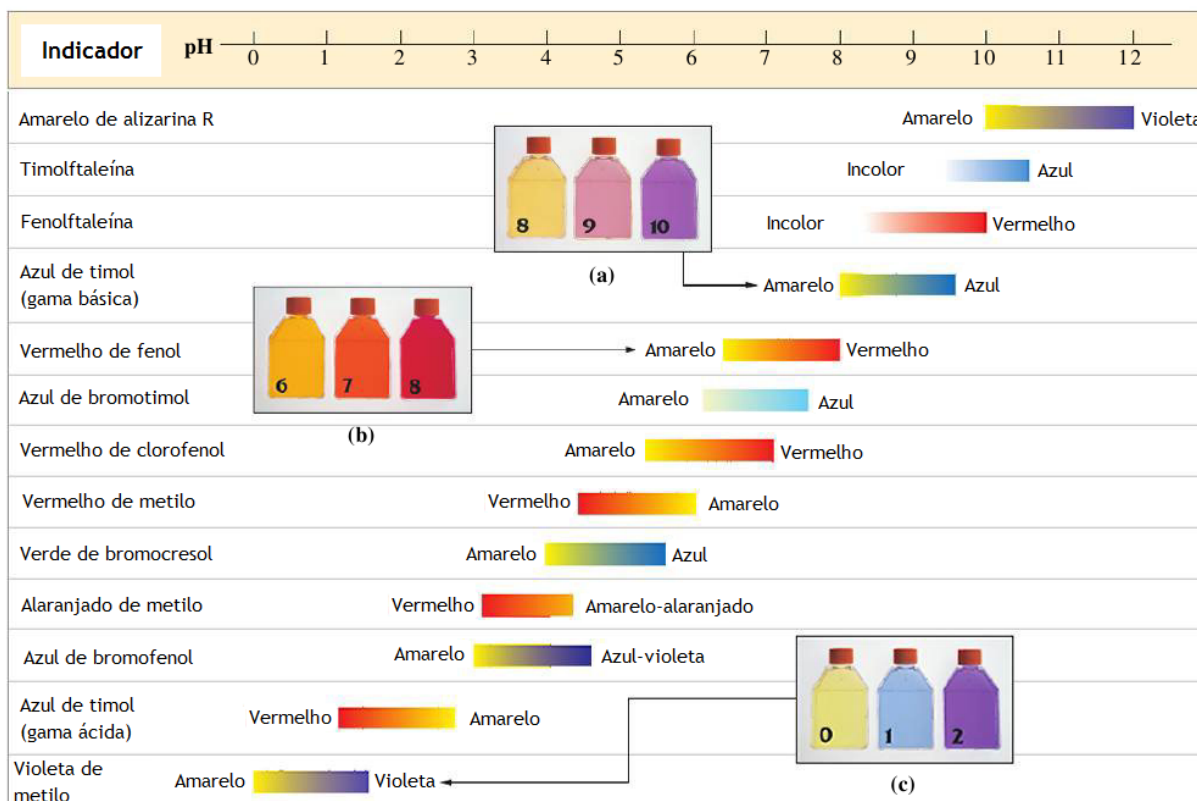
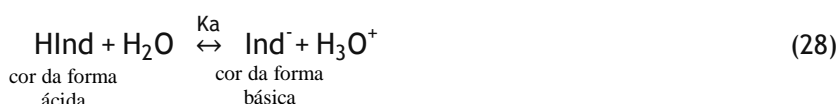


Figura 9 - Escala de pH e mudança de cor para os indicadores ácido-base mais comuns (adaptado de Petrucci *et al.*, 2011).

Quando se adiciona uma determinada quantidade de indicador numa solução, o indicador não afeta o valor de pH da mesma. No entanto, o equilíbrio de ionização do indicador (Eq. 28) é influenciado pela concentração de H_3O^+ em solução. A constante de ionização é dada pela (Eq. 29).



$$K_a = \frac{[\text{Ind}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HInd}]} \quad (29)$$

De acordo com o Princípio de Le Chatelier, o aumento da concentração de H_3O^+ provoca o deslocamento do equilíbrio para a esquerda, aumentando assim a concentração de HInd e consequentemente a cor ácida. A diminuição de H_3O^+ desloca o equilíbrio para a direita, aumentando a proporção de Ind^- , prevalecendo a cor básica. Portanto, a concentração de H_3O^+ determina a razão entre a forma ácida e a forma conjugada básica do indicador, que, por sua vez, controla a cor da solução, verificado pelo rearranjo da equação da constante de equilíbrio para a dissociação de um indicador (Eq. 29), tomando a forma da (Eq. 30).

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \frac{[\text{HInd}]}{[\text{Ind}^-]} \quad (30)$$

Algumas substâncias podem apresentar mais que duas formas com cores diferentes, funcionando como indicadores ácido-base em zonas de pH diferentes, como por exemplo, o azul de timol. Este indicador possui três formas coradas: uma forma ácida vermelha, outra forma intermédia amarela e a forma básica azul (Skoog *et al*, 2006; Vogel, 1992).

O olho humano não apresenta muito sensibilidade relativamente à diferença de cores só conseguindo detetar a mudança de cor de uma solução composta por uma mistura das formas ácida (HInd) e básica (Ind⁻), quando a razão [HInd]/[Ind⁻] é inferior a 0,1 ou superior a 10. Em razões maiores ou menores, a cor mostra-se essencialmente constante ao nosso olho e é independente desta razão. Um indicador ácido-base exibe a sua cor ácida quando [HInd]/[Ind⁻] ≥ 10, a sua cor básica quando [HInd]/[Ind⁻] ≤ 0,1 e a cor é então intermediária para razões entre esses dois valores. Por substituição dos valores extremos na equação da constante de equilíbrio, (Eq. 29), é possível avaliar a gama de concentrações de iões H₃O⁺ necessária para alterar a cor do indicador. A cor ácida será observada quando [H₃O⁺] = 10K_a e a cor básica verificar-se-á quando [H₃O⁺] = 0,1K_a. Para se obter a gama de valores de pH correspondente, aplica-se ao logaritmo negativo das duas expressões, (Eq. 31) e (Eq. 32) (Skoog *et al*, 2006; Vogel, 1992).

$$\text{pH (cor ácida)} = -\log (10K_a) = \text{p}K_a + 1 \quad (31)$$

$$\text{pH (cor básica)} = -\log (0.1K_a) = \text{p}K_a - 1 \quad (32)$$

A faixa de transição de pH da maioria dos indicadores é então $\text{p}K_a - 1 \leq \text{pH} \leq \text{p}K_a + 1$. Este intervalo de pH é conhecido como zona de viragem do indicador. A sensibilidade dos observadores não é a mesma para todas as cores, nem a mesma de observador para observador, por isso esta gama de concentração, correspondendo a $\text{pH} = \text{p}K_a \pm 1$, é equivalente a um intervalo de pH de cerca de duas unidades. Por exemplo, um indicador com uma constante de dissociação ácida de 1×10^{-5} ($\text{p}K_a = 5$) tipicamente revela uma alteração de cor quando o pH da solução na qual se encontra dissolvido mudar de 4 para 6 (Skoog *et al*, 2006; Vogel, 1992).

Há que proceder à escolha do indicador apropriado para obter pontos de equivalência, valores pH, curvas de titulação, de acordo com a explicação apresentada anteriormente. Para ser útil como indicador, o valor médio de pH da zona de viragem do indicador selecionado deve coincidir o mais possível com o pH do ponto de equivalência, minimizando o erro da titulação (diferença entre o volume de titulante adicionado até viragem do indicador, ponto final, e o valor teórico, ponto de equivalência). Um outro erro de titulação pode ser originado pela limitação da nossa visão em distinguir reprodutivamente a cor intermediária do indicador. A grandeza desse erro depende da variação de pH por mL de reagente no ponto de

equivalência, da concentração de indicador e da sensibilidade da visão do observador para as duas cores do indicador. Em média, a incerteza visual corresponde a um erro de 0,5 a 1 unidade de pH. Essa incerteza pode ser reduzida para 0,1 unidade de pH pela comparação da cor da solução a analisar com a de um padrão de referência que contenha quantidades semelhantes de indicador, a um pH apropriado (Vogel, 1992; Skoog *et al*, 2006).

Estas incertezas são aproximações que variam de indicador para indicador, como também de observador para observador. Adicionalmente, o comportamento dos indicadores pode ser influenciado por variáveis externas, como a temperatura, a força iônica ou a eventual presença de solventes orgânicos e partículas coloidais. O efeito destas variáveis pode causar o deslocamento de uma ou duas unidades de pH na faixa de transição de cor (Vogel, 1992; Skoog *et al*, 2006).

1.5.2 - Impacto Ambiental

Como produtos químicos que são, os indicadores ácido-base sintéticos necessitam de um certo cuidado durante o seu manuseamento, pois podem causar efeitos adversos à saúde humana e ao ambiente. É também preciso ter em conta algumas medidas preventivas no tratamento e gestão dos resíduos resultantes da utilização dos indicadores sintéticos. Embora a maioria dos indicadores ácido-base utilizados em meios laboratoriais não sejam classificados como produtos perigosos (como, por exemplo, o alaranjado de metilo, a fenolftaleína ou azul de timol), podem, contudo, causar irritação nos olhos, na pele e nas vias respiratórias, pelo que se torna aconselhável o uso de equipamentos de proteção adequados (luvas, máscara e óculos de protecção) para evitar o contacto com o produto. Particularmente, os corantes azo, caracterizados pela presença de um ou mais grupos azo (-N=N-) e onde se inclui o alaranjado de metilo, são tóxicos e podem tornar-se perigosos para o ambiente através da formação de aminas aromáticas (anilinas) que são carcinogências ou mutagências (Fonseca, 2006; Merck KgaA, 2013; Pires *et al.*, 2012).

A descarga de efluentes residuais que contenham corantes em ambientes aquáticos causa alguns impactos ambientais negativos, como poluição estética, eutrofização ou formação de subprodutos perigosos através de diversas reações químicas que possam ocorrer. A presença de corantes pode provocar efeitos tóxicos e reduzir a penetração da luz nas águas contaminadas. A eliminação de produtos químicos, das suas embalagens originais ou das substâncias residuais é regulamentada através de leis ou de decretos-lei nacionais que se encontrem em vigência, evitando a sua eliminação através de redes de águas residuais. Ainda assim, como a maioria dos corantes é resistente à luz, à água, a agentes oxidantes e a ataque microbiano, torna-se difícil a sua remoção ou eliminação através da aplicação de tratamentos de águas convencionais (Fonseca, 2006; Merck KgaA, 2013).

1.5.3 - Indicadores Naturais

A problemática ambiental que envolve o uso dos indicadores ácido-base sintéticos pode ser solucionada pela utilização de indicadores naturais (Terci e Rossi, 2002; Kumar *et al*, 2012; Santos *et al*, 2012). Os indicadores naturais são substâncias coradas extraídas de uma matéria-prima animal ou vegetal através de processos físico-químicos (dissolução, precipitação, entre outros) ou bioquímicos (fermentação). Deve ter-se em conta a solubilidade do indicador no meio aquoso ou não aquoso a ser analisado e verificar a aplicabilidade e a eficiência destes indicadores naturais para a determinação do pH de soluções. Existem diversos indicadores ácido-base naturais que podem ser facilmente obtidos a partir de flores, frutos ou vegetais, comuns no quotidiano. Os extractos de couva rouxa, de pele de rabanete, de pele de riubarbo, de pele de nabo, de pinhão, de feijão-preto, de pétalas de rosas vermelhas, de amoras, de chá-mate, de folha de hibisco e de algumas flores são alguns exemplos interessantes de substâncias naturais naturalmente coloridas. Estas substâncias podem ser obtidas a partir da extracção com solventes como a água, a acetona e o álcool. Os extractos dos pigmentos sofrem alterações de cor na presença de soluções ácidas ou básicas, podendo ser utilizados como indicadores ácido-base naturais. Por exemplo, a alizarina é um corante laranja, presente na raiz das plantas *Rubia Tinctorum* (comumente chamada de garança ou granza), que apresenta uma coloração amarela a um pH 5,5 e avermelhada a um pH 6,8 (Figura 10 (a)). Outro corante muito conhecido é a curcumina, um pigmento natural que faz parte de um componente activo do açafrão-da-Índia (*Curcuma longa*) e que é usado como estimulante aromático na produção do caril em pó (Figura 10 (b)). Este corante altera a sua coloração de amarelo para vermelho numa faixa de pH entre 7,4 e 8,6. Outro exemplo é o corante cochonilha de cor carmim, extraído de uma espécie de insectos, predominantes na América Central (Figura 10 (c)) (Kumar *et al*, 2012; Santos *et al*, 2012; Terci e Rossi, 2002).

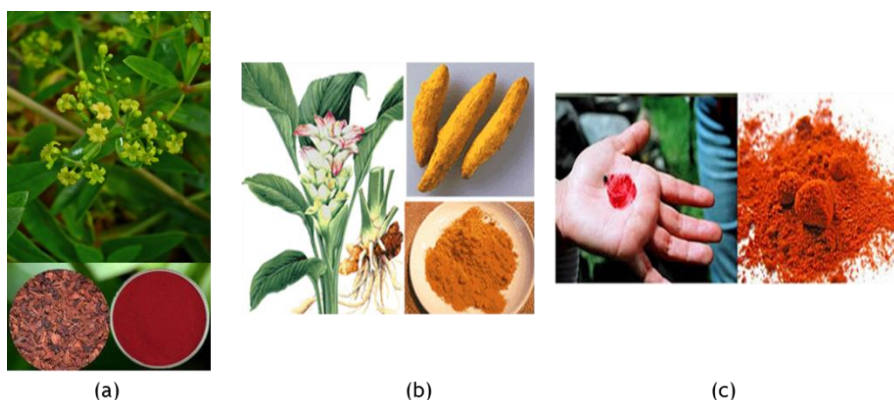


Figura 10 - Exemplos de alguns corantes naturais: (a) alizarina, (b) curcumina, (c) cochonilha.

O uso de indicadores naturais de pH foi introduzido no século XVII por Robert Boyle, através da preparação de um licor de violeta. O extracto desta flor tornou-se vermelho em solução ácida e verde em solução básica. Quando Robert Doyle salpicou um papel branco com algumas gotas do licor e algumas gotas de vinagre, observou a mudança de cor do papel branco para vermelho. Desta forma, Robert Doyle obteve os primeiros indicadores de pH, em solução e em papel, quando o conceito de ácidos e bases (iniciado por Arrhenius) ainda não tinha começado a tomar forma. O uso de extractos de plantas como indicadores começaram a ser frequentes, sendo os mais utilizados os de violeta e os do líquen *Heliotropium tricocum* (tornesol). Robert Boyle classificou como ácidos todas as substâncias que tornassem vermelha a tintura de azul de tornesol e como bases todas as que restituíssem a cor azul ao indicador (Terci e Rossi, 2002).

Os extratos obtidos a partir de diversas espécies de plantas começaram a ser aplicados nos métodos de análise qualitativa de água mineral. Durante o século XVIII, constatou-se que nem todos os indicadores apresentavam as mesmas mudanças de cor. Foi observado que os extractos de plantas azuis eram mais sensíveis aos ácidos, apresentando uma variação gradual de cor e possibilitando, por isso, a diferenciação entre ácidos fracos e ácidos fortes.

Em meados do século XVIII, foram utilizados, pela primeira vez, extractos de plantas para a determinação do ponto de equivalência em titulações de neutralização. No século XIX, o farmacêutico alemão Ludwig Marquart propôs o termo antocianina (do grego: *anthos* = flore; *kianos* = azul) para descrever o pigmento azul encontrado em diversas flores e vegetais. No início do século XX, as antocianinas foram descritas como sendo os pigmentos responsáveis pela coloração de diversas flores e que os seus extractos apresentavam cores que variavam em função da acidez ou basicidade do meio. Verificou-se que as antocianinas possuíam coloração avermelhada em meio ácido, violeta em meio neutro e azul em meio básico, explicando-se assim as mudanças de cores dos extractos vegetais anteriormente observados por Robert Boyle.

