

MARIA MADALENA FARIA CARVALHO

Relatório de Estágio
De
Mestrado em Ensino da Física e Química
(SETEMBRO, 2010)

Nota: lombada (Maria Madalena Faria
Carvalho, Relatório de Estágio, 2010)
- encadernação térmica -



DEPARTAMENTOS
DE FÍSICA E QUÍMICA
UNIVERSIDADE DE COIMBRA

MARIA MADALENA FARIA CARVALHO

Relatório de Estágio
De
Mestrado em Ensino da Física e Química

Relatório de Estágio Pedagógico apresentado à Faculdade de Ciências e Tecnologia da Universidade de Coimbra, nos termos estabelecidos no Regulamento de Estágio Pedagógico, para a obtenção do Grau de Mestre em Ensino da Física e Química, realizado sob a orientação pedagógica de Maria Domitila Marques da Costa, e dos orientadores científicos Décio Ruivo Martins e Teresa Roseiro



[DECLARAÇÕES]

Declaro que este Relatório se encontra em condições de ser apreciado pelo júri a designar.

O candidato,

Coimbra, 02 de Setembro de 2010

Declaro que este Relatório se encontra em condições de ser apresentada a provas públicas.

Os(As) Orientadores(as),

Coimbra, de de

AGRADECIMENTOS

Aos meus pais pela paciência, por acreditarem em mim quando mais precisava e por estarem sempre presentes, embora fisicamente afastados 1 450 km (dado cedido pela SATA – Serviço Açoriano de Transportes Aéreos). À minha avó pelos biscoitinhos, que chegavam um pouco partidos por terem vindo nos correios. À minha irmã pela paciência, compreensão e auxílio nas lides domésticas.

Agradeço aos Orientadores Científicos: Professor Doutor Décio Martins e Professora Doutora Teresa Roseiro, pela paciência e disponibilidade sempre manifestadas.

Um agradecimento especial à Orientadora Cooperante, Doutora Domitila Marques, pois estivemos juntas quase 24 horas, de segunda a domingo; pela paciência, motivação e, principalmente, pela disponibilidade, mesmo fora de horas, quando necessitava de imprimir as fichas de trabalho.

Na pessoa do director, Doutor Francisco Sobral Henriques, agradeço à Escola Secundária com 3º Ciclo do Ensino Básico Quinta das Flores, pelo bom acolhimento e disponibilidade.

Dirijo, também, uma palavra de gratidão ao meu colega de estágio, Pedro Tavares e ao outro grupo de estagiários, Carla Vicente e Vítor Valongueiro, orientado pela Doutora Aline Guerra.

Resumo

Relatório de Estágio

Maria Madalena Faria Carvalho

O relatório de estágio é a meta de uma maratona iniciada a 01 de Setembro de 2009, que terminou parcialmente com as aulas a 18 de Junho de 2010.

No relatório de estágio pretende-se resumir 9 meses de trabalho e aprendizagem, em cerca de 75 páginas.

O núcleo de estágio da Escola Secundária da Quinta das Flores é composto por dois grupos: Doutora Aline Guerra e os estagiários Carla Vicente e Vítor Valongueiro, fazem parte do primeiro grupo; sendo o segundo composto pela Doutora Domitila Marques e os estagiários Madalena Carvalho e Pedro Tavares. No final, éramos apenas um grupo de estágio com duas orientadoras cooperantes e quatro estagiários que se ajudavam mutuamente dando, assim, continuidade ao espírito de entreaajuda do grupo e da escola.

No capítulo I fala-se um pouco da escola em que estivemos inseridos e das actividades em que o núcleo de estágio esteve envolvido e promoveu. No capítulo II resume-se o trabalho desenvolvido na componente de Física, que se iniciou a 15 de Setembro, tendo terminado a 2 de Fevereiro para a turma de 11º ano e para a turma do 9º ano a 17 de Março. No capítulo III resume-se o trabalho desenvolvido na componente de Química, que se iniciou a 3 de Fevereiro para a turma do 11º ano e a 12 de Abril para a turma do 9º ano. Terminou para ambos no dia 8 de Junho de 2010.

Não obstante o término das aulas o nosso trabalho na escola não se deu por concluído, uma vez que tivemos de assistir às reuniões de turma. Este facto foi benéfico, dado que ficámos com uma visão de como as reuniões se processam e como se preparam.

No capítulo IV fala-se sobre os manuais adoptados pela escola para o ensino básico e para o secundário, além disso refere-se os recursos usados no decorrer das aulas.

No capítulo V menciona-se, muito resumidamente, os Projectos de Investigação Educacional I e II.

Finalmente, no capítulo VI apresenta-se a conclusão do trabalho.

Palavras-chave: Estágio Pedagógico, Ensino de Química, Ensino de Física, Mestrado em Ensino, Motivação, Atitude, Aprendizagem da Física, Ácido; Base; Ácido-Base; Química; Pré-concepções; Ideias alternativas; Estruturas alternativas.

Abstract

Pre-service Teacher Training Report

Maria Madalena Faria Carvalho

The pre-service teacher training report is the goal of a marathon started on 1st of September of 2009 that finished partially with lessons 18th of June of 2010.

In the pre-service teacher training report it is intended to summarize 9 months of work and learning, in about 75 pages.

The training group of Quinta das Flores High School, Coimbra, consisted of two groups: Dra. Aline Guerra and trainees Carla Vicente and Vítor Valongueiro, the second group was composed by Dra. Domitila Marques and trainees Madalena Carvalho and Pedro Tavares. In the end, we were only one group, with two cooperating teachers and four trainees, who helped each other; giving continuity to the spirit of mutual help.

The chapter I is about the school where we were training and about the activities the trainees promoted and were involved. In chapter II we summarize the work we developed in the Physics component that began on the 15th of September, having finished on the 2nd of February for the class of 11th graders and on the 17th of March for the class of 9th graders.

Chapter III summarizes the work developed in the component of Chemistry which began on the 3rd of February for the class of 11th graders and on the 12th of April for the 9th graders. It finished for both on the 8th of June of 2010.

Despite the end of classes, our work in the school did not finish. It continued with the assistance of class meetings, which gave us a vision of how meetings are conducted and how they are prepared.

The chapter IV is about the textbooks chosen for elementary and high school, besides that we refer the resources used during classes.

Chapter V mentions, very briefly, the Educational Research Project I and II.

Finally, in chapter VI we present the conclusion of the work.

Keywords: Teacher Training, Chemistry Teaching, Physics Teaching, Master in Education, Motivation, Attitude, Learning Physics, Acid, Base, Acid-Base, Chemistry, Pre-conception, Alternative Ideas, Alternative Structures.

Índice

Introdução	1
Capítulo I – Enquadramento Geral	3
I.1 – Caracterização da Escola.....	3
I.2 – Caracterização das Turmas.....	4
I.2.1 – Turma do Ensino Básico	5
I.2.2 – Turma do Ensino Secundário	8
I.4. Plano de Actividades da Escola e do Núcleo de Estágio	11
Capítulo II – Física.....	17
Programa de Ensino e Orientações Curriculares	17
III.1. Ensino Básico	17
III.1.1. Física	18
Planificação da Unidade Didáctica de Regência.....	18
III.1. Ensino Básico.....	18
III.1.1. Física	19
Programa de Ensino e Orientações Curriculares.....	24
III.2. Ensino Secundário	24
III.2.1. Física	24
Planificação da Unidade Didáctica de Regência.....	25
III.2. Ensino Secundário	25
III.2.1. Física	25
Capítulo III – Química.....	34
III.1. Ensino Básico – Orientações Curriculares	34
III.2. Planificação da Unidade Didáctica de Regência.....	35
III.3. Ensino Secundário – Programa de Ensino	42
III.4. Planificação da Unidade Didáctica de Regência.....	43
Capítulo IV	54
IV.1. Manuais Escolares	54
IV.1.1. Ensino Básico	54
IV.1.2. Ensino Secundário	54

IV.2. Recursos Educativos	55
Capítulo V – Projectos de Investigação Educacional	57
V.1. Projecto de Investigação Educacional I – Física	57
V.1.1 – Comparação entre os dois Questionários	58
V.2. Projecto de Investigação Educacional II – Química	62
V.2.1 – Objectivos e Análise do Teste Diagnóstico.....	63
V.2.2 – Comparação e análise dos Testes de Diagnóstico	66
Capítulo VI – Conclusões.....	70
VI.1 – Reflexões	70
VI.2 – Sugestões	73
Referências Bibliográficas	74
Anexos	76
Anexos da Componente de Física	i
Anexos da Componente de Química.....	xxxv
1º Questionário.....	lxxxi
2º Questionário.....	lxxxv
Teste diagnóstico	lxxxix
Teste diagnóstico.....	xcii
CD.....	xciii

Introdução

Iniciou-se no ano lectivo 2009/2010, no primeiro dia de Setembro de 2009, na Escola Secundária com 3º Ciclo do Ensino Básico Quinta das Flores, o Estágio Pedagógico de Física – Química, no âmbito do curso de Mestrado em Ensino de Física e de Química, da Faculdade de Ciências e Tecnologia da Universidade de Coimbra.

O núcleo de estágio em exercício na Escola Cooperante, compreendia o Orientador Científico de Física: Professor Doutor Décio Martins; a Orientadora Científica de Química: Professora Doutora Teresa Roseiro, a Orientadora Cooperante: Dr.^a Domitila Costa; Estagiária, Madalena Carvalho (autora deste relatório de estágio) e o Estagiário Pedro Tavares.

O Estágio permitiu a aplicação e adequação dos conhecimentos adquiridos ao longo da licenciatura do curso de Física com Menor em Química, à sala de aula e a cada faixa etária, nível e disciplina leccionada em cada turma. O processo foi longo e difícil, pois tivemos de aprender a modificar e adequar o nosso conhecimento, o que nos fez crescer e amadurecer.

No final das aulas, e depois das reuniões que pautam o final do ano lectivo e da apresentação e defesa do projecto de investigação educacional II, iniciou-se a escrita do relatório de estágio, onde se pretende expor resumidamente 9 meses de trabalho intensivo.

Assim, o relatório encontra-se dividido em VI capítulos:

- I – onde se efectua a caracterização da escola, das turmas. Plano das actividades da escola e do núcleo de estágio. Organização e funcionamento do núcleo de estágio.
- II – aulas leccionadas no ensino básico, 9º ano e 11º ano da componente de Física, onde se exemplifica com uma aula leccionada de cada ano.
- III – aulas leccionadas no ensino básico, 9º ano e 11º ano da componente de Química, onde se exemplifica com uma aula leccionada de cada ano.
- IV – manuais escolares adoptados para o ensino básico (Ciências Físico-Químicas) e para o secundário (Física e Química A) e os recursos lectivos usados.
- V – Projectos de Investigação educacional I (Física) e II (Química).
- VI – Conclusões

No final do trabalho apresenta-se a bibliografia, anexos e o CD com o material e documentos elaborados no decorrer do estágio bem como o relatório de estágio.

Capítulo I – Enquadramento Geral

I.1 – Caracterização da Escola

A Escola Secundária com 3º Ciclo do Ensino Básico Quinta das Flores situa-se na cidade de Coimbra, na rua Pedro Nunes. Iniciou a actividade lectiva em 1983/1984; oferecia, apenas, o 3º ciclo do ensino unificado.

Foi considerada, no início, graças à sua localização, uma escola de periferia. Hoje, está situada numa zona da cidade de grande desenvolvimento e crescimento demográfico. É servida por uma boa rede de acessos.

Actualmente tem uma grande oferta educativa, que vai desde o 7º ano do ensino básico, até ao 12º do ensino secundário. Lecciona os cursos Científico – Humanísticos de Ciências e Tecnologias, Ciências Socioeconómicas, Ciências Línguas e Humanidades, Artes Visuais e o Curso de Desporto. Tem ensino regular e cursos profissionais. Trata-se de uma escola cujo corpo docente e não docente é muito profissional e humano.

A escola, no decorrer do ano lectivo 2009/2010, esteve em obras, sofrendo uma profunda remodelação porque, a partir do ano lectivo 2010-2011, passará a integrar o Conservatório de Música (a funcionar provisoriamente na Escola Secundária D. Dinis, em Eiras). O Conservatório ficará instalado num edifício, frontal, de três pisos onde funcionará um auditório com 400 lugares.

Foram desactivados blocos de salas, sendo substituídos por monoblocos/contentores climatizados que serviram de salas de aula, o que limitou o espaço físico disponível para actividades e exposições, não obstante, as aulas decorreram sem incidentes.

Nos blocos que ainda não foram desactivados funcionou um laboratório de Física e um de Química, espaço manifestamente insuficiente para o número de turmas que necessitam utilizar os laboratórios, para o desenvolvimento das actividades previstas nos programas, das respectivas disciplinas. Esta dificuldade foi ultrapassada por uma criteriosa gestão, sem prejuízo, dos tempos estritamente necessários às actividades laboratoriais.

“Futuramente, passarão a coexistir duas realidades na Quinta das Flores, a dos alunos da escola propriamente dita e a dos alunos do Conservatório, que em alguns casos serão os mesmos, pois o terceiro ciclo (que é já ministrado na escola) passará a ter turmas com o ensino da música integrado no currículo e aos jovens do secundário ser-lhe-á permitida a flexibilização de horários de modo a conciliarem o currículo

oficial com o ensino da música, de carácter supletivo”. (in: Campeão das Províncias de 9-9-2009)

I.2 – Caracterização das Turmas

Com a caracterização pretende-se obter dados sobre a turma, enquanto grupo e indivíduos, a fim de se conhecer mais profundamente o seu funcionamento, o que poderá influenciar o processo de ensino-aprendizagem, com vista à sua individualização e personalização. Conhecidos estes dados, o trabalho do professor fica facilitado na medida em que se poderá adequar e direccionar o método de ensino consoante as características socioeconómicas, a personalidade e interesses de cada aluno. O estudo tem, assim, a finalidade de auxiliar o professor no estabelecimento de estratégias individuais e colectivas que visem uma melhor intervenção pedagógica para se obter melhorias no desempenho dos educandos, o que conduz ao sucesso escolar.

O estudo contempla vários campos da vida do estudante; com estas informações, a relação professor estudante poderá ser adequada de forma a promover o entendimento e diálogo, não só com os mesmos, mas, também com os responsáveis pelos alunos, nomeadamente com os encarregados de educação. Os campos da vida do estudante abordados no estudo, são os seguintes:

- **Caracterização sociocultural e económica (identificação e caracterização da turma, nível etário e sexo);**
- **Caracterização do agregado familiar (profissão dos pais, identificação dos encarregados de educação, número de irmãos, local de residência);**
- **Caracterização da personalidade e interesses pessoais (as qualidades mais apreciadas num professor e a profissão que pretendem exercer no futuro);**
- **Caracterização da vida escolar dos alunos (aproveitamento escolar, reprovações, tempo dispendido e local de estudo, pessoa que dá atenção ao aluno em casa, frequência da escola, a escola, a turma, meios de transporte usados na ida e vinda da escola, distância entre a escola e a residência e o tempo dispendido nesses percursos);**
- **Caracterização dos tempos livres (as preferências dos alunos na televisão, leitura e desporto);**
- **Caracterização da saúde e alimentação (dificuldades, cuidados especiais de saúde, hora de levantar e deitar e as refeições).**

Os dados foram obtidos através do preenchimento de um questionário que interpela informações acerca do meio familiar, escola e sobre os estudantes.

I.2.1 – Turma do Ensino Básico

A turma do 9º ano foi composta inicialmente por vinte e oito alunos, sendo 12 rapazes e 16 raparigas. O nível etário situa-se entre os 13 e os 16 anos. São oito os alunos repetentes, vindos de outras escolas.

A turma não tem alunos com estatuto NEE (Necessidades Educativas Especiais); por essa razão tem o número máximo de vinte e oito alunos, apesar de haver uma aluna com reconhecidas dificuldades de aprendizagem.

É uma turma heterogénea, composta por três grupos de alunos a assinalar: um grupo bastante bom, outro com rendimento médio e um terceiro com problemas de aprendizagem e desmotivação.

Situações merecedoras de atenção especial:

- O caso de uma aluna com dificuldades de aprendizagem.
- Inclusão de oito alunos com retenções; quatro alunos repetiram o oitavo ano e os restantes quatro, o nono ano.
- Um dos repetentes do nono ano, é uma aluna que frequentou a escola; os restantes três, vieram de outras escolas.

Há um número significativo de pais na situação de desemprego.

Relativamente ao nível etário há alguma disparidade de idades; deste modo, a turma tem sete alunos com 13 anos, catorze com 14 anos, cinco com 15 anos e um aluno com 16 anos.

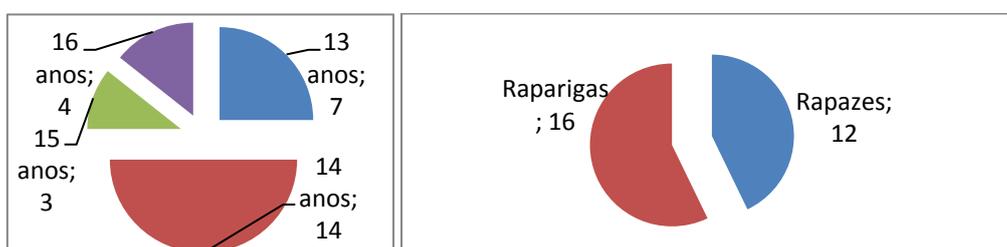


Figura I.1: Nível etário e género dos alunos

Nível de Instrução dos Pais e Identificação dos Encarregados de Educação

O nível médio de instrução dos pais será o secundário/universitário. Quinze alunos têm como encarregado de educação a mãe, onze têm o pai, um o avô e, finalmente, um tem a tia.