Atualmente, sabe-se que as antocianinas são pigmentos de plantas, da classe dos flavonóides, responsáveis por muitas das colorações vermelha, azul, violeta e rosa que se encontram em diversas plantas. As folhas de tom avermelhado no Outono, as flores de tulipas negras e amores-perfeitos devem a sua coloração à presença de antocianinas. A cor púrpura das folhas da couve roxa é causada pela existência de pigmentos de antocianina. Podem ainda ser encontradas em rabanetes, uvas, amoras, cerejas, ameixas, framboesas, morangos, maçãs, pêssegos, entre outros. Enquanto os carotenóides amarelo e laranja se encontram contidos nos plasmídeos no interior da célula vegetal, as antocianinas encontram-se dissolvidas uniformemente por toda a célula. São solúveis em água podendo ser facilmente extraídos para uso laboratorial. A Tabela 3 mostra algumas antocianinas encontradas com frequência em vegetais comuns no quotidiano (Terci e Rossi, 2002).

Tabela 3 - Antocianinas frequentemente encontradas em vegetais (Terci e Rossi, 2002).

Antocianina	Fontes
Pelargonidina-3-glucosídeo	Morangos
Cianidina-3-glucosídeo	Morangos, amoras, ameixas
Petunidina-3-arabinosídeo	Cebola roxa
Peonidina-3-glucosídeo	Cerejas, uvas, ameixas
Delfinidina-3,5-diglucosídeo	Beringelas

As diferentes cores exibidas pelos vegetais que contêm antocianinas dependem da influência de diversos factores, como a presença de outros pigmentos e do pH do fluido da célula vegetal. A variação do pH do meio onde se encontrem provoca mudanças estruturais nas antocianinas, dando origem a espécies com colorações diferentes.

A Tabela 4 indica a coloração típica de antocianinas, extraídas de couve-roxa com água, em função de pH do meio.

Tabela 4 - Cor das antocianinas, extraídas da couve-roxa, em meios com diferentes valores de pH.

pH da solução	Cor das antocianinas
1 - 5	Vermelho/Rosa
6 - 7	Violeta
8 - 10	Azul
11 - 12	Verde
> 13	Amarelo

A Figura 11 mostra um exemplo de testes laboratoriais efectuados com extractos de couve roxa. Verifica-se nitidamente a mudança de coloração do extracto com a variação do pH da solução.



Figura 11 - Testes laboratoriais efetuados com extrato de couve roxa, onde se denota a mudança de cor com a variação do pH.

As propriedades das antocianinas como indicadoras de pH têm sido estudadas por diversos autores, tendo em vista aplicações analíticas para o ensino da Química. A utilização destes extractos naturais como indicadores de pH, para além de evitarem os problemas ambientais relacionados com os indicadores sintéticos, pode ser explorada de modo didático, desde a etapa da sua obtenção por extracção até à caracterização visual ou espectrofotométrica das diferentes formas que aparecem em função das mudanças de pH do meio. Podem ser elaboradas actividades experimentais para o ensino da Química, tendo vista a abordagem de temas que envolvam processos de separação e conceitos relacionados com equilíbrio químico e indicadores de pH (Terci e Rossi, 2002).

1.6 - A Importância da Experimentação no Ensino da Ciência

O professor tenta, no seu dia a dia, dinamizar as suas aulas no sentido de facilitar a aprendizagem aos seus alunos. Uma das metodologias mais utilizada é a experimentação.

“A experimentação é essencial para um bom ensino das ciências, estas atividades permitem uma maior interação entre o professor e os alunos proporcionando, em muitas ocasiões, a oportunidade de um planeamento conjunto e uso de estratégias de ensino que podem levar a melhor compreensão dos processos das ciências” (Moraes, 2008).

Um dos objetivos centrais das escolas deve ser apoiar a integração, na sociedade e no mercado de trabalho, de cidadãos qualificados e adaptados às exigências crescentes de produtividade e competitividade, num contexto caracterizado por permanentes e dinâmicas mudanças tecnológicas e organizacionais. É neste sentido que a adoção de métodos

demonstrativos e ativos de aprendizagem, centrados no formando (minimizando o método expositivo), bem como o acompanhamento o mais individualizado possível que vise, no essencial, a aquisição de competências de carácter iminentemente pragmático e operacional, úteis ao exercício futuro da atividade profissional deve ser prioritário nas nossas escolas. Assim toda a aprendizagem deve centrar-se em instrumentos didáticos aplicáveis em situações concretas: exercícios, atividades práticas, experiências, fomentando o trabalho em equipa e o bom relacionamento interpessoal.

Na maioria dos casos, apenas a leitura de um texto não é suficiente para possuir conhecimentos, especialmente em matérias tão exigentes como a química e a física ou a matemática. Uma leitura pode dar uma boa imagem inicial do tema, mas todos sabemos que é necessário um esforço voluntário, pois tem de ser o aluno por si próprio a decidir aprender e muitas vezes não se resume tudo à memorização. Certas matérias, realmente, requerem uma grande dose de memorização de termos, relações e reações. Mas outras, de natureza bastante diversa exigem a compreensão, dado que é impossível decorar a resolução de um exercício, antes é necessário compreender como se atinge a solução para que se consiga reproduzir o mesmo tipo de processo, mas adequado a uma situação diferente. Neste sentido, a crescente importância do trabalho experimental nas escolas tem sido amplamente reconhecida por pedagogos, professores, psicólogos, educadores e outros profissionais ligados à educação.

De acordo com os especialistas ligados à área da educação, uma boa aprendizagem exige sempre a participação ativa do aluno, sendo este o centro do processo de ensino-aprendizagem. Os métodos ativos de aprendizagem fazem com que o aluno vá construindo e reconstruindo as suas aprendizagens, situação fundamental na assimilação de diferentes conhecimentos, valorizando a ideia de que uma aula significativa requer o desenvolvimento de processos que contribuam para que os alunos sejam progressivamente mais ativos e mais autónomos na sua própria aprendizagem.

Nos últimos tempos tem-se vindo a defender que o professor deve assumir um papel de dinamizador e de facilitador da aprendizagem do aluno, ao contrário do que sucedia na pedagogia tradicional em que o professor era considerado como um mero veículo transmissor de conhecimentos e que raramente ilustrava os conceitos teóricos com atividades práticas. Neste sentido a experimentação na sala de aula, sempre que possível, é uma componente importante do ensino, tornando-se muito interessante pela diversidade de assuntos que abrange, ao mesmo tempo que desperta maior curiosidade nos alunos ao permitir que eles descubram e questionem sobre aquilo que estão a observar.

O trabalho experimental contribui para a criação de situações de aprendizagem significativas, promovendo um alargamento do conhecimento por parte dos alunos. Desta forma, pretende-se levar os alunos a pensar livremente de forma crítica e criativa, relacionando evidências e

explicações, confrontando diferentes perspetivas de interpretação. Sempre que possível, deve haver planeamento de investigação, deve-se proporcionar situações de aprendizagem centradas na resolução de problemas, com interpretação de dados, formulação de problemas e hipóteses, previsão e avaliação de resultados. Há necessidade de uma intervenção planeada do professor, a quem cabe a responsabilidade de sistematizar o conhecimento, de acordo com o nível etário dos alunos e os contextos escolares.

Em pedagogia não há uma fórmula secreta para fazer com que qualquer aluno saiba aprender. Mas há alguns processos e estratégias que maximizam o rendimento escolar de determinados alunos, em determinadas situações, em determinadas matérias.

Cada aluno tem as suas características e por isso necessita de um plano apropriado de incentivos e aprendizagens em métodos de estudo. Por isso, junto dos alunos o professor estuda, divulga e incentiva a utilização de diferentes métodos de estudo. O professor procura transmitir o saber e o como saber, procurando estratégias para ajudar o aluno a estudar e a saber cada vez mais. O mais importante é que ele consiga desenvolver a autoconfiança, o espírito crítico e a livre iniciativa, e para tal o trabalho experimental nas escolas pode revelar-se fundamental.

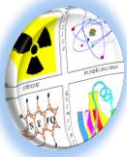

1.7 - Aula de Química

A volumetria ácido-base faz parte do programa curricular inserido na Subunidade “Águas minerais e de abastecimento público: a acidez e a basicidade das águas” da Unidade 2 “Da Atmosfera ao Oceano: Soluções na Terra e para a Terra”, pertencente à componente de Química da disciplina de Física e Química A do 11.º ano do Ensino Secundário.

Expõe-se, em seguida, uma proposta para uma aula de 90 minutos com vista à lecionação deste tema, apresentando o respetivo plano de aula e os recursos a utilizar, nomeadamente uma apresentação em PowerPoint e uma ficha de trabalho para consolidação dos conceitos.

É ainda apresentada uma atividade de prática laboratorial a ser executada pelos alunos numa aula prática de 135 minutos.

1.7.1 - Plano de Aula

 NECFQ	<p style="text-align: center;">Agrupamento de Escolas do Fundão Departamento de Matemática e Ciências Experimentais Grupo de Física e Química</p> <p style="text-align: center;">Ano letivo 2012/2013</p>	 Medalha de Prata de Mérito Municipal
--	---	---

PLANO DE AULA – FÍSICA E QUÍMICA A

Aluna Estagiária: Anabela dos Santos Antunes _____ **Grupo Disciplinar:** 510

Dia: XXX **Duração:** 90 minutos **Sala:** X **Aulas:** XXXX

Turma: XXXXXX **Ano:** 11.º

Subunidade didática lecionada: Águas minerais e de abastecimento público: a acidez e a basicidade das águas

Nome dos Avaliadores:

José Fradique Cargo: Professor Orientador Pedagógico

Albertina Marques Cargo: Professor Orientador Científico

SUMÁRIO

- ❖ Volumetria ácido-base.
- ❖ Ponto de equivalência.
- ❖ Curvas de titulação.
- ❖ Resolução de exercícios.

PRÉ-REQUISITOS

- ❖ Interpretar a reação entre um ácido e uma base em termos de troca protónica
- ❖ Interpretar uma reação entre um ácido forte e uma base forte.

CONTEÚDOS

- ❖ Titulações ácido-base.
- ❖ Ponto de equivalência e ponto final.
- ❖ Indicadores ácido-base.

OBJETIVOS (O ALUNO DEVE SER CAPAZ DE:)

- ❖ Compreender o que é uma titulação.
- ❖ Associar o ponto de equivalência de uma volumetria à situação em que as espécies que reagem estão em quantidades estequiométricas.
- ❖ Compreender que a deteção do ponto final de uma volumetria está relacionada com a variação brusca de uma propriedade da mistura reacional, que no caso das reações ácido-base é o pH.
- ❖ Reconhecer a dificuldade da determinação operacional do ponto de equivalência de uma volumetria o que justifica o recurso à deteção do ponto final da volumetria.
- ❖ Relacionar o ponto de equivalência de uma neutralização com a seleção do indicador.
- ❖ Reconhecer que cada indicador tem como característica uma zona de viragem que corresponde ao intervalo de pH em que se verifica a mudança de cor ácida para cor alcalina ou a situação inversa.
- ❖ Conhecer critérios de seleção de um indicador e aplicá-los em casos concretos para uma volumetria.
- ❖ Indicar alguns dos indicadores mais vulgarmente utilizados: a fenolftaleína, o azul de bromotimol e o alaranjado de metilo.

RECURSOS E MATERIAIS

- ❖ Documento em PowerPoint
- ❖ Computador
- ❖ Videoprojetor
- ❖ Quadro
- ❖ Ficha de trabalho

AVALIAÇÃO: MODALIDADE E INSTRUMENTOS

- ❖ Pontualidade
- ❖ Participação
- ❖ Empenho
- ❖ Comportamento

ESTRATÉGIAS/DESENVOLVIMENTO DA AULA

- ❖ Fazer a chamada
- ❖ Escrever o sumário
- ❖ Relembrar os alunos do mecanismo da reação entre um ácido e uma base, referindo que estas reações também podem se chamadas de reações de neutralização. Inquirir os alunos sobre se destas reações resulta sempre uma solução neutra. Chamar a sua atenção para o facto de o pH da solução resultante depender do sal produzido e que este não é necessariamente neutro.
- ❖ Exemplificar uma reação ácido-base, ácido clorídrico e hidróxido de sódio, explicando que os iões provenientes do ácido e da base conjugam-se para produzir água.
- ❖ Com o auxílio do diapositivo 5, referir que uma volumetria ácido-base é uma operação laboratorial que consiste na determinação da concentração de uma solução ácida a partir de uma solução básica de concentração conhecida ou da concentração de uma solução ácida a partir de uma solução ácida. Mencionar que esta operação pode também ser chamada de titulação uma vez que vai conferir uma concentração “um título” a uma solução de concentração desconhecida. Indicar ainda, com o auxílio da figura, o material necessário para realizar uma titulação.
- ❖ Explicar que o titulante, ou seja a solução ácida ou básica cuja concentração é rigorosamente conhecida, se coloca na bureta, enquanto que no erlenmeyer se coloca o titulado, isto é a solução ácida ou básica cuja concentração se pretende determinar e à qual é adicionada umas gotas de indicador.
- ❖ Referir que para realizar a titulação ácido-base começa-se por medir rigorosamente, recorrendo a uma pipeta, um volume da solução de concentração desconhecida, o titulado, colocá-la num erlenmeyer e adicionar umas gotas de indicador ácido-base.
- ❖ Em seguida indicar que se enche a bureta com a solução de concentração conhecida, o titulante, registando rigorosamente o volume. Posteriormente abre-se a torneira da bureta, adicionando adequadamente o titulante ao titulado, agitando sempre. Explicar que vai-se chegar a um ponto em que a solução presente no erlenmeyer vai mudar de

cor e que nesse momento se para a titulação uma vez que se atingiu o ponto de equivalência. Nesse momento deve-se registrar rigorosamente o volume de titulante presente na bureta.