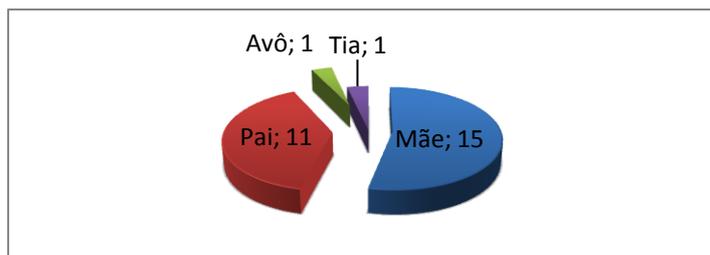


Figura I.2: Encarregados de Educação dos alunos

Qualidades Mais Apreciadas no Professor.

Os alunos escreveram que o professor deveria ser calmo, amigo, exigente e divertido. Também apontaram que o professor deve ser um bom profissional e gostar de ensinar.

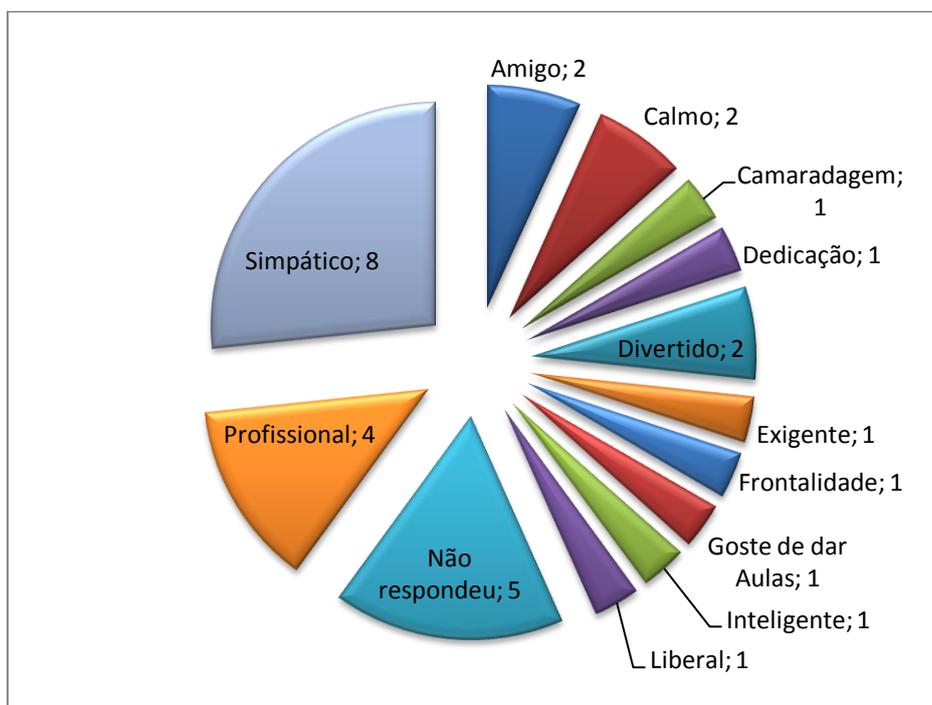


Figura I.3: Qualidades mais apreciadas no Professor

Caracterização da Vida Escolar

Sete alunos reprovaram por motivos variados, que vão desde “*não estudava, porque andava desinteressada*”; “*por falta de estudo.*”; “*reprovei por faltas*”, até à “*mudança de escola*”. Alguns não escreveram o motivo. A maior parte dos alunos - vinte - nunca reprovou.

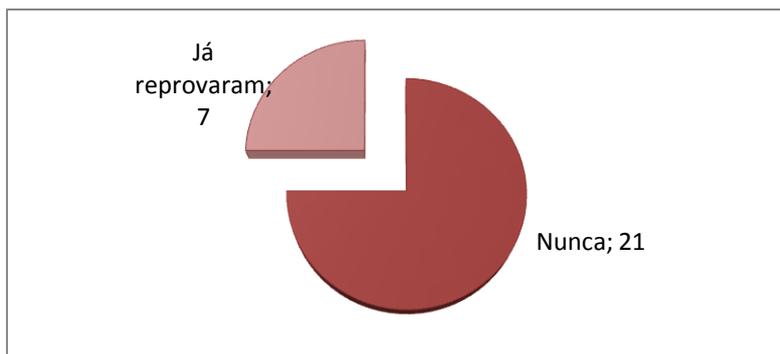


Figura I.4: Número de reprovações de alunos da turma

Frequência da Escola

Onze alunos responderam que andam na escola para preparar o seu futuro, nove não emitiram qualquer declaração; sete responderam que era para aprender. Finalmente, um respondeu que era “*fixe*”.

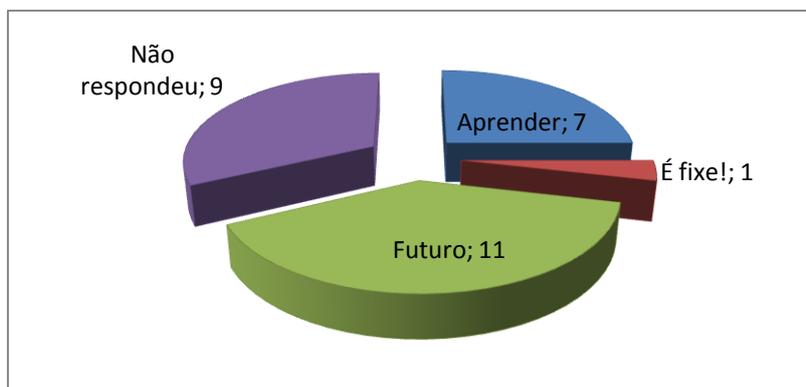


Figura I.5: Frequência na escola

Em suma, após a análise estatística dos dados recolhidos, infere-se que:

- O nível de instrução dos pais situa-se entre o ensino secundário e o universitário.
- As profissões dos pais são variadas.
- A maioria dos encarregados de educação é a mãe; depois, há os pais, um avô e uma tia.
- A maior parte dos alunos tem apenas um irmão. Seguem-se os que são filhos únicos.
- Os estudantes, de uma forma geral, são apoiados pelos pais e pela família.
- O local de eleição para o estudo é o quarto e, em seguida, a sala.
- Residem na área da cidade de Coimbra
- A grande maioria dos alunos vive com os pais, havendo uma minoria que vive, apenas, com um dos progenitores; dois casos especiais, vivem com os avós e um com a tia.

- A turma tem 8 repetentes. Os restantes 20 nunca reprovaram.
- Na opinião dos alunos, o professor deve ser: simpático, bom profissional e gostar de ensinar.
- A maioria dos alunos gosta desta escola. Escolhê-la-iam se tivessem esta opção, embora haja alunos para quem a escola não seria escolha deles.
- A maior parte dos alunos desloca-se para a escola a pé, embora existam alternativas: carro e autocarro.
- Grande parte dos alunos levanta-se às sete horas da manhã com exceção de alguns que se levantam pelas seis horas e trinta minutos. Um deles levanta-se às seis horas e quarenta e cinco minutos.
- Grande parte dos alunos deita-se pelas vinte e três horas, à exceção de um aluno que se deita pelas duas da manhã.
- A turma é constituída por indivíduos, na sua maioria, sem quaisquer problemas de saúde, embora haja casos pontuais de asma, alergias e um caso de anemia.
- Os alunos fazem as refeições principais, embora haja um que afirma não tomar o pequeno-almoço.
- A cantina da escola é o local de eleição para o almoço, seguindo-se a casa.
- Os tempos livres são ocupados com desporto, leitura e televisão, havendo um grande leque de programas e géneros literários.
- Grande parte dos alunos não respondeu ao item sobre a profissão que deseja exercer no futuro.

Aspectos Disciplinares

Nas aulas os alunos revelaram comportamento, por vezes, desadequado porque eram alunos irrequietos e muito curiosos. Intervinham inoportunamente, o que por vezes atrasava a exposição da matéria.

Surgiram conflitos, entre os alunos, embora de fácil resolução.

I.2.2 – Turma do Ensino Secundário

A turma do 11ºA é composta por vinte e sete alunos, sendo 16 rapazes e 11 raparigas. As idades vão desde os 15 até aos 19 anos.

Situação merecedora de atenção especial: a caracterização da turma não se encontra completa, pois três alunos não preencheram a “ficha do aluno”.

Há alunos que são os seus próprios encarregados de educação, pois já têm dezoito e dezanove anos.

Desde o início das aulas, a turma sofreu alterações, pois, houve alunos que foram transferidos para outra escola, porque pretendiam mudar de curso. Três alunos estão a frequentar o décimo primeiro ano pela segunda vez.

Relativamente ao nível etário, infere-se que a maior parte dos indivíduos tem dezasseis anos; sete, têm quinze anos; cinco, dezassete; dois alunos têm dezoito anos, e um aluno, dezanove anos.

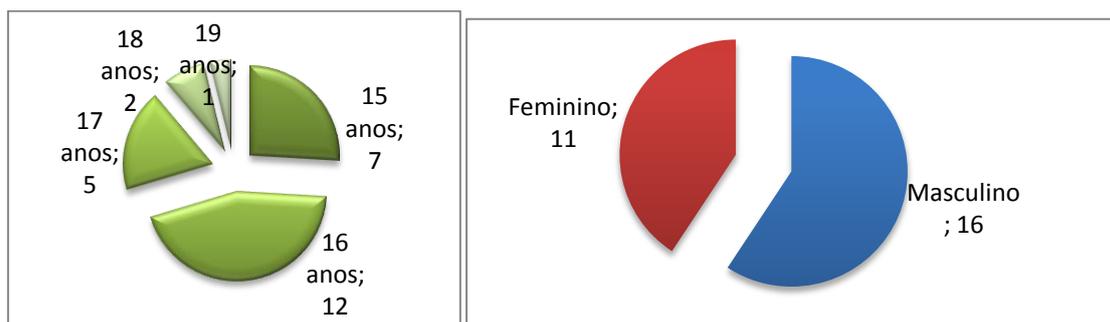


Figura 1.6: Nível etário e género dos alunos.

Nível de Instrução dos Pais e Identificação dos Encarregados de Educação

O nível de instrução dos pais situa-se entre o secundário e o universitário. Os encarregados de educação são, na sua maioria, as mães; depois, os pais. Há um avô e dois alunos são, eles próprios, seus encarregados de educação, pois já atingiram a maioridade.

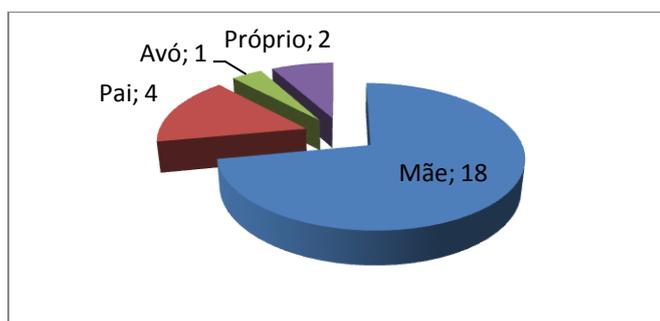


Figura 1.7: Encarregados de educação dos alunos.

Qualidades Mais Apreciadas no Professor.

Os alunos escreveram que o Professor deveria ser calmo, amigo, exigente e divertido; também, apontaram que o professor deve ser um bom profissional e gostar de ensinar.

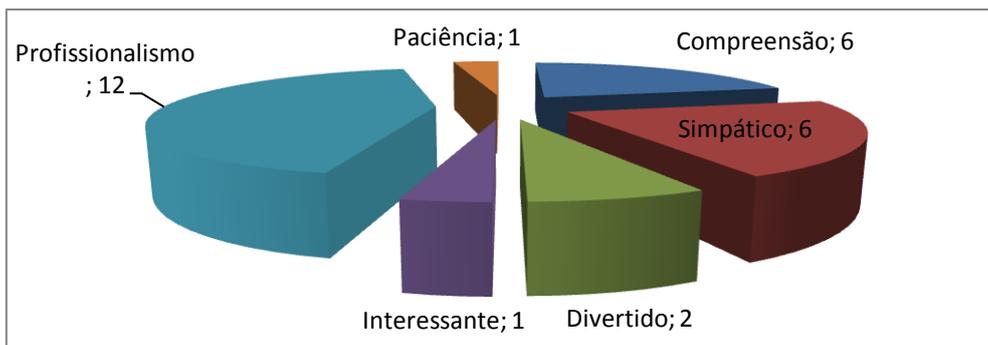


Figura I.8: Qualidades mais apreciadas no Professor.

Frequência na Escola

Os alunos responderam que frequentavam a escola porque pretendem seguir os estudos.

Em síntese, após a análise estatística dos dados recolhidos, infere-se que:

- A turma é composta por vinte e sete alunos, com idades compreendidas entre os quinze e os dezanove anos.
- O nível de instrução dos pais situa-se entre o ensino secundário e o universitário.
- As profissões dos pais são variadas.
- A maioria dos encarregados de educação é a mãe; depois, há os pais, um avô e dois alunos são, eles próprios, os encarregados de educação, pois já atingiram a maioridade.
- A maior parte dos alunos tem apenas um irmão. Seguem-se os alunos que são filhos únicos.
- Os estudantes, de uma forma geral, são apoiados pelos pais e pela família.
- O local de eleição para o estudo é o quarto.
- A maioria dos alunos não escolheria esta escola.
- Desde o início do ano lectivo a turma sofreu alterações, tais como: alunos que mudaram de escola e alunos que anularam matrículas em determinadas disciplinas.
- A maior parte dos alunos desloca-se a pé para a escola, embora existam as alternativas do carro ou autocarro; daqui se infere que estas deslocações são condicionadas pelo estado do tempo.
- A turma é constituída, na sua maioria, por indivíduos sem quaisquer problemas de saúde; apenas um aluno menciona que sofre de asma, mas não necessita de cuidados especiais.

- Os tempos livres são ocupados com desporto, leitura e televisão, havendo um grande leque de programas e géneros literários.
- Importante: nem todos os alunos preencheram a ficha do aluno.

Aspectos Disciplinares

Nas aulas os alunos tinham um comportamento, por vezes, pouco adequado, o que acontecia principalmente às terças-feiras, pois a aula de Física e Química A era leccionada depois de almoço, por isso, não só os alunos chegavam atrasados, como vinham agitados.

Houve uma aula, assistida pelo orientador científico, em que se pretendia introduzir o assunto “*movimento circular uniforme*”, inserido no tema “Satélites Geoestacionários”. Os alunos estavam muito agitados e faladores, o que determinou que esta aula fosse considerada nula para efeitos de avaliação. Por sugestão da estagiária e com o acordo dos orientadores científico e cooperante, a aula foi substituída por outra, inserida no tema das comunicações a longa distância.

Nas aulas de actividades laboratoriais (duração de 135 minutos) verificou-se que os alunos geralmente não preparavam as aulas previamente, e não eram pacientes nem perseverantes.

1.3. Direcção de Turma

Inserido no estágio pedagógico está a assessoria ao director de turma. No caso presente, fui assessora da turma do 9º ano do Ensino Básico. O trabalho realizado consistiu em ajudar a Directora de Turma, antes das reuniões de Conselho de Turma, de modo a que toda a documentação referente às diferentes situações dos alunos estivesse em ordem e fosse de fácil acesso no decurso das reuniões.

Antes das reuniões, no final de cada período, contabilizou-se o número de faltas, justificadas e não justificadas, e identificou-se quais os Encarregados de Educação que deveriam ser notificados para comparecer na escola. Colaborei, ainda, no preenchimento dos planos de recuperação e de apoio para os alunos que deles necessitassem, bem como no preenchimento dos boletins de informação para os Encarregados de Educação.

1.4. Plano de Actividades da Escola e do Núcleo de Estágio

Na Escola funcionam Estruturas de Apoio Pedagógico de dois tipos: Disciplinares e não Disciplinares. Neste ano lectivo, as Disciplinares tiveram as seguintes actividades: Consultório de Física e Química, Projecto Salta Barreiras (Matemática), Sala de Estudo

de História e Sala de Estudo de Inglês. Por seu turno, as não Disciplinares desenvolveram o Clube dos Direitos Humanos, o Clube Europeu, o Grupo de Teatro e o Núcleo de Desporto Escolar.

No **Consultório de Física e Química**, de uma forma geral, as professoras referiram que os alunos mostraram alguma motivação na realização das tarefas propostas nestas aulas, colocando algumas dúvidas e solicitando, por vezes, a ajuda das professoras.

No Consultório e nas aulas de apoio leccionadas favoreceu-se a realização de exercícios de aplicação dos conteúdos leccionados nas disciplinas, assim como a realização de actividades de consolidação, com vista a superar as dificuldades diagnosticadas. Em geral, ao longo deste ano lectivo, as estratégias desenvolvidas levaram à obtenção de resultados satisfatórios, pelo que este projecto deverá continuar a ser implementado no próximo ano lectivo.

Algumas professoras deram as aulas de apoio para além do seu horário normal de trabalho e outras reformularam os seus horários a fim de os tornarem compatíveis com os dos alunos. Foi ainda disponibilizado tempo, depois do término das aulas, para esclarecer dúvidas aos alunos que realizam exames nacionais de Física e Química A.

Nos núcleos de estágio de Física e Química, os professores estagiários colaboraram no acompanhamento dos alunos em visitas de estudo organizadas por professores de outras disciplinas. Trabalho quase só executado pelos professores estagiários, (com supervisão dos orientadores científicos e cooperantes) foi, também, a preparação e realização das actividades desenvolvidas na escola B1 Quinta das Flores em que, à semelhança de anos anteriores, nos deslocámos à escola básica para realizar actividades interactivas com os alunos.