- ❖ Explicar que o ponto de equivalência é o momento em que o titulado reagiu completamente com o titulante, as quantidades de ácido e de base estão nas proporções estequiométricas da reação, isto é o número de moles de ácido é idêntico ao número de moles de base. Relembrar que número de moles é igual ao produto concentração pelo volume. Referir que do titulado se conhece rigorosamente o volume, que foi o pipetado para o erlenmeyer, e do titulante conhece-se rigorosamente a concentração e o volume (que resulta da subtração dos dois volumes registados na bureta), sendo assim fácil calcular a concentração do titulado.
- ❖ Com recurso á imagem do diapositivo 10, indicar que à medida que se adiciona o titulante ao titulado, o pH da solução vai variando. Primeiro a variação é lenta, mas quando se chega perto do ponto de equivalência a variação é muito brusca. Referir que é esta variação que permite a deteção do ponto de equivalência, no entanto como a variação é muito brusca, não se consegue parar a titulação exatamente neste ponto e sim ligeiramente depois, chamando-se este ponto de ponto final da titulação.
- ❖ Indicar que o ponto de equivalência pode ser detetado por dois processos, o potenciométrico que permite, através de um eléctrodo de pH, conhecer a evolução do valor de pH ao longo da titulação e, inclusivamente traçar a curva de titulação. E o método colorimétrico que permite a identificação do ponto de equivalência pela mudança de cor do indicador ácido base adicionado ao titulado, referir que este método é o mais utilizado por ser mais económico e necessitar de menos equipamento.
- ❖ Solicitar aos alunos que expliquem o que é um indicador ácido-base e que refiram alguns indicadores que conhecem. Resumir indicando que um indicador ácido base é uma solução que apresenta cor diferente consoante o pH do meio em que se encontra, isto é, a sua forma ácida tem uma cor diferente da sua forma básica, assim pelo princípio de Le Châtelier o equilíbrio desloca-se no sentido da forma ácida se em solução existir uma maior concentração de iões H_3O^+ , apresentando a cor da forma ácida e desloca-se no sentido da cor básica quando a concentração de iões H_3O^+ for menor.
- ❖ Referir que na transição entre as duas cores o olho humano, não tem sensibilidade para as distinguir, vê apenas uma mistura das duas. Esta zona é chamada de zona de viragem e cada indicador tem uma zona de viragem característica.
- ❖ Explicar que para o ponto final de uma titulação seja o mais próximo possível do ponto de equivalência, se deve escolher um indicador cuja zona de viragem esteja contida na zona de variação brusca de pH e/ou o pH do ponto de equivalência esteja contido na zona de viragem. No entanto para conhecer o ponto de equivalência de uma reação ácido-base tem de se conhecer a sua curva de titulação

- ❖ Apresentar a imagem do diapositivo 15, indicando que uma curva de titulação é uma representação gráfica dos valores de pH do titulado em função do valor de titulante, obtida a partir de um medidor de pH. Explicar que neste caso o titulado é uma base forte, com um pH inicial de 13, à medida que se adiciona o titulante o pH vai diminuindo lentamente até que, para um volume de ácido adicionado de 20 cm^3 , o pH diminui bruscamente de 11 para 4, atingindo desta forma o ponto de equivalência. Se se continuar a adicionar ácido o valor de pH continua a diminuir lentamente.
- ❖ Perguntar aos alunos, observando a curva, o que podem concluir sobre a força do ácido. Explicar que se pode concluir que se trata de um ácido forte uma vez que o valor de pH atingido no final, se se continuar a adicionar ácido, é de um. Referir que se trata portanto de uma curva de titulação base forte-ácido forte e que o seu pH no ponto de equivalência é de 7.
- ❖ Referir que o pH no ponto de equivalência depende das características do ácido e da base envolvidos na reação, assim as titulações podem ser de três tipos: Ácido forte-base forte, Ácido fraco-base forte e Base fraca-ácido forte. Chamar à atenção para o facto das titulações de ácido fraco com base fraca (e vice-versa) não podem ser realizadas de forma eficiente, uma vez que a reação não pode ser considerada completa, por se dar entre duas espécies fracas.
- ❖ Apresentar o diapositivo 17, onde se representa uma titulação Ácido forte-base forte, explicando, passo a a passo o que acontece com o valor de pH à medida que se adiciona o hidróxido de sódio. Referir que como se trata de um ácido forte e uma base forte o sal produzido na reação é um sal neutro uma vez que a base conjugada de um ácido forte, Cl^- é fraca e o ácido conjugado de uma base forte, Na^+ , também é fraco. Assim os iões produzidos não reagem com a água o que faz com que o pH no ponto de equivalência seja de 7.
- ❖ Solicitar aos alunos que, consultando a tabela de indicadores e respetivas zonas de viragem, do manual, indiquem quais os indicadores mais adequados a este tipo de titulação, apresentando de seguida a fenolftaleína, o azul de bromotimol e o alaranjado de metilo.
- ❖ Referir que o mesmo se passa nas titulações Base forte-ácido forte, apresentando a respetiva curva de titulação.
- ❖ Apresentar a curva de titulação Ácido fraco-base forte, chamando a atenção dos alunos para o facto do pH inicial se situar no valor de 3. Explicar que este tipo de titulação gera um sal básico uma vez que a base conjugada do ácido forte vai hidrolisar-se com a água conferindo à solução um carácter básico, assim o ponto de equivalência terá um pH superior a 7, pelo que a fenolftaleína é um dos indicadores indicados para esta titulação.
- ❖ Por fim apresentar a curva de titulação Base fraca-ácido forte. Inquirir os alunos sobre qual o valor de pH que esperam no ponto de equivalência. Referir que este tipo de titulação gera um sal ácido uma vez que o ácido conjugado da base forte vai

hidrolisar-se com a água conferindo à solução um caráter ácido, assim o ponto de equivalência terá um pH inferior a 7, pelo que a o azul de bromotimol e o alaranjado de metilo são indicados para este tipo de titulação.

- ❖ Resolver com os alunos a questão resolvida do manual.
- ❖ Distribuir e resolver a ficha de trabalho.

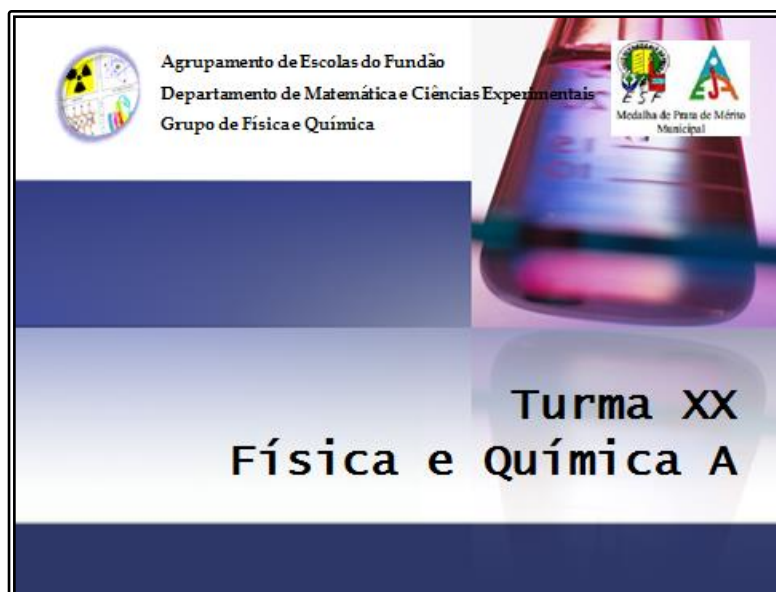
TPC

- ❖ Terminar a ficha de trabalho e resolver os exercícios da página 160 do manual.

REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

- ❖ Barros, A. A., Rodrigues, C., Lúcia, M., Rocha, M. I. (2010). *Química 11*. Areal Editores. Porto.
- ❖ Dantas, M. C., Ramalho, M. D. (2009). *Jogo de partículas – Química 11.º ano*. Texto Editores. Lisboa.

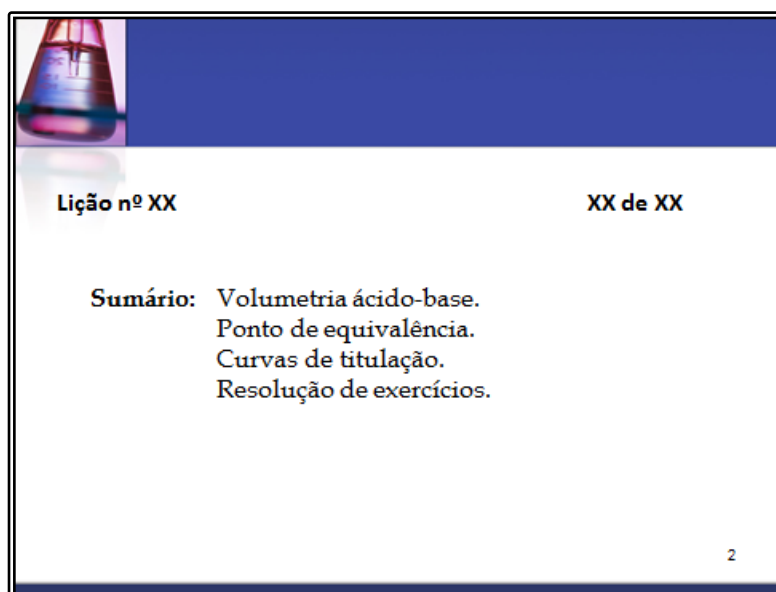
1.7.2 - Apresentação *Power Point*



Agrupamento de Escolas do Fundão
Departamento de Matemática e Ciências Experimentais
Grupo de Física e Química

ESF EJA
Medalha de Prata de Mérito Municipal

Turma XX
Física e Química A



Lição nº XX

XX de XX

Sumário: Volumetria ácido-base.
Ponto de equivalência.
Curvas de titulação.
Resolução de exercícios.

2



Reação entre um ácido e uma base

- > Uma **reação ácido-base**, também denominada **reação de neutralização**, é uma reação entre um ácido e uma base, originando sal e água.



- > **Atenção:** O termo neutralização não significa que a solução resultante seja neutra, o pH da solução depende das características químicas do sal resultante.

3

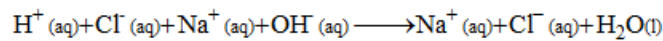


Reação entre um ácido e uma base

- > Por exemplo, misturando ácido clorídrico (ácido forte) com hidróxido de sódio (base forte), ocorre a reação química traduzida pela equação:



- > ou, se se escrever na forma iônica:



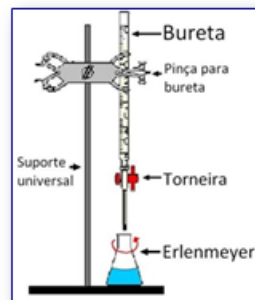
- > Isto quer dizer que cada íon H^+ resultante do ácido neutraliza um íon OH^- resultante da base, originando uma espécie neutra - H_2O .

4



Volumetria ácido-base

- > Operação laboratorial que consiste na determinação da concentração de uma solução ácida ou básica, a partir de outra solução (dita padrão), de concentração conhecida.
- > A volumetria ou análise volumétrica também pode ser chamada de titulação



5



Volumetria ácido-base



- **Titulante** - Solução (ácida ou básica) de concentração rigorosamente conhecida, que é colocada na bureta.
- **Titulado** - Solução (ácida ou básica) de concentração desconhecida mas de volume rigorosamente medido que se coloca dentro de um Erlenmeyer.

6



Realizar uma titulação ácido-base

- (a) Mede-se rigorosamente um volume da solução de concentração desconhecida - **Titulado** - e coloca-se no erlenmeyer adicionando umas gotas de indicador.

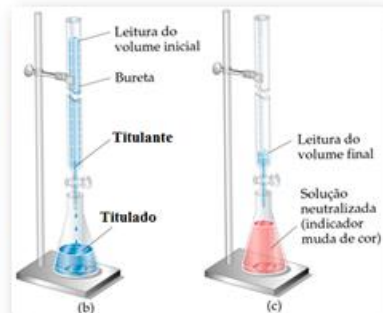


7



Realizar uma titulação ácido-base

- (b) Enche-se a bureta com a solução de concentração conhecida - **Titulante**. Abre-se a torneira da bureta adicionando adequadamente o titulante ao titulado.
- (c) Parar a titulação quando se atinge o "**ponto de final**" indicado pela mudança brusca do indicador.



8



Ponto de equivalência

- > O ponto de equivalência é a altura em que o titulado reagiu completamente com o titulante.
- > Numa reação ácido-base, o ponto de equivalência atinge-se quando as quantidades de ácido e de base estão nas proporções estequiométricas da reação.

$$n_{\text{ácido}} = n_{\text{base}}$$

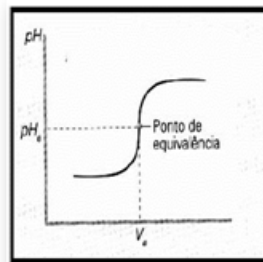
$$C_{\text{ácido}} \times V_{\text{ácido}} = C_{\text{base}} \times V_{\text{base}}$$

9



Ponto de equivalência

- > À medida que se adiciona o titulante ao titulado, o pH dessa solução vai variando.
- > Perto do ponto de equivalência há uma variação brusca de pH o que permite a sua deteção.
- > A variação é tão rápida que não é possível terminar a titulação no ponto de equivalência e sim num ponto próximo deste o qual é chamado de **ponto final da titulação**.



10



Ponto de equivalência

O ponto de equivalência pode ser detetado através de dois métodos:

- > **Potenciométrico** - Durante a titulação introduz-se um eletrodo de pH no titulado, o que permite medir o pH ao longo da titulação e traçar a curva de titulação.



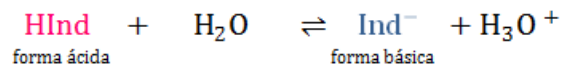
- > **Colorimétrico** - Adiciona-se ao titulado um indicador ácido-base que muda de cor quando se atinge o ponto de equivalência.

11



Indicador ácido-base

- Um indicador ácido-base é uma substância (ácido ou base fraco) que têm a particularidade de apresentar cores diferentes na forma ácida e na forma básica.



- Num meio ácido o equilíbrio desloca-se para a esquerda e apresenta a cor da espécie HInd.
- Num meio básico o equilíbrio desloca-se para a direita e apresenta a cor da espécie Ind⁻.

12



Indicador ácido-base

- Entre as duas cores que o indicador apresenta existe um intervalo de pH em que o indicador está a mudar de cor ao qual se chama **Zona de Viragem**.
- Cada indicador tem uma zona de viragem característica.



13



Escolha do indicador ácido-base

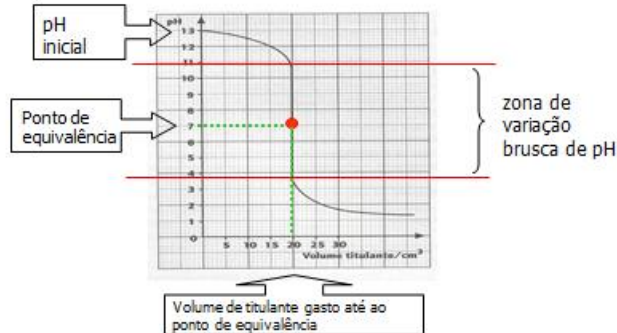
- O indicador deve ser escolhido de modo a que a sua zona de viragem esteja contida na zona de variação brusca de pH e/ou o pH do ponto equivalente esteja contido na zona de viragem.
- Se o indicador for bem escolhido, o ponto final da titulação estará muito próximo do ponto de equivalência.
- Para conhecer o ponto de equivalência tem de ser feita uma **curva de titulação**.

14



Curva de titulação

- Representação gráfica dos valores de pH do titulado em função do valor de titulante adicionado.



15



Curva de titulação

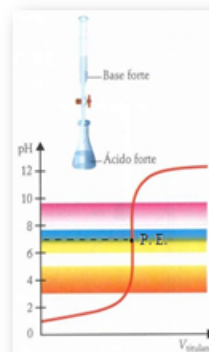
- O pH no ponto de equivalência varia consoante as características do ácido e da base envolvidos na titulação.
- As titulações ácido-base podem ser de três tipos:
 - ✓ Ácido forte-base forte
 - ✓ Ácido fraco-base forte
 - ✓ Base fraca-ácido forte
- As titulações de ácido fraco com base fraca (e vice-versa) não podem ser realizadas de forma eficiente, pois a reação não pode ser considerada completa, uma vez que se dá entre duas espécies fracas.

16



Titulação ácido forte-base forte

- Coloca-se no erlenmeyer 50,00 cm³ de uma solução de HCl de concentração 0,1 mol·dm⁻³ e adiciona-se gota a gota uma solução de NaOH de concentração 0,1 mol·dm⁻³.
- No início o pH do titulado é de 1,0, uma vez que só existe HCl em solução.
- À medida que se adiciona o hidróxido de sódio, o pH vai aumentando.
- No início o pH aumenta lentamente, até que próximo do ponto de equivalência (P.E.) há um salto muito brusco de pH.

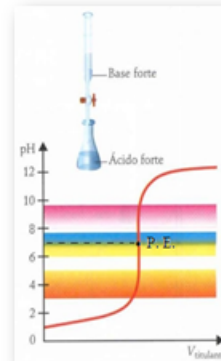


17



Titulação ácido forte-base forte

- > A titulação de um ácido forte com uma base forte gera um sal neutro e água.
- > A zona de inflexão corresponde ao ponto de equivalência: $\text{pH} = 7$ (25°C).
- > Como o salto de pH é muito abrupto, qualquer indicador cuja zona de viragem esteja contido nesta zona da curva será indicado para a titulação.
 - > Fenolftaleína - zona de viragem, $\text{pH}: 8,2 - 10$
 - > Azul de bromotimol - zona de viragem, $\text{pH}: 2,8 - 4,6$
 - > Alaranjado de metilo - zona de viragem, $\text{pH}: 3,2 - 4,2$

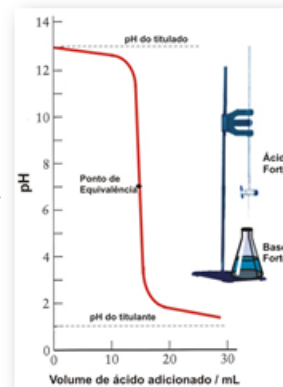


18



Titulação base forte-ácido forte

- > Numa titulação base forte-ácido forte, ocorre o simétrico do que ocorre na titulação ácido forte-base forte.
- > O pH do ponto de equivalência também é 7.
- > O sal formado não hidrolisa.