Todas as actividades descritas a seguir tiveram como objectivos gerais: compreender a cultura científica (incluindo as dimensões crítica e ética) como componente integrante da cultura actual; desenvolver capacidades e atitudes fundamentais, estruturantes do ser humano que permitam aos alunos ser cidadãos críticos e intervenientes na sociedade; desenvolver o gosto por aprender. Nas visitas de estudo foram ainda privilegiados os objectivos de envolver activamente os alunos na busca de informação, bem como promover o conhecimento mútuo e o convívio entre alunos, e entre estes e os professores.

Actividade	Objectivos específicos	Público-alvo	Calendarização
<p>• Palestra “O ciclo de vida das estrelas” (Professor Doutor Alex Blin)</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Compreender a criação e evolução dos corpos celestes. • Compreender fenómenos da actividade solar. • Compreender a cultura científica (incluindo as dimensões crítica e ética) como componente integrante da cultura actual. • Desenvolver o gosto por aprender. 	<p>10º Ano</p>	<p>1º Período</p>
<p>– Palestra “Física da Música” (Professor Doutor Rui Vilão)</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Demonstrar que a Física do som condiciona aspectos essenciais do discurso musical. 	<p>8º A, 8º B e 8º C</p> 	<p>2º Período (Semana das Ciências e Tecnologias)</p>
<p>– Palestra "Da Terra à Lua... na ficção científica" (Professora Doutora Helena Caldeira)</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Compreender a cultura científica confrontá-la com o que nos é apresentado nos filmes de ficção científica. 	<p>11º A, 11º B e 11º C</p>	
<p>– Palestra “Quês e Porquês... Sobre a Tabela Periódica” (Professor Doutor Vítor Gil)</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Sensibilizar os alunos para a importância da sistematização do conhecimento em Ciência. 	<p>9º A, 9º B e 9º C</p> 	

<p>– Colaboração com a Escola B1 Quinta das Flores – realização de actividades interactivas que envolvem todos os alunos do 1º ano</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Realizar actividades que complementem o trabalho realizado pelos professores das turmas ao longo do ano. • Promover o gosto pela Ciência. 	<p>Todas as turmas do 1º ano da escola B1 Quinta das Flores</p> 	
<p>– Palestra “Radiação, Ambiente e vida” (Professor Doutor Paulo Mendes)</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Compreender a criação e evolução dos corpos celestes. • Compreender fenómenos da actividade solar. 	<p>10º A, 10º B e 10º C</p> 	
<p>– Visita ao Ecocentro SulDouro e Visionarium</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Dar cumprimento aos objectivos de aprendizagem do 10º ano, em concreto relativamente à Tabela Periódica, modelos científicos do átomo, estados da matéria e ao Universo. • Compreender a evolução da Tabela Periódica, dos modelos científicos do átomo, das partículas, e do Universo ao longo do tempo. • Cimentar laços de amizade entre alunos e professores. • Promover o conhecimento mútuo e o convívio entre alunos e entre estes e os professores. 	<p>10º A, 10º B e 10º C</p> 	<p>2º Período</p>

<p>–Limpar Portugal</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Alertar os alunos para problemas ecológicos existentes. 	<p>9º A, 9º B e 9º C (alunos que quiseram participar)</p> 	<p>2º Período</p>
<p>–Visita ao Museu da Física e Sala Experimenta</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Envolver activamente os alunos na busca de informação. • Compreender a importância do desenvolvimento da ciência ao longo dos tempos. • Dar cumprimento aos objectivos de aprendizagem preconizados no programa. • Cimentar laços de amizade entre alunos e professores. • Promover o conhecimento mútuo e o convívio entre alunos e entre estes e os professores. 	<p>9º A, 9º B e 9º C</p>	<p>3º Período</p>
<p>–Dia Mundial da Criança, TAGV</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Espectáculo comemorativo do Dia Mundial da Criança. 	<p>8ºA</p>	<p>3º Período</p>

I.5. Organização e Funcionamento do Núcleo de Estágio

A escola teve dois núcleos de estágio de Física e Química que, em tudo o que foi possível, trabalharam em conjunto. No ano lectivo 2009/2010 o núcleo 1 (Orientadora cooperante: Aline Guerra) teve a seu cargo as turmas B do 8º ano e 10º ano, enquanto o núcleo 2 (Orientadora cooperante: Domitila Costa) teve a seu cargo as turmas A do 8º ano, C do 9º ano e A do 11º ano.

O trabalho decorreu de uma forma globalmente positiva, tendo sido efectuado um plano de trabalho que foi levado à prática quase na íntegra. Os seminários semanais foram sempre efectuados, as aulas previstas foram leccionadas pelos professores estagiários. Fizeram-se as planificações das aulas, a preparação dos trabalhos laboratoriais (trabalho que “não se vê”, mas implica muita disponibilidade de tempo e força de vontade para vencer as dificuldades), a colaboração no apoio prestado aos alunos e a avaliação destes e, ainda, a colaboração com os directores de turma do 8º B (núcleo 1) e do 8º A e 9º C (núcleo 2), no trabalho de assessoria a estes directores de turma.

Capítulo II – Física

Programa de Ensino e Orientações Curriculares

III.1. Ensino Básico

No estágio pedagógico os estagiários leccionam um determinado número de aulas no ensino básico nas turmas da orientadora pedagógica, neste caso as aulas foram dadas no 9º ano.

As orientações curriculares surgem como um documento único para a área das Ciências Físicas e Naturais, ficando desdobradas em Ciências Naturais e Ciências Físico-Químicas, que são apresentadas em paralelo. Não se propõe com esta organização uma única disciplina leccionada por um único professor. Respeita-se a individualidade disciplinar e considera-se mais proveitoso existirem dois professores, com os respectivos saberes, como responsáveis por cada uma das componentes da área. Pretende-se evidenciar conteúdos tradicionalmente considerados independentes e sem qualquer relação. Deste modo, facilita-se aos professores o conhecimento do que se preconiza como fundamental os alunos saberem nas duas disciplinas, bem como lhes permite, se assim o entenderem, organizarem colaborativamente as suas aulas, ou alguns conteúdos ou ainda orientarem os alunos no desenvolvimento de projectos comuns. (DEB, 2001)

As Ciências Físicas e Naturais são apresentadas em dois níveis diferentes. Estes interligam-se para dar sentido ao currículo de uma forma global. A literacia científica é fundamental para o exercício pleno da cidadania. O desenvolvimento de um conjunto de competências que se revelam em diferentes domínios, tais como o conhecimento (substantivo, processual ou metodológico, epistemológico), o raciocínio, a comunicação e as atitudes, é essencial para a literacia científica. (DEB, 2001)

No documento sobre competências específicas para as Ciências Físicas e Naturais, propôs-se a organização dos programas de Ciências nos três ciclos do ensino básico em quatro temas gerais:

- Terra no espaço
- Terra em transformação
- Sustentabilidade na Terra
- Viver melhor na Terra.

A coerência conceptual e metodológica destes temas tem como ideia mais abrangente o esquema organizador, este salienta a importância de explorar os temas numa perspectiva interdisciplinar, em que a interacção Ciência – Tecnologia – Sociedade – Ambiente constitui uma vertente integradora e globalizante da organização e da aquisição dos saberes científicos. Esta vertente assume um sentido duplo no contexto da aprendizagem científica ao nível da escolaridade básica e obrigatória. Por um lado, possibilita o alargar os horizontes da aprendizagem, proporcionando aos alunos não só o acesso aos produtos da Ciência mas também aos seus processos, através da compreensão das potencialidades e limites da Ciência e das suas aplicações tecnológicas na Sociedade. Por outro lado, permite uma tomada de consciência quanto ao significado científico, tecnológico e social da intervenção humana na Terra, o que poderá constituir uma dimensão importante em termos de uma desejável educação para a cidadania (DEB, 2001).

III.1.1. Física

Os temas que foram leccionados no 9º ano do ensino básico na componente de Física foram:

- Em trânsito
 - Segurança e prevenção
 - Movimento e forças
- Sistemas eléctricos e electrónicos
 - Circuitos eléctricos
 - Electromagnetismo
 - Circuitos electrónicos e aplicações da electrónica

Planificação da Unidade Didáctica de Regência

III.1. Ensino Básico

No ensino básico o nível escolar para leccionar tanto a componente de Física como a de Química foi o 9º ano.

As unidades a leccionar foram previamente escolhidas e discutidas com a orientadora pedagógica e os orientadores científicos. Definidas as unidades a leccionar, passou-se por um processo de planificação de médio prazo e mais tarde elaboraram-se planos para cada aula e documentos referentes ao desenvolvimento da aula. Nestes planos definem-se os conteúdos científicos de cada aula, a sua organização geral e as estratégias implementadas.

Assim no segundo periodo do ano lectivo de 2009/2010, leccionaram-se os conteúdos da componente de Física e no terceiro periodo da componente de Química.

III.1.1. Física

As aulas de Física foram leccionadas no final do segundo período do ano lectivo de 2009/2010. A unidade didáctica escolhida foram os “Sistemas Electricos e Electrónicos”, e deu-se inicio ao processo de planificação da unidade.

A preparação da unidade didáctica concretizou-se nas seguintes fases:

- I. Elaboração de um plano geral da unidade a médio prazo
- II. Análise e discussão do plano entre a estagiária e a orientadora pedagógica e com o orientador científico.
- III. Elaboração de um quadro de referência para a planificação específica de cada uma das aulas.
- IV. Formulação do desenvolvimento de aula.

Assim, desde a escolha do assunto que se vai tratar nas aulas até efectivamente, se dar a aula o processo é longo e demorado, passando por diversos momentos de auto e hetero reflexão por parte do professor estagiário.

A elaboração do plano a médio prazo, apresenta-se a seguir.

 Escola Secundária c/ 3ºCEB Quinta das Flores	Plano da Unidade Ciências Físico-Química – 9º Ano Unidade Didáctica: Sistemas Eléctricos e Electrónicos			Ano lectivo: 2009/2010 Turma: C	
Subunidades	Conteúdos	Competências	Estratégias	Recursos Didácticos	Nº de Aulas
Electromagnetismo	2.1. Efeito magnético da corrente eléctrica.	Interpretar e reconhecer a aplicabilidade do efeito magnético da corrente eléctrica.	Questão central - <i>Haverá algo em comum na electricidade e no magnetismo?</i> Motivação Pequeno diálogo, tendo por base a demonstração do efeito sobre a limalha de ferro espalhada em papel, produzido por um íman e por um enrolamento de fio (solenóide), percorrido por uma corrente eléctrica.	<ul style="list-style-type: none"> • Íman • Solenóide • Limalha de ferro • 2 pilhas de 4,5 V • Fios de ligação • Interruptor • Agulha magnética • Galvanómetros • Modelos de amperímetros, voltímetros e campainhas que possam ser desmontados • Fio de cobre revestido • Pilha de 9V 	1
			<ul style="list-style-type: none"> • Efectuar uma demonstração da experiência de Öersted, não esquecendo de verificar o que acontece quando se altera o sentido e a intensidade da corrente, para concluir sobre o efeito magnético da corrente eléctrica. • Construção com os alunos de um electroíman utilizando um prego de ferro grande no qual se enrola um fio condutor revestido por verniz ou plástico, cujos extremos são ligados a uma pilha • Realização, em pares, das actividades de verificação e consolidação de aprendizagens. • Solicitar aos alunos a resolução de questões do caderno de exercícios. 		2

Depois de ser ter discutido e melhorado o plano, passa-se para a planificação da aula (em anexo nº *i*) e só depois o desenvolvimento de aula é elaborado e discutido.

Assim, de modo a demonstrar um desenvolvimento de aula, apresenta-se em seguida uma das aulas (resumidamente, total em anexo nº *iii*) leccionada na turma do 9º ano.

Aula nº 65

Sumário

- O magnetismo ao longo dos tempos.
- Experiências de Faraday e Öersted.
- Aplicações do electromagnetismo

Competências

- Conhecer a importância do magnetismo ao longo do tempo.
- Reconhecer a existência de fenómenos magnéticos.
- Conhecer a origem do electromagnetismo e das ideias que levaram ao surgimento do electromagnetismo.
- Reconhecer a importância de Faraday e Öersted no desenvolvimento do electromagnetismo.
- Verificar a existência de campo magnético em várias situações.

Desenvolvimento da Aula

Iniciou-se a aula com uma introdução histórica sobre o electromagnetismo recorrendo à apresentação de um PowerPoint ® (duração de 20 minutos) (ver anexo nº *vi*).

Na apresentação foi exposto onde foram observados os primeiros fenómenos magnéticos e as experiências que contribuíram para o desenvolvimento do electromagnetismo.

Fez-se ao longo da aula algumas experiências centradas no professor, como por exemplo: fez-se uma pausa na apresentação (duração de 10 minutos) para mostrar aos alunos como a limalha de ferro se orienta quando há um íman nas imediações.

Falou-se sobre o electromagnetismo, explicando aos alunos que no planeta Terra que existem pólos geográficos e pólos magnéticos, embora se diga que a agulha aponta para o Norte, temos que dizer Norte geográfico, pois na realidade, como o planeta Terra tivesse um íman no seu interior e que a agulha está a ser atraída pelo pólo Sul magnético, pois pólos opostos atraem-se.

Em seguida falou-se sobre Öersted e realizou-se a experiência.

Explicou-se aos alunos que o efeito magnético é um dos efeitos mais importantes e com mais aplicações no mundo da tecnologia. Deram-se alguns exemplos de aplicação, como por exemplo os altifalantes e os microfones, os motores eléctricos, alguns electrodomésticos, os motores dos automóveis e os geradores de corrente alternada nas centrais produtoras de energia eléctrica funcionam todos utilizando o efeito magnético da corrente eléctrica.

Como a aula dada foi de 45 minutos, não foi preparada nenhuma ficha de trabalho, pois tratava-se de uma introdução a um assunto que os alunos iriam abordar pela primeira vez, pelo que se tornou necessário para uma primeira abordagem um enquadramento histórico do assunto.

Aulas Seguintes

Na aula seguinte fez-se uma actividade prática de sala de aula, onde se fez um electroímã, mostrou-se um galvanómetro e explicou-se o seu funcionamento. Depois abordou-se o assunto da indução magnética; corrente eléctrica contínua e alternada. Falou-se da produção e distribuição da electricidade, dos geradores de corrente e para terminar a aula falou-se sobre os transformadores e de sistemas de segurança (plano em anexo nº *vii*).

Na aula de 45 minutos falou-se sobre componentes electrónicos, como os díodos, LED; LDR; transístores e condensadores. À medida que se ia dizendo as características de cada componente e a sua funcionalidade, mostrava-se o componente em questão. No decorrer da exposição foram-se dando e pedindo exemplos aos alunos, de circuitos electrónicos simples, onde os componentes estariam inseridos (plano de aula em anexo nº *x*).

Na aula seguinte, com duração de 90 minutos, voltou-se a abordar os componentes electrónicos em tom de revisão e propôs-se aos alunos a montagem de alguns circuitos electrónicos usando os componentes estudados (PowerPoint em anexo nº *xi*).

No total, foram aulas leccionadas no 9º ano 4 aulas, duas de 45 minutos e duas de 90 minutos.

Ainda leccionei uma aula de substituição, por falecimento de um parente de uma professora do grupo de Física e Química e outra em parceria com a Dra. Domitila, onde fizemos com os alunos de outra turma do 9º ano, montagem de circuitos electrónicos simples.

Programa de Ensino e Orientações Curriculares

III.2. Ensino Secundário

No estágio pedagógico os estagiários leccionam um determinado número de aulas no ensino secundário na turma da orientadora pedagógica, neste caso as aulas foram dadas no 11º ano.

III.2.1. Física

A componente de Física do 11º ano pretende ser um instrumento com que os alunos possam alcançar um modo de interpretação do mundo que os rodeia e de compreender como esse conhecimento foi sendo conseguido. Nesta perspectiva, pensamos que a Física pode e deve ser ensinada mostrando como os seus princípios e resultados básicos foram estabelecidos e como fazem parte de uma relevante herança cultural proporcionadora de meios de desenvolvimento da sociedade.

De modo a evidenciar o carácter dinâmico da Ciência, deverá mostrar-se como as teorias consideradas hoje correctas substituíram outras que, por sua vez, já teriam dado lugar a outras, em cada época consideradas mais plausíveis.

A vida nos países desenvolvidos sofreu, no último século, uma enorme mudança devida a aplicações de muitas descobertas da Física. É o caso da rádio e da televisão, dos computadores e da Internet, dos raios X, do LASER e de outros exemplos bem conhecidos que influenciam, acompanham e muitas vezes determinam a vida actual. De facto, a descoberta das leis fundamentais que governam a Natureza tem tido uma profunda repercussão na Humanidade, pois estas conduziram a aplicações práticas que transformaram profundamente a economia, a medicina, os transportes e tantos outros aspectos das nossas vidas. Apenas como exemplo, poderemos apontar a tecnologia do espaço que consegue colocar-nos em contacto quase instantâneo com qualquer ponto do globo por meio dos satélites de comunicações, previsões climatéricas muito aproximadas devido aos satélites meteorológicos ou, ainda, navegação precisa para qualquer local da Terra, usando sinais provenientes de satélites do GPS (Global Positioning System).

O Ministério da Educação seleccionou, para os alunos do 11º ano, a exploração do espaço e a comunicação, no seu sentido mais lato. Assim, o programa está organizado em duas unidades centradas em temáticas diferentes que se interligam na finalidade comum da compreensão dos conceitos e princípios básicos que permitem a comunicação na Terra e no espaço.

A primeira unidade, Movimentos na Terra e no Espaço, tem como objectivo o estudo dos principais efeitos das forças os movimentos - numa perspectiva integradora da Cinemática e da Dinâmica. O contexto em que se insere esta Unidade é a interacção gravítica, pois só com o entendimento cabal desta força é possível compreender a temática da exploração do espaço.

A segunda unidade, Comunicações, trata de um tema da maior actualidade, cuja evolução e importância têm na Física a principal raiz e protagonismo (DES, 2003).

Objecto de ensino

1.1. Viagens com GPS

1.2. Da Terra à Lua

Unidade 2 – Comunicações

2.1. Comunicação de informação a curtas distâncias

2.2. Comunicação de informação a longas distâncias

Planificação da Unidade Didáctica de Regência

III.2. Ensino Secundário

No ensino secundário o nível escolar para leccionar tanto a componente de Física como a de Química foi o 11º ano.

As unidades a leccionar foram previamente escolhidas e discutidas com a orientadora pedagógica e os orientadores científicos. Depois de definidas as unidades a leccionar, passou-se por um processo da respectiva planificação e mais tarde elaboram-se planos para cada aula e documentos referentes ao desenvolvimento da aula. Nestes documentos se expõe o que será leccionado em cada aula, e estabelecem-se as estratégias implementadas.

Assim no primeiro período do ano lectivo de 2009/2010, foram leccionadas as aulas da componente de Física e no terceiro período da componente de Química.

III.2.1. Física

As aulas de Física foram leccionadas no primeiro período do ano lectivo de 2009/2010, a unidade didáctica escolhida foram os “*Movimentos na Terra e no Espaço*”, subunidade “*Da Terra à Lua*” e deu-se início ao processo de planificação da unidade.

O processo de planificação da unidade constitui na elaboração do plano a médio prazo, como se apresenta a seguir.

 <p>Escola Secundária c/ 3ºCEB Quinta das Flores</p>	<p>Física e Química A – 11º Ano Professora Estagiária: Madalena Carvalho Unidade Didáctica: <i>Movimentos na Terra e no Espaço</i> Subunidade Didáctica: <i>1.2- Da Terra à Lua</i></p>					<p>Ano Lectivo: 2009/2010 Turma: A Data do Início: 06/11/2009 Data do Final: 20/11/2009</p>
Subunidades	Conteúdos	Objectivos	Estratégias	Avaliação	Recursos Didácticos	Nº de aulas
<p>1.2.9- Movimentos de Queda à Superfície da Terra.</p> <ul style="list-style-type: none"> • Lançamento horizontal com resistência do ar desprezável. 	<ul style="list-style-type: none"> • Resistência do ar desprezável. • Lançamento e queda de graves. • Lançamento horizontal consiste numa composição de movimentos. • Movimento uniforme, na direcção horizontal Movimento uniformemente variado, na direcção vertical. 	<ul style="list-style-type: none"> • Compreender que em alguns casos a resistência do ar pode ser desprezável e noutros não. • Identificar as forças que actuam num corpo que descreve um movimento de lançamento horizontal com resistência do ar desprezável • Reconhecer que o tempo de queda de um corpo lançado horizontalmente não depende da velocidade inicial do mesmo. • Reconhecer que o lançamento horizontal é uma composição de movimentos • Escrever as equações do movimento correspondentes à decomposição do lançamento horizontal segundo os eixos cartesianos. • Identificar as componentes da velocidade, segundo xx e yy. 	<ul style="list-style-type: none"> • Apresentar situações em que se pode considerar a resistência do ar desprezável ou não: <ul style="list-style-type: none"> – Experiência centrada no professor: queda de uma folha inteira versus folha amarrotada. • Esquematizar as forças aplicadas nos corpos através de imagens ou animações e também no quadro. • Experiência centrada no professor: mostrar aos alunos como dois corpos iguais, mas com lançamentos diferentes chegam ao chão ao mesmo tempo. • Representação das forças aplicadas nos corpos. • Uso de imagens exemplificativas do movimento. 	<ul style="list-style-type: none"> • Participação • Interpretação • Compreensão • Trabalho de casa • Fichas de trabalho • Ficha de controlo • Resolução de exercícios. • Trabalhos de casa. 	<ul style="list-style-type: none"> • Quadro • Giz/canetas • Apagador • Software adequado • Projector multimédia • Computador • Internet • Manual adoptado • PowerPoint 	<p>2</p>

<p>AL 1.3: “Salto para a piscina”</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Equações do movimento uniforme e uniformemente variado. • Tempo de queda • Alcance máximo. • Lançamento de projecteis. • Movimento uniforme na direcção horizontal • Movimento uniformemente variado, na direcção vertical. 	<ul style="list-style-type: none"> • Caracterizar o movimento de um projectil lançado horizontalmente, com efeito da resistência do ar desprezável, explicando-o como a sobreposição de dois movimentos (uniformemente acelerado na vertical e uniforme na horizontal). • Estabelecer analiticamente as equações do movimento horizontal e vertical. • Comparar os tempos de queda de dois projecteis lançados da mesma altura, um na horizontal e 	<ul style="list-style-type: none"> • Animações e posterior interpretação. • Resolução de exercícios para determinar as equações dos movimentos segundo a horizontal e consequentemente segundo a vertical. • Experiência centrada no professor: lançamento de corpos iguais lançados da mesma altura, mas um com velocidade inicial igual a zero e outra diferente de zero. • Animação e posterior interpretação. • Experiência centrada no professor: lançamento de corpos iguais, mas com velocidades iniciais diferentes. • Deduzir a equação que permite determinar a relação entre a velocidade inicial e o alcance do projectil. • Exemplos de exercícios de aplicação. ✓ Preparação da actividade laboratorial. • Aplicação dos 	<ul style="list-style-type: none"> • Resolução de exercícios. • Trabalho de casa. • Participação. • Ficha de trabalho laboratorial. 	<ul style="list-style-type: none"> • Calha circular • Esfera metálica • Régua • Papel milimétrico. • Papel químico. • Duas 	<p>1</p>
--	--	---	---	---	--	----------

<p>1.2.10- Satélites. Movimento Circular e Uniforme</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Aplicações dos satélites. • Caracterizar o movimento do satélite. • Movimento circular e uniforme. • Trajectória circular. <ul style="list-style-type: none"> • Velocidade variável, mas com módulo constante. • Velocidade linear. • Velocidade angular. <ul style="list-style-type: none"> • Força resultante. • Força centrípeta. • Aceleração. 	<p>outro na vertical.</p> <ul style="list-style-type: none"> • Relacionar o valor do alcance de um projectil com o valor da velocidade inicial e altura de lançamento. • Dar exemplos das várias aplicações do uso dos satélites artificiais. • Caracterizar o movimento de um satélite geoestacionário, descrevendo-o como um movimento circular com velocidade de módulo constante. • Reconhecer que a força resultante é perpendicular à velocidade no movimento do satélite. • Reconhecer que a força resultante num movimento circular uniforme é uma força radial e centrípeta, porque está dirigida para o centro da trajectória. • Distinguir e relacionar velocidade linear com velocidade angular. • Escrever as respectivas expressões da velocidade linear e angular. • Explicar as condições de lançamento de um satélite para que ele passe a descrever uma circunferência em volta da Terra. • Identificar as condições para que 	<p>conhecimentos adquiridos nas aulas anteriores sobre o lançamento horizontal</p> <ul style="list-style-type: none"> • Execução dos trabalhos laboratoriais. • Respostas às questões apresentadas na ficha de trabalho laboratorial. • Apenas esclarecer dúvidas do funcionamento da experiência. • PowerPoint com os vários usos dos satélites artificiais. • Usando um vídeo que mostre o movimento de satélites geoestacionários. • Mostrando esquematicamente as forças que estão envolvidas no movimento circular e uniforme. • Experiência centrada no professor: carrinho num dos lados tem um fio que se segura de modo o carrinho efectue uma circunferência. • A partir de uma animação de um lançamento de projectil, interpelar a turma acerca das forças que estarão envolvidas no 	<ul style="list-style-type: none"> • Autonomia • Interesse • Iniciativa • Interação entre alunos e professor. • Execução da actividade. <ul style="list-style-type: none"> • Trabalhos de casa • Fichas de exercícios • Participação 	<p>photogates.</p>	<p>2</p>
--	---	--	--	---	--------------------	----------

<p>AL. 1.4: “Satélite Geoestacionário”</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Aceleração centrípeta. • Módulo da aceleração centrípeta. • Período. • Frequência. • Características de um movimento circular uniforme de um satélite em torno da Terra: velocidade em órbita, aceleração centrípeta e força centrípeta. 	<p>um satélite seja geoestacionário.</p> <ul style="list-style-type: none"> • Identificar a variação na direcção da velocidade como efeito da actuação de uma força constantemente perpendicular à trajectória. • Identificar as características da aceleração neste movimento. • Definir período, frequência e velocidade angular. • Relacionar as grandezas velocidade linear e velocidade angular com o período e/ou frequência. • Caracterizar o módulo da aceleração centrípeta • Conhecer a expressão da velocidade em órbita de um satélite de que depende. • Identificar que a expressão da aceleração centrípeta não depende da massa do satélite. • Relacionar os factores de que depende a força centrípeta: a massa do satélite, a massa e do raio o planeta e a altitude. • Complementar o estudo de movimentos circulares e uniformes. 	<p>movimento.</p> <ul style="list-style-type: none"> • Usando o exemplo dos ponteiros do relógio estabelecer as equações da frequência e do período. • Expressões do período e da frequência. • Vídeo que exemplifique as condições de imponderabilidade, na órbita terrestre. • Resolução de exercícios de aplicação. ✓ Preparação da actividade laboratorial. • Aplicação dos conhecimentos adquiridos nas aulas anteriores sobre o lançamento horizontal • Execução dos trabalhos laboratoriais. • Respostas às questões apresentadas na ficha de trabalho laboratorial. • Esclarecer dúvidas acerca do funcionamento da experiência. 	<ul style="list-style-type: none"> • Ficha de trabalho laboratorial. • Autonomia • Interesse • Iniciativa • Interacção entre alunos e professor. • Execução da actividade. 	<ul style="list-style-type: none"> • Carrinho • Mola elástica • Massas marcadas • Plataforma rotativa • Dinamómetro • Cronómetro • Balança 	<p>1</p>
---	--	---	---	--	---	----------

Depois do plano a médio prazo ter sido discutido entre a estagiária, a orientadora cooperante e o orientador científico, passou-se para os planos para cada a aula a leccionar, só no final é que se desenvolveu a aula, como o assunto irá ser exposto, por que ordem e quais os instrumentos a utilizar para melhor compreensão dos alunos.

Assim, o desenvolvimento da aula é como se expõe em seguida, a aula escolhida para exemplificar foi a aula número 23 (plano da aula em anexo nº *xiii*).

Aula nº 23

Sumário:

- Lançamento horizontal com resistência do ar desprezável.
Resolução de exercícios de aplicação (Ficha de trabalho nº 14)

Objectivos:

- Identificar o movimento de queda da bola da mesa.
- Identificar que o movimento de um projectil é composto por dois tipos de movimento.
- Relacionar as forças que actuam num projectil com as características do movimento.
- Reconhecer que o tempo de queda de um corpo lançado horizontalmente não depende da velocidade inicial do mesmo.
- Relacionar os tempos de voo de um corpo em queda livre e de um projectil com lançamento horizontal.
- Identificar as componentes da velocidade de um projectil num sistema de coordenadas cartesiano
- Identificar que os conceitos que serão abordados são uma consequência do que foi exposto em aulas anteriores.
- Analisar situações novas, com as bases adquiridas anteriormente.
- Caracterizar o movimento de um projectil lançado horizontalmente explicando-o como a sobreposição de dois movimentos.
- Estabelecer analiticamente as equações cartesianas do movimento do lançamento horizontal.
- Deduzir a forma da trajectória de um projectil.
- Calcular o tempo de queda de um projectil a partir das equações do movimento do projectil.

- Calcular o alcance de um projectil a partir das equações do movimento do projectil.

Desenvolvimento da aula

Iniciou-se a aula com uma experiência centrada no professor que consistiu em lançar uma bola sobre a mesa, salientando que esta rola sem deslizar, por conseguinte podem desprezar-se os efeitos de atrito entre a bola e a mesa (Fig. II.1).

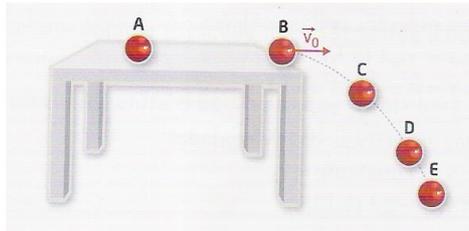


Figura II.1: Movimento da bola em cima da mesa.

Em seguida, pediu-se à turma para identificar e representar no caderno, as forças que estão aplicadas na bola e depois fazer no quadro o esquema pedido aos alunos. Depois questionar o que acontece no instante em que a bola deixa de estar em contacto com a mesa, ou seja, nesse instante deixa de haver contacto com a mesa, logo a força que a mesa exerce na bola deixa de existir.

Durante a queda, aplicação da 2ª Lei de Newton.

$$\vec{F}_r = m_b \times \vec{a}$$

Sendo m_b a massa da bola, a a aceleração, que é a aceleração da gravidade, $|\vec{a}| = |\vec{g}|$, substituindo na expressão anterior, temos:

$$\vec{F}_r = m_b \times \vec{g}$$

assim a bola fica apenas sob a acção da força gravítica. Isto, porque a resistência do ar é desprezável.

Depois de estar claro para os alunos, que a bola, quando cai, está apenas sob a acção da força gravítica, podemos retornar ao ponto de partida da situação exposta. Assim, quando a bola está em cima da mesa apenas tem um movimento horizontal, segundo o eixo dos xx, logo, temos um movimento rectilíneo uniforme, e pode-se escrever as equações do movimento.

Conduz-se os alunos a concluírem que o lançamento horizontal é uma composição de dois movimentos:

- ✓ Movimento uniforme, na direcção horizontal
- ✓ Movimento uniformemente variado, na direcção vertical.

Assim, projectando uma animação com recurso ao PowerPoint, pede-se aos alunos para identificarem as condições iniciais do lançamento do projectil.

O objectivo é levar os alunos a chegarem às equações características do lançamento horizontal, como a equação para o alcance máximo.

Termina-se a aula com exemplos de exercícios.

Entregou-se e resolveu-se uma *ficha de trabalho*, a *número 14* (em anexo nº *xiv*) para fazer na aula, e entregou-se o trabalho de casa (*TPC aula nº23*) (em anexo nº *xv*).

Mas antes avisou-se a turma que a aula laboratorial referente a este tema seria realizada na próxima aula de 135 minutos.

Aulas Seguintes

Na aula seguinte, abordaram-se os satélites geostacionários, realizou-se uma ficha de trabalho (em anexo nº *xvii*) e a 15 minutos do final da aula preparou-se a actividade laboratorial, AL 1.3: “Salto para a Piscina”.

Na aula de 135 minutos, realizou-se actividade laboratorial, com turma dividida em dois turnos e depois de uma breve exposição dos fundamentos teóricos para ser possível realizar a actividade, explicação e identificação dos materiais que foram usados para a realização da actividade laboratorial, foi distribuída ao turno, a ficha de trabalho (em anexo nº *xix*).



Foto II.1: Montagem laboratorial “Salto para a Piscina”

Na aula seguinte, tratou-se do movimento circular uniforme e realizaram-se exercícios de aplicação.

Na aula subsequente, efectuou-se uma revisão da aula anterior e terminou o assunto do movimento circular uniforme, assim os alunos já com os conhecimentos necessário, ficaram aptos para a preparação da actividade laboratorial, AL 1.4: “Satélite

Geoestacionário”. Na mesma aula, os alunos concluíram a ficha de trabalho laboratorial da AL 1.3.

Na aula de 135 minutos realizou-se a AL 1.4: “Satélite Geoestacionário”.

Apresentou-se um PowerPoint ® (em anexo nº *xxvii*) com a introdução à actividade laboratorial, dividiu-se o turno em grupos e entregou-se aos alunos a ficha de trabalho (em anexo nº *xxviii*).



Foto II.2: Montagem laboratorial “Satélite Geoestacionário”

A última aula dada, já teve lugar em Janeiro de 2010, integrada no tema das longas distâncias (plano em anexo nº *xxxiii*). Então, na aula, foi feita uma introdução histórica sobre a evolução das comunicações a longas distâncias, falando na descoberta das ondas electromagnéticas, na produção de ondas rádio e culminando na transmissão de informação.

Totalizando 7 aulas dadas ao 11º ano, duas das quais, foram actividades laboratoriais.

Capítulo III – Química

III.1. Ensino Básico – Orientações Curriculares

Os estagiários leccionam um determinado número de aulas, no ensino básico, nas turmas da orientadora pedagógica; neste caso, as aulas foram dadas no 9º ano.

As orientações curriculares surgem como um documento único para a área das Ciências Físicas e Naturais, ficando desdobradas em Ciências Naturais e Ciências Físico-Químicas, que são apresentadas em paralelo. Não se propõe com esta organização uma única disciplina leccionada por um único professor. Respeita-se a individualidade disciplinar e considera-se mais proveitoso existirem dois professores, com os respectivos saberes, como responsáveis por cada uma das componentes da área. Pretende-se evidenciar conteúdos tradicionalmente considerados independentes e sem qualquer relação. Deste modo, facilita-se aos professores o conhecimento do que se preconiza como fundamental os alunos saberem nas duas disciplinas, bem como lhes permite, se assim o entenderem, organizarem colaborativamente as suas aulas, ou alguns conteúdos ou ainda orientarem os alunos no desenvolvimento de projectos comuns. (DEB, 2001)

As Ciências Físicas e Naturais são apresentadas em dois níveis diferentes, que se interligam para dar sentido ao currículo. A literacia científica é fundamental para o exercício pleno da cidadania. O desenvolvimento de um conjunto de competências que se revelam em diferentes domínios, tais como o conhecimento (substantivo, processual ou metodológico, epistemológico), o raciocínio, a comunicação e as atitudes, é essencial para a literacia científica. (DEB, 2001)

No documento sobre competências específicas para as Ciências Físicas e Naturais, propõe-se a organização dos programas de Ciências, nos três ciclos do ensino básico, em quatro temas gerais:

- Terra no espaço
- Terra em transformação
- Sustentabilidade na Terra
- Viver melhor na Terra.