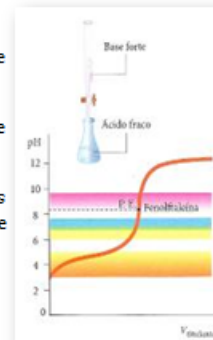


19



Titulação ácido fraco-base forte

- > O pH inicial é o pH da solução de ácido fraco.
- > A titulação de um ácido fraco com uma base forte gera um sal básico.
- > A zona de inflexão corresponde ao ponto de equivalência: $\text{pH} > 7$ (25°C).
- > Inicialmente a variação é lenta os indicadores mais indicados para a titulação são os que tenham zona de viragem entre 6 e 11.
 - > Fenolftaleína - zona de viragem, $\text{pH}: 8,2 - 10$

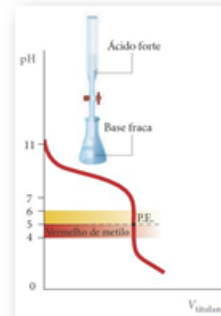


20



Titulação base fraca-ácido forte

- > O pH inicial é o pH da solução de base fraca.
- > A titulação de um base fraca com um ácido forte gera um sal ácido.
- > A zona de inflexão corresponde ao ponto de equivalência: $\text{pH} < 7$ (25 °C).
- > Inicialmente a variação é lenta os indicadores mais indicados para a titulação são os que tenham zona de viragem entre 3 e 7.
 - > Azul de bromotimol - zona de viragem, pH : 2,8 - 4,6
 - > Alaranjado de metilo - zona de viragem, pH : 3,2 - 4,2



21



Questão resolvida (manual)

1. Na titulação de $20,00 \text{ cm}^3$ de uma solução de HNO_3 , gastaram-se $10,00 \text{ cm}^3$ de solução de NaOH de concentração $0,10 \text{ mol dm}^{-3}$.
- 1.1 Calcule a concentração da solução ácida.
- 1.2 Qual o pH no ponto de equivalência? Justifique.
- 1.3 Qual o pH da solução após a adição de $4,00 \text{ cm}^3$ de solução de NaOH ?
- 1.4 Utilizando como titulado o mesmo volume da solução de CH_3COOH com a mesma concentração da solução de HNO_3 usada, o volume da solução de NaOH gasto nesta titulação será maior, menor ou igual?

22



Exercícios

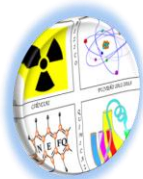
Resolver a ficha de trabalho.

Trabalho de casa: Terminar a ficha de trabalho.

Exercícios da página 160 do manual.

23

1.7.3 - Ficha de Trabalho e Correção



NECFQ



GOVERNO DE
PORTUGAL

MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO
E CIÊNCIA

Agrupamento de Escolas do Fundão
Departamento de Matemática e Ciências Experimentais
Grupo de Física e Química Ano Letivo 2012/2013

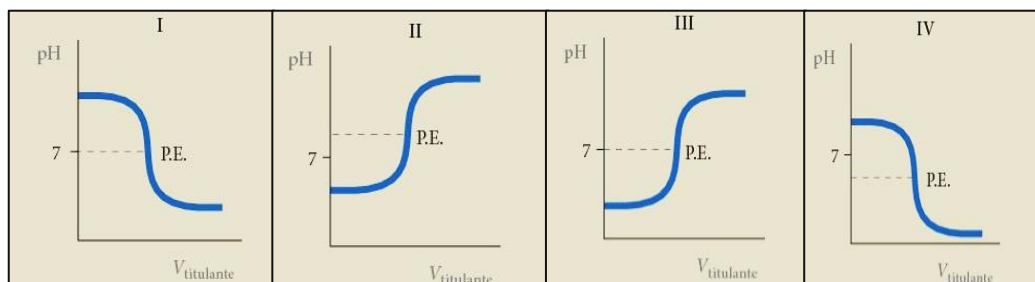


Medalha de Prata de Mérito
Municipal

FICHA DE TRABALHO

- Num laboratório, um grupo de alunos pretende determinar a concentração de uma solução aquosa de hidróxido de potássio, KOH, por titulação de uma amostra de 25,0 mL dessa solução, utilizando com titulante uma solução de cloreto de hidrogénio, HCl, de concentração $0,15 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$.
 - Escreva a equação química que traduz a reação ácido-base ocorrida.
 - Selecione, de entre os valores de pH abaixo indicados, o que corresponde ao valor de pH no ponto de equivalência, a 25°C .

(A) 1,5 (B) 12,7 (C) 7,0 (D) 6,3
 - Supondo que o volume de titulante gasto foi de 12,5 mL, calcule a concentração da solução de hidróxido de potássio.
- As figuras I, II, III e IV representam curvas de titulação ácido-base (25°C)



- Faça a correspondência correta entre as proposições seguintes e os gráficos.

(A) Titulante: base forte Titulado: ácido fraco

(B) Titulante: base forte Titulado: ácido forte

(C) Titulante: ácido forte Titulado: base fraca

(D) Titulante: ácido forte Titulado: base forte

3. Na titulação de 20,00 cm³ de solução de HNO₃, gastaram-se 10,00 cm³ de solução de NaOH de concentração 0,10 mol·dm⁻³.

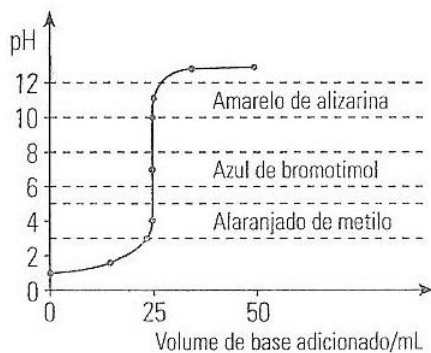
3.1. Calcule a concentração da solução ácida.

3.2. Qual o pH no ponto de equivalência? Justifique.

3.3. Qual o pH da solução após adição de 4,00 cm³ de solução de NaOH.

3.4. Utilizando como titulado o mesmo volume de solução de CH₃COOH e com a mesma concentração da solução de HNO₃ usada diga, justificando, se o volume da solução de gasto nessa titulação será maior, menor ou igual?

4. Num erlenmeyer colocaram-se 12,0 mL de uma solução aquosa de ácido clorídrico, HCl. A figura seguinte mostra como varia o pH por adição de uma solução de hidróxido de sódio, NaOH, de concentração 0,05 mol·dm⁻³, à temperatura de 25 °C.



4.1. De acordo com os valores indicados no gráfico, indique o valor do volume equivalente.

4.2. Qual o valor de pH no ponto de equivalência?

4.3. Indique qual o indicador que deveria utilizar nesta situação.

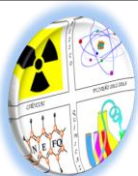
4.4. Calcule o valor da concentração da solução de ácido clorídrico colocada no erlenmeyer.

5. Para determinar a concentração uma solução de amoníaco, titularam-se 20,0 mL desta solução com uma solução de ácido clorídrico de concentração 0,214 mol·dm⁻³ tendo sido necessários 16,7 mL de ácido.

5.1. Escreva a equação química que traduz a reação de titulação.

5.2. Calcule a concentração da solução de amoníaco.

5.3. Poderia utilizar fenolftaleína (zona de viragem, pH: 8,0 - 9,8) para indicar o ponto final desta titulação? Porquê?



NECFO



GOVERNO DE
PORTUGAL

MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO
E CIÊNCIA

Agrupamento de Escolas do Fundão
Departamento de Matemática e Ciências Experimentais
Grupo de Física e Química Ano Letivo 2012/2013

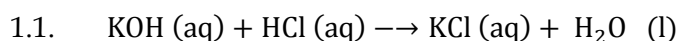


Medalha de Prata de Mérito
Municipal



FICHA DE TRABALHO - CORREÇÃO

1.



1.2. (C) Trata-se de uma titulação base forte-ácido forte, o sal resultante é neutro.

1.3. $[\text{KOH}] = 0,075 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$

2. (A) - II; (B) - III; (C) - IV; (D) - I

3.

3.1. $[\text{HNO}_3] = 0,50 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$

3.2. Trata-se de uma titulação ácido forte-base forte, o sal resultante é neutro.

3.3. $\text{pH} = 1,6$

3.4. Igual. Se o volume de solução de CH_3COOH e a sua concentração são idênticas às da solução de HNO_3 , então o número de moles equivalentes também é o mesmo. Assim é necessário o mesmo número de moles de base para neutralizar as moles de ácido presentes em solução.

4.

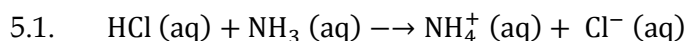
4.1. $V_e = 25 \text{ cm}^3$

4.2. $\text{pH}_e = 7$

4.3. Azul de bromotimol

4.4. $[\text{HCl}] = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$

5.



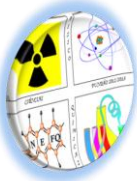


5.2. $C_b = 0,1787 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3} \approx 0,18 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$

5.3. Não é o indicador mais apropriado. Trata-se de uma titulação ácido forte - base fraca, logo o pH no ponto de equivalência será inferior a sete, isto é, fora da zona de viragem do indicador.

1.7.4 - Atividade Laboratorial Proposta

Esta atividade laboratorial tem como objetivo a determinação da zona de viragem do indicador alaranjado de metilo. Pretende-se, com esta atividade que os alunos compreendam que os indicadores têm uma zona de viragem e não um ponto de viragem. Para determinar a zona de viragem do indicador, os alunos terão de preparar diversas soluções de diferentes concentrações de ácido clorídrico. A preparação de tais soluções permitirá aos alunos distinguir operacionalmente um ácido forte de um ácido fraco, conhecida a sua concentração inicial e interpretar o aumento de pH por diluição da concentração inicial do ácido.

As atividades laboratoriais auxiliam os alunos a uma melhor perceção dos conceitos e do mundo que os rodeia, assim como a um maior contacto com as técnicas e materiais laboratoriais, reconhecendo o laboratório como um local de trabalho onde a segurança é fundamental na manipulação de material, reagentes e equipamento.

 NECFQ	 GOVERNO DE PORTUGAL MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO E CIÊNCIA	 E S F Medalha de Prata de Mérito Municipal
---	---	--

A.L.- Determinação da Zona de Viragem do Indicador Alaranjado de Metilo

- Objetivos**
 - Determinar experimentalmente a zona de viragem do indicador alaranjado de metilo.
 - Preparar soluções de ácido clorídrico (HCl) de diferentes concentrações.
 - Determinar o pH das soluções de HCl preparadas.
- Introdução**

Para avaliar a acidez, a neutralidade ou a basicidade de uma solução aquosa podem ser utilizadas diversas técnicas laboratoriais. Os indicadores ácido-base, também chamados indicadores de pH são soluções de substâncias que mudam de cor consoante o pH do meio.

Os indicadores de pH, são frequentemente ácidos ou bases fracas. Quando adicionados a uma solução, ligam-se aos iões H^+ ou OH^- presentes na solução. A ligação a estes iões provoca uma alteração da configuração eletrónica destes indicadores e, conseqüentemente, altera-lhes a cor.

A mudança de cor não é abrupta. Existe um intervalo no qual a cor não é bem definida, este intervalo é chamado de zona de viragem do indicador.

Alaranjado de metilo

O alaranjado de metilo pode ser fornecido como ácido livre ou como sal de sódio. No primeiro caso, devem adicionar-se 0,5 g do indicador na forma ácido livre por litro de água, filtrando-se a solução caso se verifique formação de precipitados. Se for fornecido sob a forma de sal de sódio, deve dissolver-se 0,01 g deste em 100 mL de água destilada, obtendo-se uma solução 0,01 % (m/v).



Figura 1 – Alaranjado de metilo.

A sua fórmula química é $C_{14}H_{14}N_3O_3SNa$, sob a forma de sal de sódio (Figura 2). O par ácido/base correspondente é $C_{14}H_{14}N_3O_3S-OH/ C_{14}H_{14}N_3O_3S-O^-$, sendo que o pKa do par é 3,39.

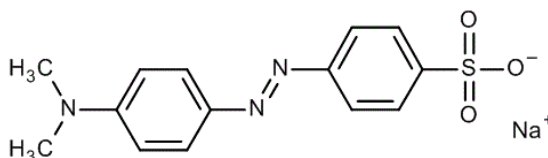


Figura 2 - Estrutura química do alaranjado de metilo.

A Tabela I apresenta algumas propriedades do corante comercialmente disponível.

Tabela I – Propriedades físico-químicas de alaranjado de metilo.

Propriedade físico-química	
Estado físico	Sólido
Cor	Laranja
Odor	Característico
Massa molar, g/mol	327,34
Solubilidade, g/L	2 - 5 (H ₂ O) Pouco solúvel (Etanol)
Densidade, kg/m ³	200-400
Valor de pH (5 g/L, H ₂ O, 20 °C)	6,5
Ponto de fusão, °C	> 300

3. Questões pré-laboratoriais

- a. Que cuidados deve ter no manuseamento do HCl.
- b. Calcule a quantidade de HCl (%(m/m)= 37%, densidade = 1,19 Kg/L) que deve medir para preparar 100 mL solução de concentração 1,0 mol.dm⁻³.

4.

4.1. Material

- ✓ 7 balões volumétricos de 100 mL
- ✓ 7 tubos de ensaio
- ✓ Caneta de acetato
- ✓ Pipeta graduada
- ✓ 6 Pipetas volumétricas de 10 mL

4.2. Reagentes

- ✓ Água desionizada
- ✓ Ácido clorídrico (%(m/m)= 37%, densidade = 1,19 g.cm⁻³)
- ✓ Indicador alaranjado de metilo

4.3. Procedimento experimental

- 1 - Numerar os balões volumétricos e os tubos de ensaio com a caneta de acetato.
- 2 - Colocar no primeiro balão volumétrico cerca de 50 mL de água destilada, adicionar a quantidade de HCl, calculada em 3.b, perfazer o volume com água destilada e agitar.
- 3 - Retirar, com uma pipeta volumétrica, 10 mL da solução de HCl de concentração 1,00 mol.dm⁻³ para o segundo balão volumétrico, perfazer o volume com água destilada e agitar.
- 4 - Repetir a operação anterior até obter o sétimo balão com uma solução de HCl de concentração de 1×10⁻⁷ mol.dm⁻³.
- 5 - Colocar 10 mL de cada solução preparada nos tubos de ensaio.
- 6 - Adicionar a cada solução três gotas de indicador e observar a cor apresentada.
- 7 - Registrar a cor observada na tabela II.

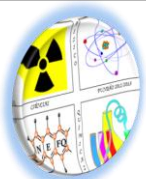
5. Resultados obtidos

Tabela II - Registo de dados

Solução	Cor Observada
1	
2	
3	
4	
5	
6	
7	

6. Questões pós-laboratoriais

- Indique o valor de pH das soluções preparadas.
- Qual a zona de viragem do indicador alaranjado de metilo.
- Em que tipo de titulações se pode aplicar este indicador.



NECFO



GOVERNO DE
PORTUGAL

MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO
E CIÊNCIA

Agrupamento de Escolas do Fundão
Departamento de Matemática e Ciências Experimentais
Grupo de Física e Química Ano Letivo 2012/2013



Medalha de Prata de Mérito
Municipal

A.L.- Determinação da Zona de Viragem do Indicador Alaranjado de Metilo

Resolução

Questões pré-laboratoriais

a.

Tabela I: Frases de perigo e de prudência do ácido clorídrico.