A coerência conceptual e metodológica destes temas tem como ideia mais abrangente o esquema organizador, que salienta a importância de explorá-los numa perspectiva

interdisciplinar, em que a interação Ciência – Tecnologia – Sociedade – Ambiente constitui uma vertente integradora e globalizante da organização e da aquisição dos saberes científicos.

O tema “*Viver melhor na Terra*”, corresponde ao que foi leccionado no 9º ano de escolaridade. Visa a compreensão que a qualidade de vida implica na saúde e segurança, numa perspectiva individual e colectiva. A biotecnologia, área relevante na sociedade científica e tecnológica, é sem dúvida, um conhecimento essencial para a qualidade de vida. (DEB, 2001)

No ensino básico, o nível escolar para leccionar, tanto a componente de Física como a de Química, foi o 9º ano.

As unidades a leccionar foram previamente escolhidas e discutidas com a orientadora pedagógica e os orientadores científicos; depois de assentes, passou-se por um processo de planificação e, mais tarde, elaboraram-se planos para cada aula bem como os documentos necessários ao seu desenvolvimento, nos quais se expõe o que será dado em cada aula; como será dado e quais as estratégias a implementar.

Assim, no terceiro período, os temas leccionados no 9º ano do ensino básico, na componente de Química, foram:

- Classificação dos materiais
 - Propriedades dos materiais e Tabela Periódica dos Elementos
 - Estrutura atómica
 - Ligação química

A contribuição da Química para a qualidade de vida é inquestionável, quer na explicação das propriedades dos materiais que nos rodeiam, quer na produção de novos materiais e substâncias.

Com o estudo das propriedades dos materiais e da Tabela Periódica dos Elementos, pretende-se realçar a diversidade de materiais existentes na Terra e a necessidade dos químicos encontrarem um modo de os organizar, atendendo às suas propriedades. (DEB, 2001)

III.2. Planificação da Unidade Didáctica de Regência

As aulas de Química foram leccionadas no terceiro período do ano lectivo de 2009/2010. A unidade didáctica escolhida foi a “*Classificação dos Materiais*” e, dentro da unidade, escolheu-se a subunidade “*Das Propriedades das Substâncias à Posição*

dos Elementos na Tabela Periódica”. Deu-se início ao processo de planificação da unidade.

A preparação da unidade didáctica concretizou-se nas seguintes fases:

- V. Elaboração de um plano geral da unidade a médio prazo;
- VI. Análise e discussão do plano entre a estagiária e os orientadores cooperante e científico;
- VII. Elaboração do quadro de referência para a planificação específica de cada uma das aulas;
- VIII. Formulação do desenvolvimento de aula.

Assim, desde a escolha do assunto a tratar nas aulas até, efectivamente, se dar a aula, o processo é longo e demorado, passando por diversos momentos de auto reflexão por parte do professor estagiário.

Apresenta-se a seguir o plano a médio prazo:

 Escola Secundária c/ 3ºCEB Quinta das Flores	Aula nº 88 e 89 Ciências Físico-Química – 9º Ano Unidade Didáctica: Classificação dos materiais. Subunidade Didáctica: Das propriedades das substâncias à posição dos elementos na Tabela Periódica.				Ano lectivo: 2009/2010 Turma: C
Subunidades	Conteúdos	Competências / Objectivos	Estratégias	Avaliação	Recursos Didácticos
Das propriedades das substâncias à posição dos elementos na Tabela Periódica	<ul style="list-style-type: none"> • Metais alcalinos • Metais alcalino-terrosos • Reacções de combustão. • Reacções das substâncias com a água. • Reacções das substâncias com o hidrogénio. 	<ul style="list-style-type: none"> • Escrever as equações químicas que traduzem as reacções dos metais dos grupos 1 e 2 com oxigénio. • Escrever as equações químicas que traduzem as reacções dos óxidos metálicos com a água. • Escrever as equações químicas que traduzem as reacções dos halogéneos com o hidrogénio e com os metais. • Reconhecer a estabilidade dos gases nobres. 	<ul style="list-style-type: none"> • Inicia-se a aula com o PowerPoint ®:” Propriedades das substâncias e respectiva posição dos elementos na Tabela Periódica” (duração aproximada de 90 minutos). • O primeiro diapositivo inicia com a introdução das propriedades dos metais alcalinos. • Os diapositivos seguintes abordam as propriedades dos metais, não-metais, halogéneos e finalmente os gases raros ou nobres. • No decorrer da apresentação das diferentes substâncias e suas propriedades irá mostrar-se uma tabela interactiva (freshney.org – Periodic Table). • Apresenta-se a imagem da Tabela Periódica para relembrar o que foi dado em aulas anteriores como elementos do mesmo grupo têm distribuições electrónicas semelhantes e que permitem explicar semelhanças das propriedades físicas e químicas desses elementos. • Refere-se que existem algumas excepções. • Em seguida fala-se nos metais alcalinos que constituem o 1º grupo e as suas respectivas propriedades. 	<ul style="list-style-type: none"> • Interacção entre alunos. • Interacção entre alunos e professor. • Participação oral. • Participação escrita. • Ficha de trabalho. 	<ul style="list-style-type: none"> • Computador. • PowerPoint ®. • Projector multimédia. • Quadro. • Apagador. • Giz. • Ficha de trabalho. • Manual adoptado. • Imagens. • Ficha de trabalho • Internet. • Material de laboratório diverso de química: <ul style="list-style-type: none"> ○ Gobelés ○ Estilete ○ Pinça ○ Tinas ○ Indicadores ácido-base. ○ Lamparina ○ Fósforos

 Escola Secundária c/ 3ºCEB Quinta das Flores	Aula nº 88 e 89 Ciências Físico-Química – 9º Ano Unidade Didáctica: Classificação dos materiais. Subunidade Didáctica: Das propriedades das substâncias à posição dos elementos na Tabela Periódica.				Ano lectivo: 2009/2010 Turma: C
Subunidades	Conteúdos	Competências / Objectivos	Estratégias	Avaliação	Recursos Didácticos
Das propriedades das substâncias à posição dos elementos na Tabela Periódica	<ul style="list-style-type: none"> • Metais alcalinos • Metais alcalino-terrosos • Reacções de combustão. • Reacções das substâncias com a água. • Reacções das substâncias com o hidrogénio. 		<ul style="list-style-type: none"> • Em seguida realizam-se as actividades práticas de sala de aula (experiência centrada no professor). • Antes distribui-se uma ficha de trabalho para que os alunos possam registar as observações. Reacções de combustão envolvendo os metais alcalinos, como se processam e respectivas equações químicas. • Reacções dos óxidos dos metais alcalinos com a água, como se processam e respectivas equações químicas. • Reacções dos metais alcalinos com a água e apresentam-se as equações químicas correspondentes às reacções envolventes. • Como a reactividade dos metais alcalinos aumenta ao longo do grupo. • Mostrar o seguinte vídeo: ⓘ http://www.youtube.com/watch?v=QSZ-3wScePM (Acedido 19/05/2010) 	<ul style="list-style-type: none"> • Interacção entre alunos. • Interacção entre alunos e professor. • Participação oral. • Participação escrita. • Ficha de trabalho. 	<ul style="list-style-type: none"> • Computador. • PowerPoint ®. • Projector multimédia. • Quadro. • Apagador. • Giz. • Ficha de trabalho. • Manual adoptado. • Imagens. • Ficha de trabalho • Internet. • Material de laboratório diverso de química: <ul style="list-style-type: none"> ○ Água ○ Substâncias químicas

Tendo-se discutido e melhorado o plano da unidade, passou-se para a planificação da aula (ver anexo nº xxxv) e, só depois, o desenvolvimento de aula foi elaborado e discutido.

Assim, de modo a elustrar um desenvolvimento de aula, apresenta-se, em seguida, a aula (resumida – total em anexo nº xxxviii) leccionada na turma do 9º ano.

Aula nº 88 e 89

Sumário:

- Propriedades das substâncias e a posição dos elementos na Tabela Periódica.
- Reacções de combustão e formação de óxidos.
- Reacções das substâncias com a água

Objectivos / Competências:

- Conhecer algumas propriedades físicas e químicas dos elementos dos grupos 1, 2, 17 e 18 da Tabela Periódica.
- Escrever as equações químicas que traduzem as reacções dos metais dos grupos 1 e 2 com oxigénio.
- Escrever as equações químicas que traduzem as reacções dos óxidos metálicos com a água.
- Escrever as equações químicas que traduzem as reacções dos halogéneos com o hidrogénio e com os metais.
- Reconhecer a estabilidade dos gases nobres.

Desenvolvimento da aula

Iniciou-se a aula com a apresentação do PowerPoint®: ***“Propriedades das substâncias e respectiva posição dos elementos na Tabela Periódica”*** (em anexo nº lix). A apresentação teve a duração aproximada de 90 minutos e, intercaladas com a apresentação, decorreram experiências centradas no professor como introdução aos assuntos que foram abordados, os alunos observaram, registaram dados e tiraram conclusões acerca das actividades realizadas. Os registos foram efectuados numa ficha de trabalho que foi distribuída à turma antes da primeira actividade de sala de aula.

Metais alcalinos

Os metais alcalinos, o grupo 1, são sólidos à temperatura ambiente e guardam-se em petróleo ou parafina líquida, uma vez que reagem muito facilmente com o O₂ do ar.

Ao cortar o sódio e o lítio metálico, salienta-se e demonstra-se que são moles, pois, cortam-se facilmente com um canivete e a sua dureza diminui ao longo do grupo. As

suas superfícies, quando recentemente cortadas, apresentam brilho metálico e são bons condutores de corrente eléctrica. O carácter metálico aumenta ao longo do grupo.

Tanto as propriedades físicas referidas, como as propriedades químicas (reactividade com a água e com o oxigénio, formação de soluções aquosas básicas, etc.) podem ser explicadas com base na grande tendência que os metais têm para ceder o seu único electrão de valência, transformando-se em iões monopositivos (Cavaleiro, 2009).

Vejam agora algumas propriedades químicas dos metais alcalinos.

Combustão dos metais alcalinos (reacção com o oxigénio)

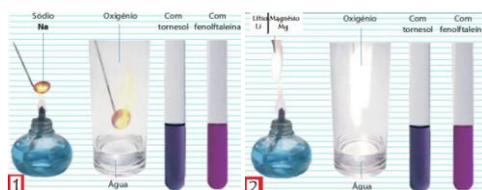
Actividade Prática de Sala de Aula: Combustão de metais e carácter químico dos óxidos obtidos

Vamos precisar de:

- Sódio metálico
- Lítio metálico
- Solução alcoólica de fenolftaleína
- Tintura azul de tornesol
- 4 Gobelés
- 2 Copos de combustão com oxigénio e um pouco de água no fundo
- Bisturi
- X-acto
- Suporte de madeira para prender a fita de magnésio
- Colher de combustão.

Cortou-se uma pequena porção de sódio que foi retirado do frasco com o estilete. Esta porção de sódio foi colocada na colher de combustão e foi a aquecer à chama da lamparina até que ficou incandescente. Introduziu-se depois a colher com o sódio no copo de combustão contendo água e tapou-se logo de seguida. Pediu-se aos alunos para observarem atentamente.

Terminada a combustão retirou-se a colher e agitou-se bem o conteúdo e depois, foi distribuído por dois gobelés. A um dos gobelés, adicionou-se tintura azul de tornesol e ao outro, solução de fenolftaleína (fig. 1). Em seguida, cortou-se uma fita de magnésio com cerca de 5 cm e prendeu-se ao suporte adequado; repetiu-se o anterior procedimento. Procedeu-se de igual forma com o lítio para determinar o carácter químico (ácido-base) da solução do óxido (fig. 1).



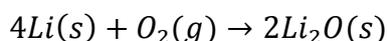
Pediu-se aos alunos para registarem o que observam:

- Depois de aquecidos, o sódio e o magnésio ardem com chamas de cor amarela e branca, respectivamente. No interior dos copos de combustão formam-se corpúsculos sólidos, muito finos e brancos.
- A solução obtida após a agitação dos copos de combustão comunica cor azul à tintura azul de tornesol e cor carmin à fenolftaleína.

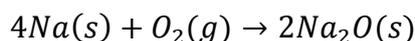
No final pediu-se para concluírem o carácter básico ou ácido das soluções aquosas, originadas pelos produtos da combustão do sódio e do lítio.

Por reacção com o oxigénio, os metais alcalinos formam diferentes tipos de óxidos.

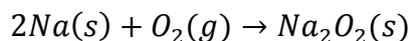
O lítio tende a formar predominantemente o óxido de lítio, de acordo com a equação:



Num meio pobre em oxigénio, o sódio também poderá formar óxido de sódio, de acordo com a equação semelhante à do lítio:



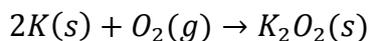
Contudo, o sódio tende a formar predominantemente o peróxido de sódio, de acordo com a equação:



Nota: Os peróxidos são compostos iónicos que se formam a partir do anião O_2^{2-} e os superóxidos são compostos iónicos formados a partir do anião O_2^- .

O potássio e os restantes metais alcalinos, por reacção com o oxigénio, dão origem a superóxidos de fórmula genérica MO_2 .

Por exemplo, no caso do potássio ter-se-á:



(Cavaleiro, 2009)

Depois abordaram-se as:

- Reacções dos óxidos dos metais alcalinos com a água
- Reacções dos metais alcalinos com a água

As características das reacções dos metais alcalinos com a água e a reactividade dos metais alcalinos.

Depois realizou-se a Actividade Prática de Sala de Aula: Reacções do lítio, do sódio e do potássio com a água. Para finalizar mostrou-se o seguinte vídeo:

① <http://www.youtube.com/watch?v=QSZ-3wScePM> (Acedido a 19/05/2010)

Em seguida falou-se sobre os Metais Alcalino-Terrosos, as suas características e propriedades, mais especificamente:

- Combustão dos metais alcalino-terrosos
- Reacção dos óxidos dos metais alcalino-terrosos com a água
- Reacção dos metais alcalino-terrosos com a água

No final realizou-se a Actividade Prática de Sala de Aula: Combustão de não metais e carácter químico dos óxidos obtidos

Para terminar falou-se sobre os halogéneos e suas características como as reacções entre os halogéneos e o hidrogénio e com os metais.

Antes de falar sobre os gases nobres apresentou-se uma tabela resumo com as propriedades físicas dos metais e dos não-metais.

No final falou-se sobre os gases nobres e suas características, como por exemplo, todos os gases nobres à temperatura ambiente, encontram-se no estado gasoso e têm pontos de fusão e de ebulição muito baixos, a fraca abundância relativa destes gases na atmosfera faz com que sejam, frequentemente, designados por gases raros, embora o hélio seja o segundo elemento mais abundante no Universo.

A aula terminou com a exibição de dois vídeos:

- ① http://www.youtube.com/watch?v=QLrofyj6a2s&feature=PlayList&p=8DED344342A30C6D&playnext_from=PL&index=7 (Acedido a 19/05/2010)
- ① http://www.youtube.com/watch?v=-twAyfjOy68&feature=PlayList&p=8DED344342A30C6D&playnext_from=PL&index=6 (Acedido a 19/05/2010)

Encontra-se em anexo nº *li* a ficha de trabalho.

III.3. Ensino Secundário – Programa de Ensino

No estágio pedagógico, os estagiários leccionam um determinado número de aulas no ensino secundário na turma da orientadora pedagógica; neste caso, as aulas foram dadas no 11º ano.

A componente de Química do 11º ano procura constituir-se como um caminho para que os alunos possam alcançar um modo de interpretação do mundo naquilo que o constitui hoje, no quanto e como se afasta do que foi no passado e de possíveis cenários de evolução futura. Procurar-se-á também confrontar explicações aceites em diferentes

épocas como forma de evidenciar o carácter dinâmico da Ciência, assente mais em reformulações e ajustes do que em rupturas paradigmáticas.

O programa do 11º ano está organizado em duas Unidades centradas em temáticas diferentes (DES, 2003).

1. Produção e controlo – a síntese industrial do amoníaco

1.1. O amoníaco como matéria-prima

1.2. O amoníaco, a saúde e o ambiente

1.3. Síntese do amoníaco e balanço energético

1.4. Produção industrial do amoníaco

1.5. Controlo da produção industrial

2 - Da Atmosfera ao Oceano: Soluções na Terra e para a Terra

2.1-Água da chuva, água destilada e água pura

2.2. Águas minerais e de abastecimento público: a acidez e a basicidade das águas

2.2.1. Água potável: águas minerais e de abastecimento público

2.2.2. Água gaseificada e água da chuva: acidificação artificial e natural provocada pelo dióxido de carbono

2.3. Chuva ácida

2.3.1. Acidificação da chuva

2.3.2. Impacto em alguns materiais

2.4. Mineralização e desmineralização de águas

2.4.1 A solubilidade e o controlo da mineralização das águas

2.4.2. A desmineralização da água do mar

III.4. Planificação da Unidade Didáctica de Regência

As aulas de Química foram leccionadas no terceiro período do ano lectivo de 2009/2010. A unidade didáctica escolhida foi “*Da Atmosfera ao Oceano: Soluções na Terra e para a Terra*”; dentro da unidade, escolheu-se a subunidade “*Águas minerais e de abastecimento público: a acidez e a basicidade das águas*”, mais especificamente, “*Água gaseificada e água da chuva: acidificação artificial e natural provocada pelo dióxido de carbono*”. Deu-se início ao processo de planificação da unidade.