Reagente	Frases de Perigo	Frases de Prudência
Ácido Clorídrico	H290: Pode ser corrosivo para os metais.	P280: Usar luvas de proteção/ vestuário de proteção/proteção ocular/proteção facial.
	H314: Provoca queimaduras na pele e lesões oculares graves.	P305+P351+P338: Se entrar em contacto com os olhos: enxaguar cuidadosamente com água durante vários minutos. Se usar lentes de contacto, retire-as, se tal lhe for possível. Continuar a enxaguar.
	H335: Pode provocar irritação das vias respiratórias.	P301+P330+P331: Em caso de ingestão: enxaguar a boca. NÃO provocar o vômito.

Este reagente deve ser manuseado na *hotte*, devido à libertação de vapores irritantes, aquando da preparação da solução de concentração $1,00 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$, além da observação das regras básicas de segurança de trabalho em laboratório tais como o uso de bata e luvas.

Capítulo 2 - Atividades Desenvolvidas e Resultados Obtidos

Na Prática de Ensino Supervisionada, durante o ano letivo de 2012/2013, na Escola Secundária com 3.º Ciclo do Ensino Básico do Agrupamento de Escolas do Fundão, foram por mim lecionadas trinta e nove aulas de 45 minutos sob orientação pedagógica do Professor José Fradique. Estas aulas foram assistidas pelas colegas de estágio e pelo Professor José Fradique. Doze destas aulas (seis blocos de 90 minutos) foram ainda assistidas e avaliadas pelos professores orientadores científicos, Professora Doutora Albertina Marques e Professor Doutor Paulo Parada.

Na componente de Química, sob orientação científica da Professora Doutora Albertina Marques, foram desenvolvidas uma aula de 135 minutos, sete aulas de 90 minutos e dez aulas de 45 minutos. No 3.º ciclo do ensino básico as aulas lecionadas corresponderam às subunidades “Propriedades dos Materiais” e “Transferências de Energias” e no ensino secundário às subunidades “Átomo de Hidrogénio e Estrutura Atómica” e “Atmosfera: Temperatura, Pressão e Densidade”.

Na componente de Física, sob orientação científica do Professor Doutor Paulo Parada, foram da minha responsabilidade quatro aulas de 90 minutos e quatro aulas de 45 minutos. No 3.º ciclo do ensino básico foram abordadas as subunidades “À Descoberta do Universo”, “As distâncias no Universo” e “A Terra e o Sistema Solar” e no ensino secundário as subunidades “Energia no aquecimento e arrefecimento de sistemas” e “Transferências e Transformações de Energia”. Os documentos referentes a estas aulas, nomeadamente planos de aula, apresentações em PowerPoint, fichas de trabalho e fichas de autoavaliação, constam do meu Dossier Individual da Prática de Ensino Supervisionada.

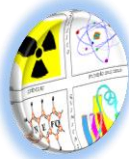

O núcleo de estágio do qual eu fiz parte desenvolveu ainda outras atividades curriculares aplicadas no 3.º ciclo do ensino básico e no ensino secundário, bem como atividades de complemento curricular.

2.1 - Aula Supervisionada de Física

Uma das aulas de 90 minutos assistida e avaliada pelo Professor Doutor Paulo Parada abordou os temas “Mecanismos de transferência de calor: condução e convecção” e “Materiais condutores e isoladores do calor. Condutividade térmica” pertencentes à Subunidade “Transferências e Transformações de Energia” da Unidade 1 “Energia - do Sol para a Terra” da disciplina de Física e Química A do 10.º ano.

O plano de aula bem como os recursos educativos utilizados no desenvolvimento da aula, apresentação em PowerPoint e ficha de trabalho são apresentados de seguida.

2.1.1 - Plano de Aula

 NECFQ	<p style="text-align: center;">Agrupamento de Escolas do Fundão Departamento de Matemática e Ciências Experimentais Grupo de Física e Química</p> <p style="text-align: center;">Ano letivo 2012/2013</p>	 Medalha de Prata de Mérito Municipal
--	---	---

PLANO DE AULA – FÍSICA E QUÍMICA A

Aluna Estagiária: Anabela dos Santos Antunes **Grupo Disciplinar:** 510

Dia: 12/03/2013 **Duração:** 90 minutos **Sala:** 9 **Aulas:** 155 e 156

Turma: CT1/CTLH **Ano:** 10.º

Subunidade didática lecionada: Energia no aquecimento/arrefecimento de sistemas

Nome dos Avaliadores:

José Fradique Cargo: Professor Orientador Pedagógico

Paulo Parada Cargo: Professor Orientador Científico

SUMÁRIO

- ❖ Energia no aquecimento/arrefecimento de sistemas.
- ❖ Condução e convecção.
- ❖ Condutividade térmica dos materiais.
- ❖ Resolução de exercícios.

PRÉ-REQUISITOS

- ❖ Termodinâmica e sistemas termodinâmicos.
- ❖ Equilíbrio térmico e Lei Zero da Termodinâmica.
- ❖ Absorção e emissão de radiação.

CONTEÚDOS

- ❖ Mecanismos de transferência de energia sob a forma de calor: condução e convecção
- ❖ Condutividade térmica dos materiais

OBJETIVOS (O ALUNO DEVE SER CAPAZ DE:)

- ❖ Compreender os mecanismos de transferência de energia por condução e convecção.
- ❖ Distinguir os mecanismos de condução e de convecção, compreendendo as diferenças entre os mesmos.
- ❖ Identificar fenômenos do nosso cotidiano em que estejam presentes mecanismos de transferência de energia sob a forma de calor por condução e por convecção.
- ❖ Definir corrente térmica.
- ❖ Conhecer os diferentes fatores de que depende a corrente térmica, deduzindo a Lei de Fourier.
- ❖ Distinguir materiais bons e maus condutores do calor, com base em valores tabelados de condutividade térmica.

RECURSOS E MATERIAIS

- ❖ Documento em PowerPoint
- ❖ Computador
- ❖ Videoprojetor
- ❖ Quadro

AVALIAÇÃO: MODALIDADE E INSTRUMENTOS

- ❖ Pontualidade
- ❖ Participação
- ❖ Empenho
- ❖ Comportamento

ESTRATÉGIAS/DESENVOLVIMENTO DA AULA

- ❖ Fazer a chamada
- ❖ Escrever o sumário
- ❖ Relembrar os alunos que quando se têm dois corpos com temperaturas diferentes existe transferência de energia sob a forma de calor do corpo com temperatura mais elevada para o corpo com temperatura mais baixa.
- ❖ Inquirir os alunos sobre algumas situações em que se verifique transferência de energia sob a forma de calor.
- ❖ Referir que, nas situações referidas, existem três mecanismos de transferência de energia sob a forma de calor: condução, convecção e radiação.
- ❖ Com o auxílio do diapositivo 4, explicar o conceito de condução, referindo que quando seguramos a extremidade de um objeto metálico e aquecemos a outra extremidade sentimos um aumento gradual de temperatura, até que somos obrigados a largar o objeto. Isto deve-se ao facto de as partículas mais energéticas vibrarem mais e transferirem esta energia vibracional por contacto para as partículas menos energéticas, propagando a agitação aos outros corpúsculos, ao longo do objeto.
- ❖ Indicar que este mecanismo de transferência tem o nome de condução térmica sublinhando que não existe transporte dos corpúsculos, apenas vibração dos mesmos e que este processo ocorre principalmente nos sólidos.
- ❖ Explicar o que são bons condutores e maus condutores térmicos. Uma vez que na condução térmica a transferência de energia se dá por vibração dos corpúsculos em torno da sua posição de equilíbrio então, nos materiais onde as forças entre os corpúsculos vizinhos são fracas a condução térmica é fraca sendo estes denominados isoladores térmicos.
- ❖ Solicitar aos alunos que deem outros exemplos de transferência de energia por condução.
- ❖ Perguntar aos alunos se se recordam de alguma situação em que exista transferência de energia sob a forma de calor sem ser em sólidos e, recorrendo ao diapositivo 6, solicitar uma explicação para a ocorrência desses fluxos, com relativa facilidade,

apesar de o ar ser um mau condutor térmico.

- ❖ Referir que este mecanismo de transferência de energia se designa por convecção e ocorre nos fluidos (gases e líquidos) e que, ao contrário do que acontece na condução, neste caso há movimentação dos corpúsculos e consequente deslocamento do fluido.
- ❖ Com o auxílio da imagem do diapositivo 7, explicar que a parte do fluido mais próxima da fonte de calor aquece mais rapidamente, o que provoca a diminuição da sua massa volúmica. Como a massa volúmica diminui, esta parte do fluido tem tendência a subir, dando lugar à parte mais densa do fluido. Ao aproximar-se da superfície, a parte menos densa transfere energia para a vizinhança e arrefece, tornando-se mais densa, o que provoca o seu movimento descendente, repetindo o processo. A estes deslocamentos dá-se o nome de correntes de convecção.
- ❖ Apresentar os diapositivos 8, 9 e 10, indicando outras situações do quotidiano em que ocorre convecção térmica.
- ❖ Resolver com os alunos as questões resolvidas 1.9 e 1.10.
- ❖ Definir corrente térmica, dizendo que a mesma é a energia transferida sob a forma de calor, por unidade de tempo e que se representa pela letra grega “fi” (ϕ) e que tem como unidade SI $J s^{-1}$.
- ❖ Apresentar os diapositivos 14, 15 e 16 concluindo que este fluxo depende não só da natureza do material, mas também da sua geometria e da diferença de temperatura entre as extremidades.
- ❖ Apresentar o diapositivo 17 com as conclusões da experiência e sintetizar as várias conclusões que dela podemos retirar e que nos permitem obter a Lei de Fourier, apresentando a expressão matemática que a descreve, salientando o significado de cada um dos parâmetros presentes na expressão matemática, indicando que a unidade da constante condutividade térmica (k) no sistema internacional é $J s^{-1}m^{-1}K^{-1}$.
- ❖ Resolver com os alunos as questões resolvidas 1.11 e 1.12
- ❖ Referir que os materiais se podem classificar em bons e maus condutores e que a constante de condutividade térmica é característica específica de cada material, salientando que bons condutores apresentam um valor elevado de condutividade térmica e que para um mau condutor este valor é baixo.
- ❖ Apresentar uma tabela com diferentes materiais e respetivos valores de condutividade térmica e solicitar aos alunos que indiquem o melhor e o pior condutor térmico.
- ❖ Perguntar aos alunos porque a maçaneta parece ser mais fria do que a porta. Explicar que isto acontece porque o metal é melhor condutor térmico que a madeira, isto é, tem uma maior condutividade térmica, assim a transferência de energia sob a forma de calor é muito mais rápida que na madeira. Existe uma grande quantidade de energia a sair da nossa mão num pequeno intervalo de tempo o que provoca a sensação de o metal estar a menor temperatura. Referir que o mesmo acontece quando, na casa de banho relativamente ao mosaico ou ao tapete.

- ❖ Resolver com os alunos a questão resolvida 1.13.
- ❖ Distribuir e resolver a ficha de trabalho.

TPC

- ❖ Exercícios 1.33 a 1.45 da página 105 do manual.


REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

- ❖ Ventura, G., Fiolhais, M., Fiolhais, C., Paiva, J., Ferreira, A. J. (2009). *10 F_A Física e Química A · Física – Bloco 1 - 10.º/11.º ano*. Texto Editores. Lisboa.
- ❖ Ramos, T. S., Casanova, A., Silva, A. (2011). *Guia de Estudo – Física e Química A – Física 10.º ano*. Porto Editora. Porto.


REFLEXÃO DA AULA

- ❖ Esta foi uma aula assistida.
- ❖ O plano foi cumprido de acordo com os conteúdos definidos e a aula decorreu com normalidade, foi dinâmica e promoveu interação professor/alunos e alunos/alunos.
- ❖ No decorrer da aula fui procurando, de forma orientada, que os alunos deduzissem como se processam as transferências de calor por condução e por convecção, bem como os fatores que influenciam a corrente térmica. Promovi a participação dos alunos e a correta assimilação da informação e concretização dos objetivos a que me propusera.
- ❖ Já perto do final da aula, os alunos começaram a resolver os exercícios da ficha de trabalho por mim elaborada, tendo prestado orientação e clarificação de dúvidas, individualmente, a todos quantos o solicitaram. Tendo verificado que o exercício 5 estava a gerar alguma dificuldade de entendimento, que já previra, optei por resolvê-lo no quadro, em conjunto com os alunos.
- ❖ No término da aula, dei indicação para conclusão da resolução da ficha de trabalho em casa, bem como de alguns exercícios do manual.

2.1.2 - Apresentação *Power Point*



Agrupamento de Escolas do Fundão
Departamento de Matemática e Ciências Experimentais
Grupo de Física e Química



FÍSICA E QUÍMICA A

CT₁/CTLH

Lição nº 155 e 156 12 de março de 2013

Sumário: Energia no aquecimento/arrefecimento de sistemas.
Condução e convecção.
Condutividade térmica dos materiais.
Resolução de exercícios.

2

Calor

➤ Calor é energia térmica em trânsito motivada por uma diferença de temperatura, sendo sempre transferida do meio mais quente para o meio mais frio.

➤ Mecanismos de transferência:

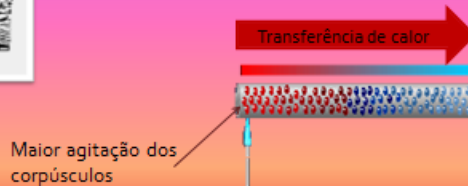
- ✓ Condução
- ✓ Convecção
- ✓ Radiação

3

Condução



- As partículas mais energéticas (situadas na zona de temperatura mais elevada) transmitem energia vibracional por contacto para as partículas menos energéticas que recebem essa energia.



4

Condução

- Neste tipo de mecanismo de transferência não existe transporte de matéria.
- É o mecanismo de transferência de energia mais frequente nos sólidos.



- Na condução a energia transfere-se pela vibração dos corpúsculos, assim nos materiais onde as forças entre os corpúsculos vizinhos são fracas (como nos gases, nos líquidos e também em materiais como a cortiça, madeira, etc.) a condução térmica é fraca – Isoladores Térmicos.

5

Como se transfere a energia sob a forma de calor no ar?



6

Convecção

Convecção



Quando um fluido (líquido ou gás) é aquecido

A massa de fluido mais próxima da fonte térmica aquece primeiro do que a restante e a sua massa volúmica diminui.

À medida que o fluido quente tem um movimento ascendente o fluido frio ocupa o seu lugar, tendo um movimento descendente

Correntes de Convecção

Situações em que ocorre Convecção Térmica?

1. **Frigorífico:** o congelador é colocado na parte superior, o ar mais quente sobe e o ar frio desce arrefecendo o interior do frigorífico.



2. **Praticar asa-delta ou parapente:** para subir, tem de procurar correntes de ar quente ascendente, formadas devido ao aquecimento da terra pelo sol

Situações em que ocorre Convecção Térmica?

3. **Renovação do ar junto ao solo**



Normalmente a temperatura do ar junto ao solo é superior à temperatura do ar a maior altitude. Assim geram-se correntes de convecção que dispersam os gases poluentes provenientes dos carros e das fábricas renovando o ar junto ao solo.

Situações em que ocorre Convecção Térmica?

4. As correntes de convecção explicam as brisas marítimas e as brisas terrestres que ocorrem nas costas marítimas



Durante o dia, tanto a terra como o mar absorvem radiação, mas a terra atinge uma temperatura superior à do mar. Assim o ar nas proximidades da terra aquece, torna-se menos denso criando uma zona de baixa pressão fazendo com que exista deslocação do ar frio (sobre o mar) para a terra. À noite acontece o contrário.

10

Questão Resolvida 1.9

Pretendemos arrefecer um recipiente com um líquido (um pequeno bidão de água, por exemplo) com um grande bloco de gelo. Como proceder?

Devemos colocar o bloco de gelo em cima do bidão, favorecendo assim a formação de correntes de convecção: a água fica mais quente e menos densa na parte de baixo, sobe, arrefece, torna-se então mais densa e volta a descer.

11

Questão Resolvida 1.10

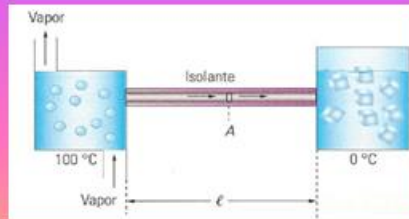
Explique por que não pode haver condução nem convecção no vazio. Como se dá então a transferência da energia solar até à Terra?

Na condução térmica tem de haver um meio onde a agitação dos corpúsculos se propague. Na convecção, são partes do meio que se deslocam. No vazio, como não há matéria, não podem ocorrer estes dois fenómenos. Pode apenas ocorrer a propagação de ondas eletromagnéticas e é desta forma que a energia solar chega à Terra.

12

Corrente Térmica

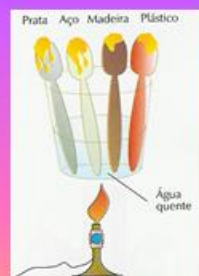
Corrente Térmica - ϕ - Quantidade de energia transferida sob a forma de calor, por unidade de tempo.



$$\phi = \frac{Q}{\Delta t} \quad \text{J s}^{-1}$$

42

Fatores que Influenciam a Corrente Térmica

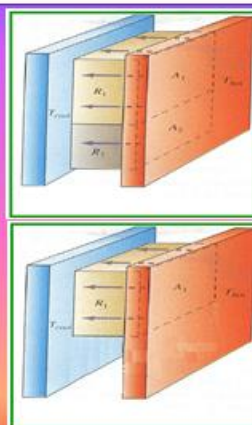


➤ Na tua opinião em qual das colheres a manteiga vai derreter mais rapidamente?

➤ A transferência de calor depende do material

43

Fatores que Influenciam a Corrente Térmica

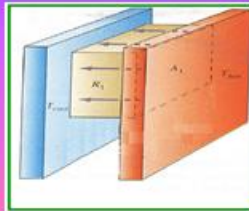


➤ Na tua opinião em qual das situações a parede fria aquece mais rapidamente?

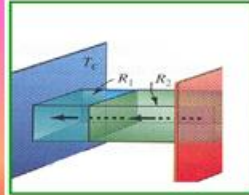
➤ A transferência de calor depende do da área de contacto

44

Fatores que Influenciam a Corrente Térmica



➤ Na tua opinião em qual das situações a parede fria aquece mais rapidamente?



➤ A transferência de calor depende do da espessura

15

Fatores que Influenciam a Corrente Térmica

A experiência mostra que a corrente térmica:

- É directamente proporcional à diferença de temperatura (ΔT) entre as extremidades da barra - quanto maior for a diferença de temperatura, mais rápida será a transmissão de energia sob a forma de calor
- É directamente proporcional à área da secção recta da barra, A - quanto mais grossa for a barra, mais depressa se dará a transmissão de energia por calor
- É inversamente proporcional ao comprimento da barra, ℓ - quanto mais longa for a barra, mais lenta será a transmissão de energia por calor
- Depende de uma constante, k , chamada condutividade térmica, que é uma característica do material

17

Lei de Fourier

$$\frac{Q}{\Delta t} = k \times \frac{A \times \Delta T}{\ell}$$

- k - Condutividade Térmica ($\text{J s}^{-1} \text{m}^{-1} \text{K}^{-1}$) - Característica de cada material
- A - Área da secção reta
- ΔT - Diferença de temperatura entre as extremidades
- ℓ - Espessura ou comprimento.

18

Questão Resolvida 1.11

Calcule a corrente térmica que atravessa um material quando se transferem 50 J por condução térmica em 20 s.

A corrente térmica é

$$\phi = \frac{Q}{\Delta t}$$

como $Q = 50 \text{ J}$ e $t = 20 \text{ s}$,

obtem-se

$$\phi = \frac{50}{20} = 2,5 \text{ J/s}$$

19

Questão Resolvida 1.12

A condutividade térmica do cobre é $397 \text{ J s}^{-1} \text{ m}^{-1} \text{ K}^{-1}$. Calcular o comprimento de uma barra de secção $1,0 \text{ cm}$, cujas extremidades estão a $0 \text{ }^\circ\text{C}$ e a $100 \text{ }^\circ\text{C}$, e onde a corrente térmica é $2,5 \text{ J/s}$.

A partir da expressão da Lei de Fourier podemos escrever:

$$\ell = k \times \frac{A \times \Delta T}{\phi}$$

e, introduzindo os dados da condutividade térmica, k , da área da secção da barra, $A = 10^{-4} \text{ m}^2$, e da diferença de temperatura, $T = 100 \text{ K}$, obtemos:

$$\ell = 397 \times \frac{10^{-4} \times 100}{2,5} = 1,6 \text{ m}$$

20

Condutividade Térmica dos Materiais

Material	$k / \text{J s}^{-1} \text{ m}^{-1} \text{ K}^{-1}$
Prata	427
Cobre	397
Alumínio	238
Ferro	80
Vidro	0,8
Cimento	0,8
Água	0,6
Borracha	0,19
Madeira	0,08
Cortiça	0,06
Lã pura	0,04

Melhor condutor térmico?

Pior condutor térmico?

21

Porque a maçaneta parece ser mais fria do que a porta?



Como o metal é melhor condutor térmico que a madeira, isto é, tem uma maior condutividade térmica, assim a transferência de calor é muito mais rápida que na madeira.

É a grande quantidade de energia que sai da nossa mão num pequeno intervalo de tempo que causa a sensação de o metal estar a menor temperatura.

22

Questão resolvida 1.13

Porque razão usamos camisolas de lã no inverno?

A lã é um excelente isolador térmico, $k = 0,04 \text{ J s}^{-1} \text{ m}^{-1} \text{ K}^{-1}$. A roupa de lã impede a transferência de energia entre o corpo humano, que está a maior temperatura, e o exterior, a menor temperatura.

23

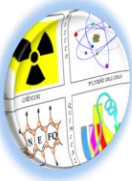


Exercícios

Resolver a ficha de trabalho

Trabalho de casa: página 105, exercícios 1.33 a 1.45.

24

2.1.3 - Ficha de Trabalho e Correção

 NECFQ	 Agrupamento de Escolas do Fundão Departamento de Matemática e Ciências Experimentais Grupo de Física e Química Ano Letivo 2012/2013	 Medalha de Prata de Mérito Municipal
--	--	--

FICHA DE TRABALHO

1. Associe às seguintes características o respetivo mecanismo de transferência de calor e construa o quadro resumo das principais características e diferenças entre a convecção e a condução térmica.

- a) Característica de sólidos.
- b) Os corpúsculos movem-se provocando deslocamento.
- c) Interação partícula a partícula.
- d) Característica de fluidos (gases e líquidos).
- e) Os corpúsculos vibram mas não se deslocam.

Condução	Convecção

2. Classifica as seguintes afirmações em Verdadeiras (V) ou Falsas (F):

- 2.1. A condução só ocorre nos metais. _____
- 2.2. A convecção ocorre devido à expansão dos fluidos. _____
- 2.3. Nos sólidos também existe transferência de calor por convecção. _____
- 2.4. Num metal que está a ser aquecido, os corpúsculos com mais energia cinética deslocam-se rapidamente de uma extremidade para a outra. _____
- 2.5. Os gases ficam menos densos quando aquecem. _____

3. Indique a razão pela qual se verificam os seguintes factos:

- 3.1. Uma folha de papel fino flutua sobre um aquecedor a óleo.

3.2. Para mexer um líquido quente utiliza-se uma colher de madeira e não uma de metal.

3.3. Os aquecedores são colocados no chão e os ventiladores no teto.

4. Uma parede de vidro com área superficial de 20 m^2 e espessura de $0,30\text{m}$, separa uma sala com ar condicionado do ar ambiente. A temperatura da superfície interna da parede é mantida a 25°C e a condutividade térmica do vidro é de $0,8 \text{ J}\cdot\text{s}^{-1}\cdot\text{m}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

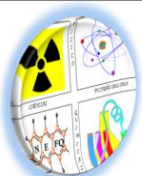
4.1. Determine a perda de energia sob a forma de calor através da parede para temperaturas ambientes na faixa de -15 a 38°C que correspondem aos extremos atingidos no inverno e no verão, respetivamente.

4.2. Indique como deve proceder para diminuir as perdas de energia sob a forma de calor através do vidro.

5. O fluxo de calor através de uma placa de madeira com 50mm de espessura, cujas temperaturas das superfícies interna e externa são de 40 e 20°C , respetivamente, foi determinado e é igual a $40 \text{ J s}^{-1} \text{ m}^{-2}$.

5.1. Qual a condutividade térmica da madeira?

5.2. O que ocorreria com o fluxo de calor se a espessura da parede aumentasse para o dobro?



NECFQ



GOVERNO DE
PORTUGAL

MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO
E CIÊNCIA

Agrupamento de Escolas do Fundão
Departamento de Matemática e Ciências Experimentais
Grupo de Física e Química Ano Letivo 2012/2013



Medalha de Prata de Mérito
Municipal

FICHA DE TRABALHO - CORREÇÃO

1.

a) Condução b) Convecção c) Condução d) Convecção e) Condução

2.

2.1. F 2.2. V 2.3. F 2.4. F 2.5. V

3.

3.1. O ar aquece junto ao aquecedor criando uma corrente de ar ascendente que arrasta o papel.

3.2. A madeira é um mau condutor ao contrário do metal.

3.3. O ar quente torna-se menos denso criando uma corrente de ar quente ascendente pelo que os aquecedores devem ser colocados no chão para melhor aquecerem o ambiente, já os ventiladores refrescam o ar o que aumenta a sua densidade o que o faz descer.

4.

4.1. Inverno $\phi = 2133,3 \text{ J s}^{-1}$

Verão $\phi = 693,3 \text{ J s}^{-1}$

4.2. Colocando vidro duplo ou vidro triplo, diminuindo assim a condutividade térmica do vidro.

5.

5.1. $k = 0,1 \text{ J s}^{-1}\text{m}^{-1}\text{K}^{-1}$

5.2. O fluxo diminuiria para metade, pois o fluxo é inversamente proporcional à espessura.

2.2 - Outras Atividades Desenvolvidas

2.2.1 - Atividades Curriculares Aplicadas no 7.º Ano do Ensino Básico e no 10.º Ano do Ensino Secundário

As atividades curriculares foram desenvolvidas e aplicadas no 7º ano do Ensino Básico e no 10º ano do Ensino Secundário, no Agrupamento de escolas do Fundão. Todos os instrumentos aplicados foram elaborados pelo núcleo de estágio e adaptados a cada turma.

- Ficha do aluno: procedeu-se à elaboração desta ficha e, posteriormente, à caracterização da turma, de forma a recolher o máximo de informações sobre o aluno, ao nível escolar e pessoal e sobre o respetivo agregado familiar.
- Avaliação Diagnóstica: foi elaborada a ficha de avaliação diagnóstica e a respetiva Matriz de Avaliação para cada uma das turmas. Após correção das provas pelo professor orientador pedagógico, foram facultados os resultados obtidos, a partir dos quais se elaboraram os Relatórios de Avaliação Diagnóstica das turmas referidas anteriormente, tendo sido posteriormente entregues aos respetivos Diretores de Turma.
- Planificações anuais de Cruzes: calendarização dos diferentes conteúdos programáticos de cada disciplina e das respetivas provas de avaliação, para o ano letivo de 2012/2013.
- Informações enviadas aos Encarregados de Educação: informações elaboradas no início do ano letivo relativas à Planificação Anual das disciplinas e aos Critérios de Avaliação.
- Grelha de registos: este instrumento tem como objetivo o preenchimento resultante da observação diária na sala de aula, de acordo com os Critérios de Avaliação - Domínio das Atitudes e Valores. Esta grelha foi preenchida num registo diário pelo núcleo de estágio.
- Reuniões de Conselho de Turma do Grupo de Física e Química: participação do núcleo de estágio, durante o ano letivo de 2012/2013.

2.2.2 - Atividades Curriculares Elaboradas e Aplicadas Exclusivamente na Turma do 10.º Ano do Ensino Secundário

- Prova de Avaliação: foi elaborada a prova de avaliação realizada no dia 1 de fevereiro de 2013, que incluiu todas as subunidades lecionadas anteriormente. Realizou-se um levantamento de vários exercícios sobre os temas lecionados de forma a integrar a Prova de Avaliação. O núcleo de estágio participou na elaboração da Matriz e dos Critérios de Correção da mesma.
- Atividade Laboratorial (AL1.1): o núcleo de estágio corrigiu os relatórios realizados pelos alunos com o tema “Absorção e emissão de radiação”, incluído na Unidade 1- “Sol e Aquecimento”, na componente de Física.
- Atividade laboratorial (AL1.2): foi preparada pelo núcleo de estágio, a atividade com o tema “Energia fornecida por um painel fotovoltaico”, incluída na Unidade 1- “Sol e Aquecimento” na componente de Física, tendo posteriormente desenvolvido esta atividade com os alunos.

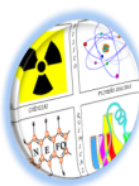
Salienta-se também o facto de que, além de ter assistido a todas as aulas do orientador pedagógico durante o ano letivo, o Núcleo de Estágio participou também nas reuniões de Conselho de Turma, do Grupo de Física e Química e de Ano Curricular.

2.2.3 - Atividades de Complemento Curricular Realizadas pelos dois Núcleos

Relativamente a Atividades de Complemento Curricular, uma vez que existiram dois Núcleos de Estágio a realizar a Prática de Ensino Supervisionado na Escola Secundária com 3.º ciclo do Ensino Básico do Agrupamento de Escolas do Fundão, foi entendimento dos respetivos orientadores pedagógicos que os mesmos deveriam trabalhar em conjunto em diversas atividades do género. Assim, foram realizadas conjuntamente as seguintes atividades:

- Logotipo: criação de um logotipo identificativo dos núcleos de estágio de Física e Química.

**Núcleos de Estágio de Ciências Físico-Químicas
Agrupamento de Escolas do Fundão
2012/2013**



- Ficha de Reagente: os Núcleos de Estágio elaboraram um modelo de Ficha de Reagente a aplicar a todos os reagentes existentes no laboratório de química, que contemplava Pictogramas, Declarações de Perigo e Declarações de Precaução constantes no rótulo da respetiva embalagem. Para cada perigo associado identificavam-se os sintomas e sinais, a sua prevenção/cuidados e proteção pessoal, o combate a incêndio e primeiros socorros. As propriedades físicas e químicas, o método de tratamento de resíduos, o armazenamento e outros dados considerados importantes foram também contemplados. O preenchimento da Ficha de Reagente para todos os reagentes existentes no laboratório de química foi efetuado pela turma do Curso Profissional Técnico de Análises Laboratoriais, PTAL12, sob orientação.
- Prémios Nobel da Física e da Química: os Núcleos de Estágio, na sequência da atribuição do Prémio Nobel da Física ao francês Serge Haroche e ao norte-americano David J. Wineland, e do Prémio Nobel da Química aos norte-americanos Robert J. Lefkowitz e Brian K. Kobilka, no início de outubro, escreveram uma notícia para a edição desse mês do Jornal da Escola descrevendo o trabalho desenvolvido pelos premiados.
- Dia das Ciências Físico-Químicas: inscrito na Semana da Ciência e da Tecnologia, que decorreu de 19 a 23 de novembro, o Dia das Ciências Físico-Químicas foi comemorado no dia 20 de novembro, tendo sido destinado a toda a comunidade escolar. Os Núcleos de Estágio transformaram o laboratório de química e os dois átrios principais da

escola em autênticos laboratórios científicos prontos a acolher todos aqueles que pretendessem contactar de perto com o mundo do saber e do conhecimento.