A preparação da unidade didáctica concretizou-se nas seguintes fases:

- I. Elaboração de um plano geral da unidade a médio prazo

- II. Análise e discussão do plano entre a estagiária e os orientadores cooperante e científico.
- III. Elaboração de um quadro de referência para a planificação específica de cada uma das aulas.
- IV. Formulação do desenvolvimento de aula.

Assim, desde a escolha do assunto até, efectivamente, se dar a aula, o processo é longo e demorado, passando por diversos momentos de auto reflexão por parte do professor estagiário.

Apresenta-se a seguir o plano a médio prazo:

 Escola Secundária c/ 3ºCEB Quinta das Flores	Plano da Unidade Física e Química A – 11º Ano Unidade Didáctica: Da atmosfera aos oceanos: soluções na Terra e para a Terra Subunidade: Águas minerais e de abastecimento público: a acidez e a basicidade das águas – Água gaseificada e água da chuva: acidificação artificial e natural provocada pelo dióxido de carbono			Ano lectivo: 2009/2010 Turma: A
Subunidades	Conteúdos	Objectivos	Estratégias	Recursos Didácticos
2.1. Água da chuva, água destilada e água pura.	<ul style="list-style-type: none"> • Composição química e pH da água da chuva, água destilada e água pura. • Classificar materiais segundo a sua acidez ou basicidade. • O pH é uma medida de acidez, basicidade e de neutralidade. • Concentração hidrogeniónica e o pH. • Evolução histórica dos conceitos de ácido e base. • Significado de ácido e de bases segundo a teoria protónica. 	<ul style="list-style-type: none"> • Descrever as assimetrias da distribuição da água no planeta Terra. • Caracterizar os problemas da distribuição mundial da água no que respeita à sua escassez, à sua qualidade, aos aumentos de consumo e aos limites da capacidade da sua renovação. • Perspectivar o problema da água como um dos problemas do futuro. • Caracterizar as composições químicas médias da chuva “normal”, da água destilada e da água pura relacionando-as com os valores de pH. • Utilizar o valor de pH de uma solução para a classificar. • Relacionar quantitativamente a concentração hidrogeniónica de uma solução e o seu valor de pH. • Explicitar o significado da escala de Sorensen. • Explicitar marcos históricos importantes na interpretação de fenómenos de ácido-base. 	<ul style="list-style-type: none"> • Pesquisa de informação em várias fontes sobre as conclusões dos diversos fóruns mundiais da água, conferência de Paris, dos conteúdos da directiva europeia sobre a qualidade da água e da lei portuguesa sobre a água. • Pesquisa dos diferentes tipos de água que podem utilizar em laboratório, relacionando-as com o tipo de análise a que estão destinadas e com os custos da sua utilização. • Realizar a actividade laboratorial 2.1:”Ácido ou Base: Uma classificação de materiais”. • Análise da composição de diversas águas de mesa e sua comparação quanto à salinidade total, acidez, dureza e componentes específicos (determinados iões, espécies químicas, anfotérica, pares conjugados ácido-base) e relacionamento da concentração de cada espécie com a respectiva solubilidade. • Pesquisa sobre o tratamento de águas municipais (tipos e sistemas de tratamento de água de abastecimento público) 	<ul style="list-style-type: none"> • Manual adoptado • PowerPoint ® • Computador • Quadro • Giz • Apagador • Retroprojector • Projector multimédia • Internet • Animações • Fichas de trabalho

 <p>Escola Secundária c/ 3ºCEB Quinta das Flores</p>	<p align="center">Plano da Unidade</p> <p>Física e Química A – 11º Ano Unidade Didáctica: Da atmosfera aos oceanos: soluções na Terra e para a Terra Subunidade: Águas minerais e de abastecimento público: a acidez e a basicidade das águas – Água gaseificada e água da chuva: acidificação artificial e natural provocada pelo dióxido de carbono</p>			<p>Ano lectivo: 2009/2010</p> <p>Turma: A</p>
<p align="center">Subunidades</p>	<p align="center">Conteúdos</p>	<p align="center">Objectivos</p>	<p align="center">Estratégias</p>	<p align="center">Recursos Didácticos</p>
<p>2.2. Águas minerais e de abastecimento público: a acidez e a basicidade das águas.</p> <p>2.2.1. Água potável: águas minerais e de abastecimento.</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Distinguir água pura de água destilada. • Distinguir água destilada de água de consumo. • Auto-ionização da água. • Constantes de equilíbrio à reacção de ionização da água: produto iónico da água a 25°C. • Relação entre concentrações do ião hidrogénio e ião hidróxido. • Composições típicas e pH • VMR e VMA de algumas componentes de águas potáveis. 	<ul style="list-style-type: none"> • Interpretar os conceitos de ácido e de base segundo a teoria de Brønsted – Lowry. • Estabelecer a diferença entre água destilada e água “pura”. • Caracterizar o fenómeno da auto-ionização da água. • Reconhecer que na água “pura” a concentração do ião hidrogénio é igual à concentração do ião hidróxido. • Estabelecer as relações existentes, qualitativas entre a concentração do ião hidrogénio e a concentração do ião hidróxido resultantes da auto-ionização da água. • Explicitar o significado de água potável de acordo com a legislação em vigor. • Distinguir águas naturais de águas de abastecimento público. • Indicar parâmetros que permitem distinguir entre água potável e outras águas. • Diferenciar os conceitos de valor máximo admissível (VMA) e o valor máximo (VMR) de alguns componentes de águas potáveis e interpretar o significado da razão dessa diferença. 	<ul style="list-style-type: none"> • Pesquisa documental sobre a evolução da chuva ácida em Portugal. • Interação professor/alunos na interpretação do significado de água potável de acordo com a legislação em vigor. • Análise, com os alunos, de alguns parâmetros relativo à qualidade das águas naturais destinadas à produção de águas de abastecimento público. • Referência a algumas das características da água potável. • Indicação dos parâmetros que permitem distinguir entre água potável e outras águas. 	<ul style="list-style-type: none"> • Manual adoptado • PowerPoint® • Computador • Quadro • Giz • Apagador • Retroprojector • Projector multimédia • Internet • Animações • Fichas de trabalho

 Escola Secundária c/ 3ºCEB Quinta das Flores	Plano da Unidade Física e Química A – 11º Ano Unidade Didáctica: Da atmosfera aos oceanos: soluções na Terra e para a Terra Subunidade: Águas minerais e de abastecimento público: a acidez e a basicidade das águas – Água gaseificada e água da chuva: acidificação artificial e natural provocada pelo dióxido de carbono			Ano lectivo: 2009/2010 Turma: A
Subunidades	Conteúdos	Objectivos	Estratégias	Recursos Didácticos
2.2.2. Água gaseificada e água da chuva: acidificação artificial e natural provocada pelo dióxido de carbono.	<ul style="list-style-type: none"> • Chuva normal e chuva ácida. • Ionização de ácidos em água. • Ionização ou dissociação de bases em água. • Reacção ácido-base. • Pares conjugados ácido-base: orgânicos e inorgânicos. • Espécies químicas anfotéricas. • Aplicação da constante de equilíbrio às reacções de ionização de ácido e bases em água: K_a e K_b como indicadores da extensão da ionização. 	<ul style="list-style-type: none"> • Interpretar qualitativamente a acidificação de uma água provocada pela dissolução de dióxido de carbono. • Explicitar o significado de ionização de um ácido discutindo a acidez natural da água da chuva e das águas gaseificadas. • Explicitar os significados de ionização e de dissociação. • Diferenciar reacção de ionização de “reacção” de dissociação. • Aplicar em casos concretos de conceito de ácido forte e base forte. • Estabelecer a relação entre ácido e base conjugada ou entre base e ácido conjugado e conjuntamente, explicitar o conceito de par conjugado ácido-base. • Interpretar o significado de espécie química anfotérica e exemplificar. • Relacionar valores das constantes K_a de ácidos distintos com a extensão das respectivas ionizações. 	<ul style="list-style-type: none"> • Interpretação do significado e diferenciação dos conceitos de valor máximo admissível (VMA) e o valor máximo recomendável (VMR) de alguns componentes de águas potáveis. • Interpretação qualitativa da acidificação de uma água provocada pela dissolução do dióxido de carbono, quer por um processo artificial, quer por um processo natural. • Diálogo com os alunos acerca da acidez natural da água da chuva e das águas gaseificadas, explicitando o significado de ionização de um ácido. • Escrita das equações da acidificação da água pelo dióxido de carbono, para explicitar o significado de ionização. • Análise, com os alunos, os significados de ionização (de um ácido e de algumas bases) e de dissociação (de um hidróxido e de um sal). • Referência a diversos exemplos, para diferenciar reacção de ionização de reacção de dissociação 	<ul style="list-style-type: none"> • Manual adoptado • PowerPoint® • Computador • Quadro • Giz • Apagador • Retroprojector • Projector multimédia • Internet • Animações • Fichas de trabalho

 <p>Escola Secundária c/ 3ºCEB Quinta das Flores</p>	<p style="text-align: center;">Plano da Unidade</p> <p>Física e Química A – 11º Ano Unidade Didáctica: Da atmosfera aos oceanos: soluções na Terra e para a Terra Subunidade: Águas minerais e de abastecimento público: a acidez e a basicidade das águas – Água gaseificada e água da chuva: acidificação artificial e natural provocada pelo dióxido de carbono</p>			<p>Ano lectivo: 2009/2010</p> <p>Turma: A</p>
Subunidades	Conteúdos	Objectivos	Estratégias	Recursos Didácticos
	<ul style="list-style-type: none"> • Força relativa de ácidos e bases. • Efeito da temperatura na auto-ionização da água e no valor do pH. • Neutralização: uma reacção de ácido-base. • Volumetria de ácido-base. • Ponto de equivalência e ponto final. 	<ul style="list-style-type: none"> • Comparar as constantes de acidez K_a e de basicidade K_b de um par ácido-base conjugado. • Relacionar, para um dado par conjugado ácido-base, o valor das constantes K_a e K_b. • Explicitar o efeito da variação da temperatura na auto-ionização da água e consequentemente no valor do pH com base na lei de Chatelier. • Interpretar a reacção entre um ácido e uma base em termos de troca protónica. • Interpretar uma reacção entre um ácido forte e uma base forte. • Associar o ponto de equivalência à situação em que a reacção química entre as duas soluções é completa e o ponto final de uma volumetria à situação em que se detecta experimentalmente uma variação brusca de uma propriedade física ou química da mistura reaccional. • Reconhecer a dificuldade da determinação operacional do ponto de equivalência de uma volumetria o que justifica o recurso à detecção do ponto final da volumetria. • Referir alguns processos de detecção do “ponto final”. • Relacionar o ponto de equivalência de uma neutralização com a selecção do indicador. 	<ul style="list-style-type: none"> • Através da teoria de Bronsted-Lowry, designação de um ácido como dador de prótons na presença de uma base que os recebe, ocorrendo uma reacção de ácido-base. • Estabelecimento da relação entre ácido e base conjugada ou entre base e ácido conjugado, e identificação de pares conjugados de ácido-base, recorrendo à escrita de equações químicas de ácido-base. • Interpretação do significado de espécie química anfotérica e exemplificação. • Demonstração experimental para comparação da força relativa de ácidos e de bases. • Interação professor/alunos no estabelecimento da relação dos valores das constantes de acidez (K_a) de ácidos distintos, com a extensão das respectivas ionizações. 	<ul style="list-style-type: none"> • Manual adoptado • PowerPoint ® • Computador • Quadro • Giz • Apagador • Retroprojector • Projector multimédia • Internet • Animações • Fichas de trabalho

 Escola Secundária c/ 3ºCEB Quinta das Flores	Plano da Unidade Física e Química A – 11º Ano Unidade Didáctica: Da atmosfera aos oceanos: soluções na Terra e para a Terra Subunidade: Águas minerais e de abastecimento público: a acidez e a basicidade das águas – Água gaseificada e água da chuva: acidificação artificial e natural provocada pelo dióxido de carbono			Ano lectivo: 2009/2010 Turma: A
Subunidades	Conteúdos	Objectivos	Estratégias	Recursos Didácticos
	<ul style="list-style-type: none"> • Indicadores • Dissociação de sais. • Ligação química. • Nomenclatura de sais. 	<ul style="list-style-type: none"> • Associar o indicador de ácido-base a um par conjugado ácido-base, em que as formas, ácida e básica são responsáveis por cores diferentes. • Reconhecer que cada indicador tem como característica uma zona de viragem. • Conhecer critérios de selecção de um indicador e aplicá-los em casos concretos para uma volumetria. • Indicar alguns dos indicadores mais vulgarmente utilizados. • Interpretar a estrutura de sais em termos das ligações químicas existentes. • Explicitar o significado de ligação iónica distinguindo-a de ligação covalente. • Designar sais aplicando regras de nomenclatura. • Representar quimicamente sais a partir da sua designação. 	<ul style="list-style-type: none"> • Aplicação em casos concretos do conceito de ácido forte e base forte. • Comparação das constantes de acidez (K_a) e de basicidade (K_b) de um par ácido-base conjugado, recorrendo a exemplos. • Interação professor/alunos no estabelecimento da relação, para um dado par conjugado ácido-base, do valor das constantes K_a e K_b. 	<ul style="list-style-type: none"> • Manual adoptado • PowerPoint ® • Computador • Quadro • Giz • Apagador • Retroprojector • Projector multimédia • Internet • Animações • Fichas de trabalho

Depois do plano a médio prazo ter sido discutido entre a estagiária, a orientadora cooperante e a orientadora científica, passou-se para os planos para cada aula a leccionar. Só, no final, é que se desenvolveu a aula: como se irá expor o assunto; qual a ordem e quais os instrumentos a utilizar para melhor compreensão dos alunos.

A aula escolhida como exemplo foi a primeira, a aula número 76, com a duração de 135 minutos (plano e desenvolvimento de aula em anexo nº *liv*, *lvi*). A seguir, apresenta-se o desenvolvimento da aula:

Aula 76

Sumário:

- Evolução histórica dos conceitos de ácido e base.
- Teoria de Arrhenius e de Bronsted-Lowry
- Pares conjugados ácido-base.
- Espécies anfotéricas.
- Força relativa dos ácidos e das bases
- Ácidos e bases polipróticos.
- Constantes de acidez, K_a , e de basicidade, K_b .
- Resolução de exercícios de aplicação.

Objectivos:

- Conhecer a evolução dos conceitos de ácido / base ao longo da história.
- Compreender a teoria de Arrhenius
- Aplicar a teoria de Arrhenius.
- Compreender a teoria de Bronsted-Lowry.
- Aplicar a teoria de Bronsted-Lowry.
- Compreender o conceito de espécies anfotéricas.
- Compreender o conceito de força relativa de ácidos e das bases.
- Reconhecer a importância dos iões H_3O^+ e OH^- em solução aquosa.
- Reconhecer a existência de ácidos e de bases polipróticos.
- Definir K_a .
- Definir K_b .
- Reconhecer que as constantes K_a e K_b dependem da temperatura.
- Relacionar K_a , K_b e K_w para ácidos e bases conjugados.

Desenvolvimento da aula

Iniciou-se a aula, exibindo o PowerPoint ® (em anexo nº *lxv*): “*Evolução histórica dos conceitos de ácido e base*”. (duração aproximada de 90 minutos).

Apresentou-se uma breve descrição da evolução do conceito ácido e base ao longo da história.

- Robert Boyle
- Joseph Priestley
- Antoine Lavoisier
- Lavoisier
- Humphry Davy
- Justus von Liebig
- Svante Arrhenius.
- Johannes Bronsted (Dinamarca) e Thomas Lowry (Inglaterra)
- Gilbert N. Lewis

Em seguida falou-se e desenvolveu-se as teorias de Arrhenius e de Bronsted-Lowry. Ao expor-se as teorias teve-se a preocupação de dar exemplos e depois realizar com os alunos exemplos de aplicação.

Ao falar da teoria de Bronsted-Lowry abordaram-se os seguintes assuntos:

- pares conjugados ácido-base
- espécies anfotéricas

Sempre no final de cada assunto dar exemplos e fazer exercícios de aplicação com os alunos.

Depois abordou-se a força relativa de ácidos e de bases (aspecto qualitativo) – mais tarde abordou-se este assunto quantitativamente – efectuou-se a comparação das forças relativas de pares ácido-base conjugados, com recurso a um quadro exemplificativo.

Falou-se sobre ácidos e bases polipróticos e para terminar a aula introduziu-se o conceito de constantes de acidez e de basicidade, com exemplos e no final fizeram-se exercícios de aplicação.

No final da aula entregou-se a ficha de trabalho (em anexo nº *lxviii*) para começar a resolver na sala de aula e terminar em casa.

Aulas seguintes

Na aula seguinte, nos primeiros 10 minutos, fez-se uma breve revisão da matéria dada.

No resto da aula expuseram-se os conceitos de pH e de pOH . Falou-se sobre a escala de

Sorensen e estabeleceu-se a relação do produto entre o pH e o pOH com o produto iónico da água; acidez da água da chuva e como se forma; óxidos acídicos. Fizeram-se exercícios de aplicação.

Na segunda aula reviu-se o conceito de pH e pOH . Falou-se sobre o conceito de ionização, grau de ionização e de dissociação. Preparou-se a aula da actividade laboratorial 2.2.: “*Chuva ácida ou chuva normal*”.