A comemoração deste dia foi publicitada pelos Núcleos de Estágio de diversos modos, nomeadamente no Jornal da Escola “Olho Vivo” na edição de outubro, no Programa de Rádio do Agrupamento do dia 14 de novembro, no Site da Ciência Viva e mediante Apresentação PowerPoint passada nos televisores da escola durante a semana que antecedeu o dia 20 de novembro.

Acorreram ao evento turmas do 1.º, 2.º e 3.º ciclos do Ensino Básico e do Ensino Secundário. Pelo laboratório de química passaram cerca de 400 alunos distribuídos por 21 turmas, com marcação prévia da hora de visita ao laboratório por parte dos professores das turmas, feita via internet. Durante todo o dia, os alunos do Curso Profissional Técnico de Análises Laboratoriais, PTAL 12, previamente preparados pelos Núcleos de Estágio, receberam os visitantes, exemplificaram as diferentes atividades e incentivaram-nos a experimentá-las. Os estagiários repartiram-se, segundo uma escala previamente definida, prestando o apoio necessário nos diferentes locais.

As experiências selecionadas e preparadas para os dois átrios principais da escola foram “Jardim de Silicatos”, “Queimar o Euro”, “Massa Maluca”, “A Batata Equilibrada”, “Segura-te Senão Cais”, “Noz Emergente”, “Mensagens Secretas”, “Sopro Mágico” e “Pilha de Limão”.

No laboratório de química os visitantes puderam conhecer, experimentar e intervir na “Reação do Vulcão”, “Vulcão Espumante”, “Passas Balarinas”, “Pega-Monstros”, “A Lata que Implode”, “Fogo na Água” e “A Levitação da Bola”.

Todas as atividades se encontravam devidamente identificadas, constando também na identificação o procedimento experimental das mesmas e a respetiva explicação científica.

Nos dois átrios principais da escola foram afixadas algumas ilusões de ótica, nomeadamente, “Efeito Bezold”, “Ilusão Isométrica”, “Blivet”, “Ilusão da Parede do Café”, “Ilusão de Chubb”, “Ilusão de Ebbinghaus”, “Ilusão Espiral de Fraser”, “Ilusão da Grade de Hermann”, “Ilusão de Hering” e “Ilusão do Cubo Impossível”.

Pretendeu-se, com este dia, desenvolver a curiosidade e o gosto pelo saber científico e tecnológico dos alunos, para que estes compreendessem que a realidade que os rodeia bem como situações e problemas do quotidiano podem ser explicados cientificamente. Após recolha de algumas opiniões e comentários junto dos visitantes, considerou-se que o dia foi um sucesso, não só pelo número de visitantes como também pelo entusiasmo, interesse e participação demonstrada pelos mesmos.

Foi escrita, para a edição de dezembro do Jornal da Escola, uma notícia que descreveu o sucesso do Dia das Ciências Físico-Químicas sendo que a turma do 4.º ano

do 1.º ciclo do Ensino Básico gostou tanto do que viu e experimentou que escreveu também uma notícia para o jornal sobre este dia. Realizou-se o Relatório da Atividade que foi entregue à Direção da Escola.

- Palestra “Métodos de Análise de Água, Solos, Folhas e Qualidade do Ar”: os Núcleos de Estágio organizaram uma palestra sobre o tema “Métodos de Análise de Água, Solos, Folhas e Qualidade do Ar” que se realizou no dia 4 de dezembro, pelas 14h50, no anfiteatro do Agrupamento de Escolas do Fundão. A palestra foi dirigida aos Cursos Profissionais Técnico de Análises Laboratoriais, PTAL12, e Técnico Auxiliar de Saúde, PTAS11, assim como a uma turma do 12.º ano de Química, contemplando um total de 60 alunos.

Os palestrantes, contactados pelos Núcleos de Estágio, foram o Eng.º Ricardo Rodrigues e a Eng.ª Inês Lisboa, colaboradores do Laboratório de Monitorização e Investigação Ambiental (LABMIA) da Escola Superior de Tecnologia e Gestão do Instituto Politécnico da Guarda.

O LABMIA é uma infraestrutura de apoio à indústria e à comunidade no domínio do controlo da qualidade química e da microbiologia. No laboratório são efetuados trabalhos na área da química analítica e da microbiologia, nomeadamente, controlo químico e microbiológico de matérias-primas e produtos, análise de produtos ambientais, controlo da qualidade de águas, águas residuais e águas de processos, de solos e análises foliares.

No decorrer da palestra, foram descritos os métodos de recolha de amostras e de análises de águas, solos, folhas e ar, tendo estes tópicos constituído um ótimo complemento aos conteúdos a abordar nas aulas de Físico-Química, Análises Químicas, Tecnologia Química, Química Aplicada e Qualidade, Segurança e Ambiente, servindo de motivação à maioria dos alunos para aprofundamento da aprendizagem desta temática.

Posteriormente efetuou-se uma avaliação da palestra com recurso a uma “Ficha de Avaliação” desenvolvida pelos núcleos e distribuída a todos os alunos presentes. A análise da mesma foi efetuada através do programa SPSS (Statistical Package for the Social Sciences) tendo permitido concluir que, na sua maioria, os alunos consideraram os temas abordados importantes, tendo contribuído para os motivar para aprender mais, considerando também que é muito importante que a escola promova este tipo de atividades.

Elaborou-se o Relatório da Atividade que foi entregue à Direção da Escola e para concluir, escreveu-se uma notícia que foi publicada na edição de dezembro do Jornal da Escola.

- A Física no dia-a-dia na escola: a Física no dia-a-dia foi uma exposição originalmente apresentada pelo Pavilhão do Conhecimento baseada na obra homónima de Rómulo de Carvalho, “A Física no dia-a-dia”.

A mostra foi adaptada pelos físicos Pedro Brogueira e Filipe Mendes, professores do Instituto Superior Técnico, que elaboraram uma versão mais leve, tendo como objetivo ensinar os alunos a saber o porquê da física que nos rodeia, dentro dos princípios da obra deixada por Rómulo de Carvalho.

Surpreendente pela sua simplicidade, a exposição estava organizada por divisões de uma casa - quarto, sala, escritório, cozinha e jardim - e, utilizando objetos do quotidiano, explicavam-se vários princípios básicos da Física Clássica, trazendo uma nova visão do mundo que nos rodeia. As atividades oferecidas utilizavam materiais simples, como cliques e pregos, espelhos e relógios, chaleiras e balanças de cozinha, entre outros. Aprender a questionar o meio que nos envolve à luz da ciência era o que se pretendia despertar nos alunos.

O Ministério da Educação e Ciência e o Programa “O Mundo na Escola” apresentaram esta exposição itinerante em diversas escolas do país. Na escola esteve patente do dia 14 ao dia 25 de janeiro e, em virtude das diversas visitas agendadas, o Agrupamento de Escolas do Fundão efetuou uma escala de professores para acompanharem os visitantes, sendo que os Núcleos de Estágio do Fundão foram incorporados na mesma, tendo estado presentes e participado nesta atividade que foi muito bem aceite pela comunidade, pois foram muitos os visitantes que acorreram ao local.

- Palestra “Da Indústria Farmacêutica à Investigação - a realidade do técnico de análise laboratorial”: os Núcleos de Estágio organizaram uma palestra sobre o tema “Da Indústria Farmacêutica à Investigação - a realidade do técnico de análise laboratorial” que se realizou no dia 17 de janeiro, pelas 14h50, no anfiteatro do Agrupamento de Escolas do Fundão.

A palestra foi dirigida ao Curso Profissional Técnico de Análises Laboratoriais, PTAL12, num total de 29 alunos.

A palestrante, contactada pelos NSE, foi a Doutora Marisa Machado, docente na Escola Superior de Saúde do Vale do Ave (CESPU) e colaboradora do Centro de Estudos Farmacêuticos da Universidade de Coimbra (FFUC) assim como da empresa TheraLab - Produtos Farmacêuticos e Nutracêuticos, Lda.

O Centro de Estudos Farmacêuticos da Universidade de Coimbra é uma unidade multidisciplinar, altamente motivada para a investigação e desenvolvimento tecnológico no âmbito de Ciências Farmacêuticas e Biomédicas. É gerido pela Faculdade de Farmácia e está organizado em três grupos de pesquisa: descoberta de medicamentos, desenvolvimento de medicamentos e vigilância em saúde.

A TheraLab desenvolve a atividade de laboratório e comércio de suplementos alimentares, produtos dietéticos, chás, plantas medicinais, produtos cosméticos e de higiene corporal, produtos farmacêuticos e medicamentos homeopáticos, assumindo como princípio norteador a satisfação das necessidades dos consumidores, pensando no seu bem-estar.

O objetivo da palestra foi dar a conhecer aos alunos a realidade do técnico de análise laboratorial na indústria farmacêutica e na investigação, motivando-os para uma possível atividade profissional.

Posteriormente efetuou-se uma avaliação da palestra com recurso a uma “Ficha de Avaliação” desenvolvida pelos núcleos e distribuída a todos os alunos presentes. A análise da mesma foi efetuada através do programa SPSS, (Statistical Package for the Social Sciences) apurando-se que, na sua maioria, os alunos consideraram pertinentes os temas abordados, tendo contribuído para os motivar para a aprendizagem, reforçando a importância da promoção deste tipo de atividades pela escola.

Realizou-se o Relatório da Atividade que foi entregue à Direção da Escola e para concluir, escreveu-se uma notícia que foi publicada na edição de fevereiro do Jornal da Escola.

- Visita de Estudo ao LABMIA: os Núcleos de Estágios, no seguimento da palestra “Métodos de Análise de Água, Solos, Folhas e Qualidade do Ar”, organizaram uma visita de estudo ao Laboratório de Monitorização e Investigação Ambiental (LABMIA) da Escola Superior de Tecnologia e Gestão do Instituto Politécnico da Guarda.

A visita de estudo realizou-se no dia 14 de março e foi destinada ao Curso Profissional Técnico de Análises Laboratoriais, PTAL12, num total de 29 alunos.

Os Núcleos de Estágio prepararam toda a visita de estudo. Inicialmente contactaram-se três transportadoras da região, solicitando-se orçamentos para o autocarro, posteriormente analisados pela direção da escola, tendo cabido a esta a decisão final.

Seguidamente foi preparada a autorização para a visita de estudo que os alunos fizeram chegar aos seus Encarregados de Educação de modo a permitirem a participação dos seus educandos.

Planificou-se a Visita de Estudo e um Guião para a mesma que foi disponibilizado previamente aos alunos. De modo a avaliar os conceitos adquiridos pelos mesmos, desenvolveu-se uma Ficha de Avaliação da Visita de Estudo.

Com a posterior correção das fichas dos alunos e a avaliação dos resultados obtidos, concluiu-se que os alunos enriqueceram os seus conhecimentos e que, de um modo geral, adquiriram os conteúdos pretendidos.

Para concluir, realizou-se o Relatório da Atividade que foi entregue à Direção da Escola.

- Visita de Estudo à Renova: os Núcleos de Estágio organizaram uma visita de estudo à empresa RENOVA, em Torres Novas, destinada ao Curso Profissional Técnico de Análises Laboratoriais, PTAL12, num total de 29 alunos, que se realizou no dia 18 de abril.

A RENOVA é uma empresa nacional que fabrica e comercializa produtos de papel tissue, nomeadamente papel higiénico, guardanapos, lenços e rolos de cozinha. Papel para escrever, para imprimir e papel para embalagens são também produtos fabricados e comercializados por esta empresa.

A empresa nasceu nas margens do Almonda, em 1818, por David Ardisson e, desde então, desenvolveu-se, tendo sempre presente como missão contribuir para um melhor bem-estar do corpo, da alma e do espírito. O meio ambiente é também uma das preocupações da empresa, sendo que o seu desempenho ambiental é traduzido num documento denominado “Declaração Ambiental”, elaborado anualmente, que apresenta as principais ações desenvolvidas pela empresa, neste domínio, durante esse período.

Os Núcleos de Estágio efetuaram a Planificação da Visita de Estudo, sendo que previamente contactaram três transportadoras da região, solicitando orçamento para o autocarro. As respostas foram submetidas a aprovação e decisão final pela direção da escola.

Foi igualmente preparada a autorização para a visita de estudo que os alunos levaram aos seus Encarregados de Educação de modo a obter permissão para a sua participação na mesma.

Durante a visita os alunos percorreram toda a empresa, desde a fabricação do papel ao armazenamento. Passaram pela transformação do papel nos diversos produtos comercializados, pelo controlo de qualidade laboratorial, químico e físico, pelo embalamento, pela estação de tratamento de águas residuais e pela estação de receção e transformação de resíduos de papel. Os alunos mostraram-se atentos e cooperantes, tendo esta visita constituído um ótimo complemento aos conteúdos abordados nas aulas de Tecnologia Química, Análises Químicas e Qualidade, Segurança e Ambiente.

Para concluir, realizou-se o Relatório da Atividade que foi entregue à Direção da Escola.

- Fundão Educa - Fórum da Educação: de 27 de maio a 1 de junho, o Concelho Municipal de Educação do Município do Fundão, com a colaboração de diversas entidades locais, regionais e nacionais, que desenvolvem atividades de natureza educativa, social, desportiva e cultural, promoveu o Fundão Educa - Fórum da Educação. Através de uma mostra/partilha de experiências, o Fórum Educa pretendeu valorizar e conduzir a

uma reflexão sobre a importância do ato de educar como impulso na busca da concretização de projetos de vida satisfatórios, envolvendo a comunidade educativa e a comunidade em geral. Decorreu na cidade do Fundão, distribuído por vários locais da cidade, consoante a área temática do conteúdo a expor. Foi composto por diversas atividades de carácter lúdico e pedagógico, organizadas ao longo da semana por espaços temáticos em que foram desenvolvidos espetáculos, exposições, atividades desportivas, seminários e ateliês.

Os Núcleos de Estágio organizaram as atividades que se desenvolveram no âmbito da Física e da Química, na Escola Secundária com 3.º Ciclo do Ensino Básico, no dia 30 de maio. Foi também preparada, pelos Núcleos de estágio, uma breve apresentação sobre as atividades, que foi previamente apresentada no Município do Fundão aquando da preparação e organização do Fórum da Educação.

No laboratório de química os visitantes puderam conhecer, experimentar e intervir nas atividades “Reação do Vulcão”, “Vulcão Espumante”, “Passas Bailarinas”, “Pega-Monstros”, “A Lata que Implode”, “Fogo na Água” e “A Levitação da Bola”, sendo que todas se encontravam devidamente identificadas, constando também na identificação o procedimento experimental das mesmas e a respetiva explicação científica.

Encontravam-se também afixadas algumas ilusões de ótica, nomeadamente, “Efeito Bezold”, “Ilusão Isométrica”, “Blivet”, “Ilusão da Parede do Café”, “Ilusão de Chubb”, “Ilusão de Ebbinghaus”, “Ilusão Espiral de Fraser”, “Ilusão da Grade de Hermann”, “Ilusão de Hering” e “Ilusão do Cubo Impossível”.

Pretendia-se, com este dia, desenvolver a curiosidade e o gosto pelo saber científico e tecnológico dos alunos, para que estes compreendam que a realidade que os rodeia bem como situações e problemas do quotidiano podem ser explicados cientificamente.

Após recolha de algumas opiniões e comentários junto dos visitantes, considerou-se que o dia foi um sucesso, não só pelo número de visitantes como também pelo entusiasmo, interesse e participação demonstrada pelos mesmos.

2.2.4 Atividades de Complemento Curricular Realizadas pelo meu Núcleo de Estágio

As Atividades de Complemento Curricular respeitantes às turmas de 7.º ano do Ensino Básico foram realizadas na íntegra pelo Núcleo de Estágio do qual eu fazia parte.

- Concurso Inter-Turmas, “Vem descobrir o teu laboratório”: o Núcleo de Estágio participou na organização e desenvolvimento da atividade que se realizou no dia 13 de dezembro, pelas 18 horas, no Laboratório de Ciências Físico-Químicas.

Para esta atividade, cada turma de 7.º ano selecionou quatro elementos representativos da mesma, formando assim a equipa a participar no concurso. No início do mesmo, a cada equipa foram facultadas as regras do concurso, sendo que a atividade consistia em entregar a cada equipa uma lista numerada de material que deveria ser colocada, no menor período de tempo, em cima de uma bancada, nas posições corretas.

Com esta atividade promoveu-se o conhecimento do material de laboratório, bem como as normas de segurança a observar e a praticar nesse espaço. Para este concurso foram convidados os pais, que compareceram significativamente. A todos os participantes foi entregue um diploma de participação.

- Planetário Móvel: o Núcleo de Estágio participou na organização da atividade Planetário Móvel, que decorreu na escola no dia 23 de abril.

As sessões foram dirigidas aos alunos do 7.º ano do Ensino Básico, segundo uma escala de turmas, tendo o núcleo do qual fazia parte acompanhado a turma F.

O Planetário Móvel é uma cúpula inflável na qual imagens do céu noturno são projetadas e os alunos podem observar e entender os movimentos celestes. Profissionais qualificados estimulam o interesse dos alunos pela astronomia, presente no currículo escolar.

O uso de novas tecnologias na intervenção pedagógica coopera para que alunos e professores se sintam mais motivados para o processo de ensino-aprendizagem. Os alunos tiveram uma aula de astronomia muito emocionante, o que foi notório em virtude da aceitação e entusiasmo que demonstraram.

- Olimpíadas de Astronomia: o Núcleo de Estágio participou na organização e desenvolvimento da atividade que se realizou no dia 16 de maio, pelas 18 horas, no Laboratório de Ciências Físico-Químicas.

Para esta atividade, cada turma de 7.º ano selecionou os quatro elementos constituintes da equipa a participar na atividade, que consistia na resposta a 32 questões, para as quais existiam três hipóteses (A, B ou C).

Com esta atividade promoveu-se a consolidação dos conteúdos lecionados no tema Terra no Espaço. Para este concurso foram convidados os pais, que compareceram significativamente. A todos os participantes foi entregue um diploma de participação.

Todas estas Atividades de Complemento Curricular constam no Dossier de Grupo da Prática de Ensino Supervisionada.

Considerações Finais

A elaboração deste relatório permitiu-me refletir sobre os métodos volumétricos e a leção dos mesmos, traduzindo-se num enriquecimento a nível pessoal e profissional.

Inicialmente realizou-se uma revisão bibliográfica sobre os métodos volumétricos tendo-se concluído que esta técnica de análise, amplamente utilizada em química analítica quantitativa, tem vindo a ser reduzida devido ao desenvolvimento de outras técnicas analíticas mais rápidas, eficientes e com menores limites de deteção. No entanto, trata-se de uma ferramenta auxiliar e útil quando se pretende compreender equilíbrios químicos, principalmente o equilíbrio ácido-base. A volumetria ácido-base pode ser aplicada para a determinação de concentrações de ácidos e base, para monitorizar o progresso de reações que produzam ou consumam iões H^+ e na determinação da acidez ou da basicidade de uma solução, tornando este método muito útil na indústria química e alimentar. Esta é uma técnica simples, de fácil execução e económica, o que possibilita a sua realização em qualquer laboratório pedagógico.

O estudo das titulações ácido-base obriga necessariamente ao conhecimento das respetivas teorias e de como funciona um indicador ácido-base. O ensino das titulações ácido-base é muito importante, pois permite aos alunos a compreensão e a consolidação destes conceitos a partir da experimentação, essencial no ensino da Física e da Química.

A prática de Ensino Supervisionada realizada no ano letivo de 2012/2013 permitiu-me um estreito contacto com a realidade do processo ensino/aprendizagem, tendo adquirido novos conhecimentos, desenvolvido novas competências e experimentado a inserção na comunidade e realidade escolares. O agrupamento de escolas do Fundão, em especial o grupo de professores de Física e Química, foi exímio na receção, integração e condução dos núcleos de estágio, fomentando um ambiente de trabalho propício ao crescimento dos seus elementos, apoiado na seriedade, responsabilidade, crítica construtiva e trabalho em equipa.

Em jeito de balanço, serão várias as considerações a tecer. Refiro, em primeiro lugar, o meu entendimento do funcionamento do meio escolar, inicialmente estreito e que integra, agora, as várias dimensões do processo ensino/aprendizagem. Em termos pedagógicos, considero ter adquirido novos conhecimentos e estratégias de ensino, apreendido metodologias e diversificado recursos. Não menos importante, no campo científico, a frequência do estágio pedagógico levou-me ao estudo concreto de conteúdos teóricos específicos, à sua desconstrução e associação a situações práticas do quotidiano, para adequação da linguagem científica e da prática experimental aos diferentes entendimentos e níveis de ensino. As atividades desenvolvidas, tanto curriculares como de complemento curricular, para as quais

sempre foi possível contar com o apoio e experiência dos orientadores pedagógicos e científicos, surtiram em mim o duplo efeito de dinamizar conteúdos sobejamente conhecidos e o de me apaixonar pelo ensino das ciências físico-químicas.

Esta experiência, que começou por ser um meio para alcançar algo tornou-se, em si mesma, preciosa, facultando-me um renovado conhecimento da área científica que há muito escolhi e um sentido respeito pela profissão que espero abraçar.

Bibliografia

Atkins, P., Jones, L. (1999). *Chemical Principles - The Quest for Insight*. Editora W.H. Freeman and Company, New York.

Barros, A. A., Rodrigues, C., Lúcia, M., Rocha, M. I. (2010). *Química 11*. Areal Editores. Porto.

Chagas, A.P. (2000). *O ensino de aspectos históricos e filosóficos da Química e as teorias ácido-base do Século XX*. *Química Nova*, **23**, 126-133.

Dantas, M. C., Ramalho, M. D. (2009). *Jogo de partículas - Química 11.º ano*. Texto Editores. Lisboa.

Daniel, C.H. (2005). *Análise Química Quantitativa*. LTC - Livros Técnicos e Científicos. Editora S.A., 6ª Ed., Rio de Janeiro.

Fletcher, P.J., van Staden, J.F. (2003). *Determination of carbonate and hydrogencarbonate by titration using sequential injection analysis*. *Analytica Chimica Acta*, **485**, 187-194.

Fonseca, H.A.A. (2006). *Estudo in vitro da toxicidade de corantes têxteis azo em Tetrahymena pyriformis*. Tese de Mestrado, Universidade do Porto, Portugal.

Kumar, C.S.C., Chandrāju, S., Ahmad, T., Mythily, R., Gowda, N.M.M. (2012). *Extraction and evaluation of a new acid-base indicator from black gram husk (Vigna Mungo)*. *Synthesis and Reactivity in Inorganic, Metal-Organic, and Nano-Metal Chemistry*, **42**, 498-501.

Merck KgaA (2013). Ficha de Segurança (Alaranjado de metilo). Alemanha.

Nilson, T.S. (2010). *Comparação entre dois métodos analíticos para determinação da acidez total em suco, vinhos e espumante*. Tese de Conclusão de Curso, Campus Bento Gonçalves, Rio Grande do Sul, Brasil.

Petrucci, R.H., Herring, F.G., Madura, J.D., Bissonnette, C. (2011). *General Chemistry: Principles and Modern Applications*. Pearson Canada Inc., 10th ed., Toronto.

Pires, M.J.R.G.R, Ferra, M.I.A., Marques, A.M.M. (2012). *Ionization of methyl orange in aqueous sodium chloride solutions*. *Journal of Chemistry and Thermodynamics*, **53**, 93-99.

Skoog, D.A., West, D.M., Holler, F.J., Crouch, S.R. (2006). *Fundamentos de Química Analítica*. Tradução da 8ª Edição norte-americana, Editora Thomson, São Paulo.

Santos, L.G.V.S., Rodrigues, L.B., Lima, P.G., Sousa, T.O., Neto, J.J.G.C., Chaves, D.C. (2012). *Indicadores naturais ácido-base a partir de extracção alcoólica dos pigmentos das flores Hibiscus rosa-sinensis e Iroxa chinensi, utilizando materiais alternativos*. VII CONNEPI - Congresso Norte Nordeste de Pesquisa e Inovação, Palmas, Tocantins, Brasil, 19-21 Outubro 2012.

Terci, D.B.L., Rossi, A.V. (2002). *Indicadores naturais de pH: usar papel ou solução?*. Química Nova, **25**, 684-688.

Tôrres, A.R., Lyra, W.S., Andrade, S.I.E., Andrade, R.A.N., Silva, E.C., Araújo, M.C.U., Gaião, E.N. (2011). *A digital image-based method for determining of total acidity in red wines using acid-base titration without indicator*. Talanta, **84**, 601-606.

Vieira, J.A., Faria, L.C., Guimarães, W. (2008). *Avaliação de extractos vegetais como indicadores ácido-base empregando titulação espectrofotométrica em fluxo contínuo*. Revista Processos Químicos, 97-103.

Vogel, A.I. (1992). *Análise Química Quantitativa*. LTC - Livros Técnicos e Científicos Editora S.A., 5ª Ed., Rio de Janeiro.

ANEXOS

Anexo I - Caracterização da Escola Secundária com 3.º Ciclo do Fundão

O Agrupamento de Escolas do Fundão foi criado por Despacho do Secretário de Estado do Ensino e da Administração Escolar exarado a 28 de junho de 2012.

Agrupam-se, nesta estrutura, diversos estabelecimentos de ensino público que abarcam o exercício da docência de diversos ciclos de ensino, desde o pré-escolar ao ensino secundário regular, incluindo ainda a lecionação de cursos de dupla certificação.

A escola sede do agrupamento é a Escola Secundária com 3.º ciclo do Ensino Básico do Fundão constituindo a única escola secundária pública do concelho. Insere-se num meio rural em transformação, num ambiente social e económico desfavorecido, caracterizado por um despovoamento da grande maioria das aldeias do concelho e num aumento populacional na sede do concelho.

Num momento de fortes mudanças sociais, e conseqüentemente do sistema educativo, a diversificação de ofertas educativas constitui um elemento fundamental para a Escola Secundária com 3.º ciclo de Ensino Básico do Fundão, que continua a afirmar-se como uma organização de referência a nível concelhio e regional, constituindo um importante contributo para a mudança inevitável e necessária. A diversificação de ofertas educativas, através dos Cursos de Educação e Formação de Jovens (CEF) e dos Cursos Profissionais (CP) além da oferta dos Cursos Científico-Humanísticos, permite que os alunos possam optar de forma mais ajustada às suas características e anseios, o que conseqüentemente levará à redução das taxas de abandono do sistema.

No ano letivo 2012/2013, 873 alunos frequentaram a Escola Secundária com 3.º ciclo de Ensino Básico do Fundão, sendo o corpo docente constituído por 149 docentes e o corpo não docente por 70 funcionários.

A missão da Escola Secundária com 3.º ciclo do Ensino Básico do Fundão é orientar a sua atividade, de uma forma participada e diversificada, para a comunidade educativa, centrando-se nos alunos. Pretende ainda afirmar-se como uma escola de sucesso quer ao nível do concelho do Fundão quer ao nível regional. Considera imprescindível que todos os colaboradores da organização, pertencentes aos diversos corpos e estruturas, pautem a sua atuação diária segundo três **Princípios Gerais de Atuação**, nomeadamente:

- ✓ **Cultura de mudança** que fomente a capacidade de antecipar as alterações de ordem social, educativa e económica. Para tal impõe uma reflexão permanente, ao nível das diversas estruturas pedagógicas e organizativas, de forma a incorporar as mudanças necessárias que permitam a adaptação às necessidades dos diversos públicos internos e externos.
- ✓ **Cultura de Responsabilidade por Objetivos** que permita descentralizar os níveis de decisão, otimizando as formas de organização e o funcionamento das estruturas organizativas. Para tal é essencial atribuir os meios necessários à concretização dos objetivos. Esta descentralização poderá potenciar práticas inovadoras que sirvam de exemplo à organização como um todo.
- ✓ **Cultura Orientada para os Resultados** que se traduza num aumento das taxas de transição dos alunos, numa diminuição das taxas de abandono e numa melhoria das taxas de sucesso por disciplina. Estes resultados devem permitir colocar a escola como escola de referência a nível do concelho, distrito e nacional.

Para a concretização destes objetivos, a escola tem em conta as seguintes **Linhas de Orientação Estratégicas**:

- ✓ **Orientação para o Aluno** - sedimentar uma cultura que considere o aluno o centro de toda a atividade desenvolvida pela escola.
 - Aprofundar um tipo de relacionamento com o aluno baseado na acessibilidade, disponibilidade, exigência e responsabilidade;
 - Diversificar as ofertas formativas de forma a responder aos interesses dos alunos e às necessidades sociais;
 - Dinamizar a orientação escolar, minorando as transferências de curso e os abandonos;
 - Reforçar a qualidade do serviço educativo prestado;
 - Utilizar a imagem da escola como elemento de afirmação no contexto externo, respondendo aos fatores competitivos existentes;
 - Dinamizar as atividades de divulgação dos trabalhos elaborados pelos alunos de forma a motivá-los para o trabalho autónomo;
 - Dinamizar os apoios educativos de forma a responder às necessidades dos alunos com maior dificuldade de adaptação ao sistema escolar;
 - Intervir precocemente em situações onde sejam diagnosticadas dificuldades socioeconómicas.

- ✓ **Eficiência** - incrementar a eficiência de forma a conseguir uma boa relação custo/resultados. Para tal deve ser repensado o modelo organizacional e redefinidos os processos internos, rentabilizando os recursos humanos.
 - Rentabilizar as tecnologias de informação de forma a melhorar o modelo organizacional implementado;
 - Desenvolver a informação de apoio à gestão;
 - Aproveitar a inovação dos suportes tecnológicos, de forma a melhorar o serviço aos alunos e Encarregados de Educação;
 - Motivar e formar os recursos humanos.

- ✓ **Maior abertura ao exterior** - prestar uma maior atenção aos públicos externos.
 - Reforçar o acompanhamento dos alunos e dos seus agregados familiares;
 - Divulgar de uma forma sistemática as atividades desenvolvidas no interior da escola; - Reforçar as ligações com o tecido económico da região, através da ligação direta às empresas e às Associações que as representam;
 - Reforçar a posição no concelho do Fundão, divulgando de forma sistemática os resultados obtidos na avaliação interna e externa.

Anexo II - Caracterização da Turma de 7.º Ano do 3.º Ciclo do Ensino Básico

A turma era constituída por 18 alunos do sexo feminino e 4 alunos do sexo masculino num total de 22 alunos, sendo que um aluno se incluía em Necessidades Educativas Especiais.

Os alunos encontravam-se bem integrados tanto no seio da turma como na escola, uma vez que a maioria pertencia à mesma turma desde o 5.º ano de escolaridade, e desde então que frequentavam esta escola.

O comportamento da turma, durante todo o ano letivo, foi considerado bom. De um modo geral, os alunos foram sempre assíduos, participativos, atentos, concentrados, empenhados na realização das tarefas propostas em sala de aula e com domínio oral, escrito e de boa compreensão.

Relativamente ao aproveitamento global da turma, a grande maioria dos alunos atingiu satisfatoriamente os objetivos/competências estipuladas não só na disciplina de Ciências Físico-Químicas como em todas as outras.

Anexo III - Caracterização da Turma de 10.º Ano do Ensino Secundário

A turma era constituída por 11 alunos do sexo feminino e 11 alunos do sexo masculino num total de 22 alunos.

Apesar de se tratar de uma turma heterogénea, formada pela junção de alunos de duas turmas, os alunos encontravam-se bem integrados tanto no seio da turma como na escola.

O comportamento da turma, durante todo o ano letivo, foi considerado bom. De um modo geral, os alunos foram sempre assíduos, participativos, atentos, concentrados, empenhados na realização das tarefas propostas em sala de aula e com domínio oral, escrito e de boa compreensão.

Relativamente ao aproveitamento global da turma, a grande maioria dos alunos atingiu satisfatoriamente os objetivos/competências estipuladas não só na disciplina de Física e Química A como em todas as outras.