Na aula de 135 minutos realizou-se a actividade laboratorial 2.2.: “*Chuva ácida ou chuva normal*”. A turma foi dividida em turnos e formaram-se grupos para realizarem a actividade. A aula iniciou-se com uma breve exposição da actividade e procedimento; distribui-se a ficha de trabalho da actividade laboratorial.



Foto III.1: Montagem laboratorial “Chuva ácida ou Chuva normal”

Na aula que se seguiu foram tratadas as soluções aquosas de sais, o comportamento ácido-base das soluções de sais. Introduziu-se a volumetria ácido-base, as curvas de titulação e realizaram-se exercícios de aplicação.

Na última aula de 90 minutos desenvolveu-se o assunto; “*curvas de titulação ácido-base*” e preparou-se a actividade laboratorial 2.3: “*Neutralização: Uma reacção ácido-base*”.

Na aula de 135 minutos realizou-se a actividade laboratorial preparada na aula anterior. No início da aula exibiu-se um PowerPoint ®: “Neutralização: reacção ácido-base” (em anexo nº *lxxi*). A apresentação consistiu numa breve introdução teórica ao trabalho a realizar na aula de actividade laboratorial. Apresentou-se uma animação da internet sobre a titulação ácido-base. Por fim, distribuiu-se a ficha de trabalho (em anexo nº *lxxii*)

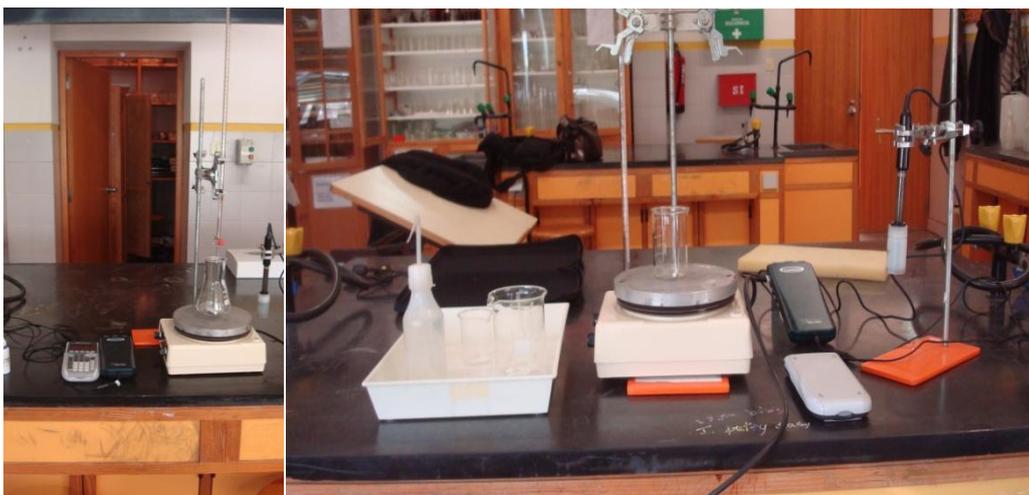


Foto III.2: Montagem laboratorial “Neutralização: reacção ácido-base”

Os alunos realizaram com sucesso a actividade laboratorial, embora se queixassem da morosidade na sua execução, devido à necessidade de ter cuidado e precisão na adição do titulante ao titulado (resultados da actividade laboratorial em anexo nº *lxxvi*).

Totalizando 7 aulas dadas ao 11º ano, duas das quais, foram actividades laboratoriais.

Capítulo IV

Neste capítulo fala-se dos manuais escolares adoptados pela escola para a disciplina de Ciências Físico-Química – 9º ano do ensino básico – e para a disciplina de Física e Química A – 11º ano do ensino secundário. Também se fala dos recursos educativos usados no decorrer das aulas.

IV.1. Manuais Escolares

Os manuais escolares são uma ferramenta indispensável para os professores e para os alunos, por isso devem ser escolhidos criteriosamente, ou seja, o manual escolhido não deve ter erros científicos e deve ter material diversificado.

Os livros são usados pelos professores como guião das aulas, uma orientação; para os alunos, são um instrumento de apoio com fim de desenvolver e aprofundar os seus conhecimentos, facilitam o processo de aprendizagem e contribuem para a sua formação. Contudo, os professores não se devem cingir, apenas, ao manual escolhido pela escola, pois os outros manuais podem e devem ser usados para completar ou, melhor dizendo, complementar os manuais escolhidos pela escola.

IV.1.1. Ensino Básico

Relativamente ao 9º ano de escolaridade, a Escola Secundária com 3º Ciclo do Ensino Básico Quinta das Flores, para o ano lectivo de 2009/2010, escolheu para a disciplina de Ciências Físico-Químicas o manual de Cavaleiro, M.N.G.C.; Beleza, M.D. (1ª edição; 2009); *FQ9, Viver melhor na Terra; 3º Ciclo do ensino básico; 9º ano de escolaridade*; Edições ASA. Para o apoio dos alunos o manual é composto por um livro de texto, livro de exercícios/laboratório e um CD com material educativo extra.

IV.1.2. Ensino Secundário

Relativamente ao 11º ano de escolaridade, a Escola Secundária com 3º Ciclo do Ensino Básico Quinta das Flores, para o ano lectivo de 2009/2010, escolheu para a disciplina de Física e Química A dois manuais, um para a componente de Física e outro para a componente de Química.

Para a Física o manual escolhido foi, Ventura, G.; Fiolhais, M.; Fiolhais, C.; Paiva, J.; Ferreira, A. J; (2009) “*11F, Física e Química A; Física – Bloco 2; 11º/12º ano*”; Texto

Editores; Lisboa, 1ª Edição. 3ª Tiragem. Para a apoio dos alunos o manual é composto por um livro de texto, livro de exercícios e um CD com material educativo extra.

Para a Química o manual escolhido foi, Barros, A.A.; Rodrigues, C.; Miguelote, L.; Rocha, M.I. (2008); “*Química 11. Física e Química A/ 11º ano/ Ensino Secundário*”; Areal Editores; 1ª edição; para o apoio dos alunos o manual é composto por um livro de texto, livro de exercícios/laboratório e um CD com material educativo extra.

IV.2. Recursos Educativos

O recurso educativo mais utilizado foi o computador. O programa PowerPoint ® foi uma ferramenta preciosa na transmissão de conhecimentos; as fichas de trabalho, internet e animações revelaram-se um excelente meio de consolidação das aprendizagens.

Com efeito o PowerPoint ® é um meio que permite expor os assuntos de uma forma mais sistematizada, otimizando o tempo de aula, pois o tempo para dar as aulas estipuladas pelos programas de ensino é bem contado, e não permite grandes divagações.

Outro recurso muito usado ao longo do ano foi a ficha de trabalho. Dentro das fichas de trabalho temos três categorias: a ficha de trabalho para realizar na aula, a ficha de trabalho para os alunos levarem para casa e, por último, as fichas de trabalho elaboradas para as aulas de actividades laboratoriais.

Entendemos que as fichas de trabalho para realização durante aula, têm como objectivo mostrar aos alunos que existem várias maneiras de responder à mesma pergunta e métodos de resolução também diferentes, enquanto que as fichas de trabalho feitas em casa servem para que os alunos pratiquem sózinhos ou com os seus pares os exercícios que são dados; na aula seguinte eles são entregues e corrigidos.

Por seu turno, as fichas de trabalho da actividade laboratorial são elaboradas especificamente para as aulas de actividades laboratoriais e têm uma estrutura muito própria. Uma ficha de trabalho de actividades laboratoriais tem, no início, uma descrição breve sobre o objectivo da actividade laboratorial a realizar na aula; depois, tem um conjunto de questões designadas por questões pré-laboratoriais e continua com uma descrição do procedimento que deve ser seguido durante a realização da actividade laboratorial. Finalmente, há um espaço para os alunos registarem os dados recolhidos, bem como as conclusões a que chegaram. Mesmo no final da ficha de trabalho, apresenta-se um conjunto de exercícios de aplicação da matéria dada e experimentada.

A internet é uma ferramenta muito útil, contudo, é necessário fazer uma pesquisa e triagem do material que realmente interessa e, principalmente, confirmar que seja cientificamente correcto. Efectivamente, a partir da internet é possível aceder a sítios que, por outro meio, fisicamente seria impossível aceder além de que fornece uma infinidade de animações e programas que podem ser usados no decorrer de uma aula como forma de motivar os alunos.

Capítulo V – Projectos de Investigação Educacional

Neste capítulo apresenta-se um resumo dos Projectos de Investigação Educacional I e II (encontram-se completos no CD em anexo nº *xciii*)

V.1. Projecto de Investigação Educacional I – Física

O Projecto de Investigação Educacional iniciou-se com a questão/ problema:

Que factores motivam (ou desmotivam) os alunos para a aprendizagem da Física?

A literatura consultada sobre a motivação ou comportamento dos alunos em relação à aprendizagem da Física era, na sua maior parte, estrangeira. De facto, em Portugal existem poucos estudos sobre os factores que influenciam o comportamento dos alunos para a aprendizagem da Física ou mesmo os seus comportamentos numa sala de aula. Trata-se, com efeito, de uma área muito específica.

Dos artigos consultados, podemos inferir que a motivação dos alunos em relação à Física vai diminuindo ao longo do percurso escolar. A causa desse desinteresse prende-se com muitos factores, desde familiares, passando pelos sócio-económicos e até ambientais.

Muitos alunos estudam *porque têm de estudar*, ou seja, não têm objectivos definidos para o seu futuro. Questionados sobre, o que pretendem fazer após o secundário, grande parte responde que querem ir para a universidade; todavia não sabem o que querem seguir, embora haja alunos que têm um objectivo claro e preciso.

Consequentemente, os alunos que não sabem que estudos pretendem seguir, enveredam normalmente pelo Curso Geral de Ciências e Tecnologias do Ensino Secundário, pois tem mais saídas profissionais. À medida que o tempo passa alguns começam a sentir dificuldades mais acentuadas na Matemática e na Física, o que os leva a ponderar se fizeram a escolha acertada. Muitos, por razões que se desconhece, mesmo com pouco aproveitamento prosseguem estudos e não põem a hipótese de mudar de curso; há, contudo, alunos que mudam.

Optou-se por entregar à turma um primeiro questionário para conhecer os interesses: qual a razão da escolha do Curso Geral de Ciências e Tecnologias do Ensino Secundário e quais as competências que deveriam ter sido adquiridas no 10º ano. Desse modo, a partir das respostas dos alunos orientou-se a metodologia a aplicar nas aulas com base no questionário.

V.1.1 – Comparação entre os dois Questionários

O primeiro questionário (ver anexo nº *lxxxi*) foi apresentado aos alunos do 11ºA no dia 14 de Outubro de 2009 na aula que decorreu entre as dez horas e quinze minutos e as onze horas e quarenta e cinco minutos. Para que possamos ter uma noção do resultado obtido com as medidas tomadas no início do período, optou-se por aplicar um segundo questionário (ver anexo nº *lxxv*) semelhante ao primeiro. No dia 20 de Janeiro de 2010 no início da aula foi entregue aos alunos o segundo questionário. Responderam 21 alunos, pois a turma sofreu algumas alterações na transição do primeiro para o segundo período, porque dois alunos anularam a matrícula nas disciplinas específicas do curso geral de ciências e tecnologia. Seguidamente vamos comparar as questões em comum.

As primeiras questões em comum foram a 14º do primeiro questionário e a 4º do segundo. Pediu-se para assinalarem as opções 1 (Nada) a 5 (Muito), em relação aos trabalhos de casa, ou seja: se estes trabalhos os fazem acompanhar e estruturar melhor a matéria e organizar o estudo de modo a gastarem menos tempo a preparar-se para as fichas de avaliação.

Em seguida apresenta-se uma tabela com as questões a que os alunos responderam tanto no primeiro como no segundo questionário.

	1		2		3		4		5	
	1º Q	2º Q								
Acompanhar melhor a matéria;	0	0	0	1	4	4	7	14	11	2
Estruturar melhor a matéria dada na aula;	0	0	0	1	5	6	8	11	9	3
Organizar mais eficazmente o que tenho de estudar;	0	0	0	1	6	7	9	12	7	1
Gastar menos tempo a estudar para as fichas de avaliação.	2	0	1	6	6	8	7	5	6	2

Tabela nºV.1: Respostas dos alunos às questões número 14 do 1º questionário e 4 do segundo.

Verifica-se que, do primeiro questionário para o segundo, os alunos já não são tão optimistas em relação aos trabalhos de casa, pois no decorrer do período, o volume de trabalho das outras disciplinas que compõem o currículo faz com que os trabalhos de casa se vão acumulando. Contudo os alunos na sua maioria, continuam a considerar

importantes os trabalhos de casa por serem uma forma de estruturar e organizar a matéria.

A pergunta 15 e 5 do 1º e 2º questionário, respectivamente, aborda o que foi feito nas aulas de Física e se foi do agrado dos alunos.

	Nada		Muito pouco		Satisfatoriamente		Muito	
	1º Q	2º Q	1º Q	2º Q	1º Q	2º Q	1º Q	2º Q
Discutir assuntos das disciplinas com os colegas?	0	0	0	2	16	11	6	8
Organizar os teus apontamentos de estudo a partir de notas tiradas na aula ou livro?	1	1	2	3	11	14	8	3
Ler livros de divulgação científica sobre assuntos relacionados com o que aprendes nas disciplinas de ciência?	4	4	7	7	9	7	2	2
Aulas expositivas do professor?	1	0	4	4	11	12	6	5
Fazer gráficos ou outros esquemas?	1	0	3	4	13	15	5	2
Efectuar cálculos matemáticos?	1	1	2	7	12	9	7	4
Ver o professor fazer demonstrações?	0	0	2	1	15	7	5	13
Fazer experiências?	0	0	1	1	8	7	12	13
Trabalhar em grupo?	0	0	2	0	8	7	12	14
Fazer relatórios de actividades experimentais?	6	2	7	9	7	8	2	2
Resolver exercícios na sala de aula?	0	0	1	4	18	16	3	1

Tabela nºV.2: Respostas dos alunos às questões 15 e 5 do 1º e 2º questionário, respectivamente.

Ao efectuar a comparação entre as respostas dadas pelos alunos relativamente à 15ª e 5ª questão e respectivas alíneas, verifica-se que em relação à questão: “*Discutir assuntos das disciplinas com os colegas?*” os alunos preferem fazê-lo no início do período do que no final. Organizam melhor a matéria a partir das notas que tiram na aula. A divulgação científica não chega aos alunos ou eles ao longo do período não têm tempo para tomar conhecimento.

Em relação às aulas expositivas, no início não há grande diferença entre as respostas dadas no 1º questionário e no segundo. Não gostam muito de fazer cálculos matemáticos nas aulas de Física e isso nota-se no final do período, pois nem 10 alunos respondem satisfatoriamente, o que contrasta com os 12 alunos que responderam satisfatoriamente no primeiro.

Em relação às demonstrações feitas pelo professor, a opinião dos alunos mudou do primeiro para o segundo questionário, ou seja: no primeiro questionário, 15 alunos responderam satisfatoriamente em contraste com 7 alunos, no segundo. No segundo questionário, 13 responderam que satisfaz muito, ou seja, é do agrado dos alunos; no primeiro questionário responderam, apenas, 5 alunos.

As actividades laboratoriais continuam a satisfazer muito os alunos, o que já não acontece com a elaboração de relatórios. O ideal para os alunos seria, apenas, “fazer as experiências”, mas perdiam todo o significado das actividades laboratoriais.

Resolver exercícios na aula satisfaz os alunos, pois é o momento em que surgem dúvidas que podem ser suprimidas na hora, ou, se algo não ficou bem explicado, o professor tem a oportunidade de voltar a explicar de outra forma de modo a tirar as dúvidas, verificando se o assunto ficou bem compreendido.

Em relação, à 16ª questão, onde se questionavam os alunos se achavam úteis algumas actividades ou recursos que seriam usados nas aulas de Física, a última alínea do 1º questionário, onde se perguntava aos alunos se achavam que o uso do computador nas aulas seria útil, a maior parte considerou que não o era. Então, ao elaborar-se o 2º questionário, resolveu-se especificar o uso do computador em apresentações PowerPoint ® e projecção de animações que exemplificavam experiências e outros assuntos.

	Não		Indiferente		Útil		Muito útil	
	1ºQ	2ºQ	1ºQ	2ºQ	1ºQ	2ºQ	1ºQ	2ºQ
Fazer diagramas e gráficos para compreenderes a Física.	0	0	2	3	10	11	10	7
Realizar actividades práticas e/ou laboratoriais.	0	0	0	1	15	7	7	13
Acompanhar as actividades laboratoriais realizadas pelo professor, como demonstração dos assuntos da aula.	0	1	0	1	19	16	3	3
Fazer fichas de resolução de problemas.	0	0	0	4	8	12	14	5
Usar o computador.	0	×	15	×	6	×	1	×
Apresentações em PowerPoint feitas pelo professor	×	0	×	4	×	13	×	4
Programas de simulações de experiências ou animações exemplificativas.	×	0	×	4	×	5	×	12

Tabela nºV.3: Respostas dos alunos às questões 16 e 6 do 1º e 2º questionário, respectivamente.

Em relação às questões postas aos estudantes, da análise da tabela anterior, conclui-se que a opinião dos alunos sobre a elaboração de diagramas e gráficos mudou de “*muito útil*” para “*útil*”, o que é de tomar atenção, pois o assunto tratado no 1º período fora os movimentos e as leis de Newton.

Os alunos constataram que a realização de actividades práticas e laboratoriais são um recurso “*útil*” e “*muito útil*” na compreensão dos assuntos abordados nas aulas de Física. Assim no 1º questionário 15 alunos responderam que as actividades laboratoriais são “*úteis*” e apenas 7 responderam que são “*muito úteis*”. Verifica-se nas respostas dadas no 2º questionário que há uma inversão da tendência, ou seja, 13 alunos responderam que as actividades laboratoriais são “*muito úteis*” e 7 responderam que são apenas “*úteis*”.

Tal como nas actividades laboratoriais, há actividades de sala de aula que são centradas no professor e realizadas, por vezes, com a ajuda dos alunos. Estes consideram que são “*úteis*” e têm a vantagem para eles, de não serem necessários relatórios.

Na opinião dos estudantes, as fichas de resolução de problemas são “*muito úteis*” no 1º questionário e “*úteis*” no 2º questionário.

No 1º questionário perguntou-se aos estudantes o que achavam do uso do computador nas aulas de Física, ao que eles responderam ser-lhes indiferente. No 2º questionário optou-se por especificar o uso do computador, ou seja, ao longo do período usou-se o computador, em determinadas ocasiões com um objectivo. Como instrumento para exposição da matéria, o PowerPoint®, serviu para exemplificar experiências que de outro modo seriam impossíveis de realizar na sala de aula, ou para animações, como por exemplo, no caso dos movimentos dos corpos e suas características.

Na opinião da turma, as apresentações de PowerPoint® são “*muito úteis*” bem como as animações.

Saliente-se que no decorrer das aulas de actividades laboratoriais, os alunos não revelam muita autonomia e iniciativa, pois estão constantemente a chamar o professor para perguntar “o que é para fazer” e “como é que se faz”. Diga-se que tal acontece depois de uma introdução ao trabalho feita pelo professor e depois de, supostamente, os alunos terem lido a ficha de trabalho com as explicações necessárias para a realização da actividade prática.

Os alunos têm a tendência de compartimentar os conceitos e os assuntos, não vendo que há um fio condutor; parece que de um ano lectivo para outro se esquecem das “coisas”.

Em suma, o que se pode retirar da comparação entre o 1º questionário, entregue em Outubro, e o 2º, entregue em Janeiro, é que os alunos tomaram alguma consciência do seu conhecimento, das suas capacidades e, principalmente, das suas dificuldades; estão a tornar-se mais responsáveis em relação às suas atitudes e posições. Pode afirmar-se que a metodologia aplicada poderá ter começado a dar alguns resultados.

V.2. Projecto de Investigação Educacional II – Química

Na disciplina de Física e Química A, no segundo período do ano lectivo de 2009/2010, leccionámos Química a uma turma do 11º ano do ensino secundário. A componente de Química do programa da disciplina de Física e Química A é constituída pelas seguintes unidades: 1ª- Química e Indústria: Equilíbrios e Desequilíbrios; 2ª – Da Atmosfera ao Oceano: Soluções na Terra e para a Terra (DES, 2003). Nesta segunda unidade, um dos assuntos abordados é o tema ácido-base. Como se escolheu a segunda unidade para as regências das aulas do mestrado no ensino da Física e da Química pareceu-nos oportuno tratar o tema ácido-base no projecto de investigação educacional.

Logo nas primeiras aulas de Química leccionadas nesta turma, detectou-se que os alunos tinham dificuldades na estequiometria das reacções químicas, para além de confundirem os termos próprios da Química. Procuramos conhecer a origem de tais dificuldades. Como na segunda unidade o tema ácido-base iria ser abordado, o Projecto de Investigação Educacional II começou por uma abordagem às seguintes questões / problema:

-“Que noções têm os alunos relativamente ao tema ácido-base?”

-“Quais as pré-concepções que os alunos têm acerca do assunto?”

Um dos objectivos deste trabalho foi o de efectuar uma revisão da literatura acerca das pré-concepções típicas relacionadas com o tema ácido-base. Com base no levantamento efectuado, elaborou-se um instrumento de diagnóstico para identificar a existência de pré-concepções nos alunos do 11º ano.

Em relação às pré-concepções, também designadas por ideias alternativas, conceitos alternativos ou, ainda, estruturas conceptuais alternativas, consultámos diversos estudos, quase todos, elaborados em países estrangeiros. Esses estudos abordam o assunto de forma a explicitar os factores que dão origem às referidas ideias e conceitos alternativos. Na posse destas informações, para se avaliar o conhecimento dos alunos acerca do tema ácido-base e identificar as preconcepções, optou-se por entregar a uma turma do 11º ano do Curso Geral de Ciências e Tecnologias do Ensino Secundário um teste diagnóstico a

realizar em duas fases: uma primeira fase, antes de o assunto ser abordado nas aulas e, a segunda, depois de se ter leccionado a unidade, onde consta o tema ácido-base. No teste foram também introduzidas questões para avaliar as dificuldades na escrita de equações químicas.

V.2.1 – Objectivos e Análise do Teste Diagnóstico

Elaborou-se um teste diagnóstico (anexo nº *lxxxix*) com o objectivo de avaliar o conhecimento dos alunos acerca do tema ácido-base e do que lhe está inerente, como seja o carácter das substâncias (básico, ácido ou neutro) e a escala de pH. Pretendeu-se, ainda, avaliar os seus conhecimentos sobre estequiometria.

Assim, o primeiro grupo de questões foi elaborado com base em conceitos alternativos já identificados em estudos prévios (tabela V.4). Pretendíamos saber se os alunos da turma em análise também possuem as mesmas ideias alternativas; se os alunos conseguem associar o conhecimento empírico com termos científicos, ou seja, se as palavras usadas no quotidiano entram em conflito com os termos científicos.

Afirmações	Objectivos	Referências	Tipo
1.1. <i>O sabor dos ácidos é amargo e apimentado.</i>	Pretende-se avaliar se os alunos pensam que todos os ácidos são amargos e apimentados pelo facto de alguns ácidos que se podem ingerir (ácido acético presente no vinagre ou ácido cítrico dos limões), apresentarem características ácidas.	Griffiths (1994) e Simões <i>et al.</i> (2008)	Resposta Fechada
1.2. <i>Todas as substâncias com cheiros fortes e marcados são ácidos.</i>	Inquirir se os alunos associam o cheiro forte só a ácidos ou também a bases e outras substâncias químicas.		
1.3. <i>Todos os ácidos são fortes e “poderosos”.</i>	Averiguar se os alunos têm a noção de que diferentes ácidos têm características diferentes		
1.4. <i>As substâncias ácidas não podem ser ingeridas.</i>	Avaliar se os alunos sabem que algumas substâncias com carácter ácido podem ser consumidas.	Simões <i>et al.</i> (2008)	
1.5. <i>As substâncias que provocam queimaduras são todas ácidas.</i>	Averiguar se os alunos pensam que só os ácidos provocam queimaduras.		
1.6. <i>Os ácidos têm pH <7.</i>	Verificar se os alunos associam o termo ácido com valores de pH inferiores a 7.	Griffiths (1994) e	

1.7. <i>Os frutos são alcalinos.</i>	Avaliar se os alunos sabem que os frutos podem ter características ácidas ou básicas.	Simões <i>et al.</i> (2008)	
1.8. <i>Os ácidos fortes originam soluções de pH mais elevado do que ácidos fracos.</i>	Verificar se os alunos associam correctamente a escala de pH às características do ácido.	Simões <i>et al.</i> (2008)	
1.9. <i>Todos os ácidos fortes são ácidos concentrados.</i>	Diagnosticar se os alunos confundem ácidos fortes com soluções concentradas.		
1.10. <i>Todos os ácidos e bases são perigosos e fazem mal.</i>	Averiguar se os alunos sabem que algumas substâncias com carácter ácido ou básico podem ser manuseadas sem qualquer perigo e que muitas até se encontram nos alimentos.	Griffiths (1994) e Simões <i>et al.</i> (2008)	
1.11. <i>A reacção de um ácido qualquer com uma base qualquer origina sempre soluções neutras.</i>	Analisar se os alunos têm a noção de que nem sempre a adição de um ácido a uma base origina uma solução com pH=7.	Griffiths (1994)	
1.12. <i>Soluções com diferentes valores de pH têm cores diferentes.</i>	Diagnosticar se os alunos confundem a cor das soluções ácidas e básicas com as cores por elas apresentadas quando se lhes adicionam indicadores.	Dermirciogiu <i>et al.</i> (2005)	
1.13. <i>O pH é uma medida da acidez.</i>	Avaliar se os alunos associam o pH não só a uma medida da acidez mas também de basicidade.		
1.14. <i>Soluções aquosas de sais não têm valor de pH.</i>	Diagnosticar se os alunos têm a noção de que as soluções aquosas de sais têm valores de pH.		

Tabela V.4: Objectivos do primeiro grupo de questões do teste diagnóstico.

As questões do segundo grupo (da 2 à 12) foram elaboradas com diferentes objectivos, os quais estão apresentados na tabela V.5.

Questões	Objectivos	Referências	Tipo
2. <i>O que entendes por substância com propriedades ácidas e quais as suas características?</i>	Identificar as noções que os alunos têm sobre as características de uma substância que é ácida.		Resposta Aberta
3. <i>O que entendes por substância com propriedades básicas e quais as suas características?</i>	Identificar o que os alunos sabem sobre as características de uma substância que é básica.		
4. <i>Em que estados físicos se podem encontrar as substâncias que em solução dão origem a soluções ácidas ou básicas.</i>	Identificar se os alunos têm conhecimento que os ácidos e bases se podem apresentar em diferentes estados físicos.		Resposta Fechada
5. <i>Indica três exemplos de ácidos que utilizas no dia-a-dia e no laboratório.</i>	Averiguar se os alunos são capazes de dar exemplos de ácidos usados no dia-a-dia e no laboratório.	Fuió-Más <i>et al.</i> (2007)	Resposta Aberta
6. <i>Indica três exemplos de bases que utilizas no dia-a-dia e no laboratório.</i>	Averiguar se os alunos são capazes de dar exemplos de bases usadas no dia-a-dia e no laboratório.		
7. <i>Explica por que motivo se usam indicadores em soluções ácidas e básicas no laboratório de química.</i>	Avaliar o conhecimento prévio dos alunos acerca do uso de indicadores.	Dermirciogiu <i>et al.</i> (2005)	
8. <i>Comenta a seguinte afirmação: “todos os compostos químicos que têm hidrogénio na sua composição são ácidos.”</i>	Avaliar os conhecimentos que foram adquiridos em anos anteriores e se foram correctamente adquiridos.		Resposta Fechada
9. <i>Considera as seguintes soluções. Indica justificando, em cada caso: as soluções ácidas as soluções básicas a solução mais ácida, a solução mais básica, a solução neutra.</i>	Avaliar se os alunos têm noção das características ácido-base de produtos usados no dia-a-dia.	Beleza <i>et al.</i> (2008)	
10. <i>Classifica seguintes frases como verdadeiras ou falsas. Caso não saibas responder, assinala a coluna “não sei”.</i>	Determinar qual o nível de conhecimento dos alunos acerca do conceito base e a sua relação com a concentração de determinados tipos de iões.		
11. <i>Escreve a equação química que traduz a reacção da dissociação ou da ionização das seguintes substâncias em solução aquosa.</i>	Avaliar se os alunos conseguem identificar quais os iões que se formam quando substâncias iónicas e covalentes são colocadas em solução aquosa.	Fuió-Más <i>et al.</i> (2007)	Resposta Aberta
12. <i>Quantos iões se formam quando 1 mole de hidróxido de sódio se dissocia em solução aquosa?</i>	Avaliar se os alunos para além de identificarem os iões formados conseguem relacionar moles com número de iões.		

Tabela V.5: Objectivos do segundo grupo de questões do teste diagnóstico.

V.2.2 – Comparação e análise dos Testes de Diagnóstico

Ao aplicar o primeiro teste diagnóstico verificou-se que os alunos demonstraram possuir pré-concepções. Nesta conformidade, a fim de verificar se esses conceitos haviam sido eliminados, pediu-se-lhes que repetissem o mesmo teste diagnóstico. Os resultados obtidos nos dois testes, para as afirmações do primeiro grupo, encontram-se resumidos na tabela V.6.

Afirmações	Nº de respostas erradas		Não sei	
	1º	2º	1º	2º
1.1. O sabor dos ácidos é amargo e apimentado.	85%	75%	10%	15%
1.2. Todas as substâncias com cheiros fortes e marcados são ácidos.	0%	5%	5%	10%
1.3. Todos os ácidos são fortes e “poderosos”.	15%	10%	10%	10%
1.4. As substâncias ácidas não podem ser ingeridas.	25%	20%	5%	0%
1.5. As substâncias que provocam queimaduras são todas ácidas.	0%	10%	35%	10%
1.6. Os ácidos têm pH <7.	0%	15%	5%	0%
1.7. Os frutos são alcalinos.	10%	5%	10%	15%
1.8. Os ácidos fortes originam soluções de pH mais elevado do que ácidos fracos.	45%	25%	0%	10%
1.9. Todos os ácidos fortes são ácidos concentrados.	30%	10%	30%	5%
1.10. Todos os ácidos e bases são perigosos e fazem mal.	20%	15%	5%	0%
1.11. A reacção de um ácido qualquer com uma base qualquer origina sempre soluções neutras.	20%	5%	5%	5%
1.12. Soluções com diferentes valores de pH têm cores diferentes.	55%	50%	10%	0%
1.13. O pH é uma medida da acidez.	90%	70%	0%	0%
1.14. Soluções aquosas de sais não têm valor de pH.	5%	5%	15%	10%

Tabela V.6: Comparação das respostas erradas e “não sei”, em percentagem, registadas nas alíneas da primeira questão do 1º e 2º teste de diagnóstico.

Verifica-se que as respostas erradas aumentaram nas alíneas 1.5 e 1.6. Os alunos que responderam “*não saber*”, diminuíram da primeira para a segunda vez.

Na tabela número V.7, apresentam-se os resultados obtidos da análise das respostas dadas pelos alunos da 7ª à 12ª questão. As respostas dos alunos estão classificadas como “*não respondeu*”, “*respostas correctas*” e “*respostas erradas*”.

Questões	Não responderam		Correctas		Erradas	
	1ºTeste	2ºTeste	1ºTeste	2ºTeste	1ºTeste	2ºTeste
7ª	25%	15%	80%	85%	0%	0%
8ª	30%	25%	35%	55%	40%	20%
9ª	5%	5%	95%	95%	0%	0%
10ª a)	25%	15%	40%	75%	40%	10%
10ª b)	10%	5%	10%	10%	85%	85%
10ª c)	55%	30%	20%	65%	30%	5%
10ª d)	5%	0%	70%	90%	30%	10%
11ª	90%	50%	10%	40%	5%	10%
12ª	65%	50%	15%	30%	25%	20%

Tabela V.7: Comparação das respostas dadas pelos alunos nos dois testes da questão número 7 à 12ª questão.

Uma das conclusões que se retira das respostas a esta questão é a de que os alunos não escrevem o estado físico em que as substâncias se encontram; outra, é a de que os alunos ao escreverem as equações, não as acertam, ou seja, não têm em atenção os coeficientes estequiométricos da equação química.

Na 12ª questão pedia-se aos alunos para dizerem quantos iões se formariam quando se dissocia 1 mole de hidróxido de sódio. O número de alunos que respondeu à questão aumentou no segundo teste e diminuiu a percentagem dos que erraram.

Verificou-se que nas respostas erradas muitos alunos escreveram a constante de Avogadro. Os alunos continuam a confundir moles com iões e com o número de átomos.

Podemos concluir que, em relação ao primeiro teste, o número de alunos que optou por não responder, ou assinalou a opção “não sei”, aumentou, assim como aumentou o número de alíneas resolvidas.

De forma geral, os alunos melhoraram o seu desempenho no segundo teste. Não obstante, houve questões que apesar de serem abordadas e estudadas nas aulas, os alunos não conseguiram demonstrar progresso no conhecimento, do primeiro para o segundo teste.

Verificou-se que têm muita dificuldade na escrita de equações químicas, facto que poderá advir de falta de atenção e cuidado na realização dos exercícios.

As aulas foram leccionadas sempre com atenção à escrita de equações químicas e deram-se muitos exemplos diversificados. Também foram cedidas aos alunos fichas de

trabalho que continham exercícios para completar equações químicas; posteriormente, facultou-se-lhes a resolução das fichas.

Na tabela V.8 faz-se a comparação entre as concepções e dificuldades identificadas no primeiro e no segundo teste diagnóstico.

Pré-Concepções		Eliminados Sim/Não
O sabor dos ácidos é amargo e apimentado.		Não, no 1º teste 17 alunos responderam errado e no 2º teste passou para 15 alunos.
Os ácidos fortes originam soluções de pH mais elevado do que ácidos fracos	Soluções com diferentes valores de pH têm cores diferentes	Sim, diminuiu significativamente o número de alunos que erraram na resposta.
O pH é uma medida da acidez		Não, no 1º teste 11 alunos responderam errado e no 2º teste passou para 10 alunos.
Têm grande concentração de iões H ⁺ .	Os seus iões estão pouco dissociados	Sim, diminuiu significativamente o número de alunos que erraram na resposta.
As substâncias que provocam queimaduras são todas ácidas.		No 1º teste nenhum aluno respondeu erradamente a esta questão, contudo no 2º teste o mesmo já não se passou.
Os ácidos têm pH <7.		
Respostas dos alunos à 8ª questão		
1º Teste	2º Teste	Superados Sim/Não
Verdadeira, pois todos os ácidos são H qualquer coisa (HCl) Verdadeira, todos são HCl.	Sim, porque os ácidos cedem iões H ⁺ , logo têm de ter hidrogénio na sua composição. A afirmação é verdadeira, pois os compostos químicos que possuem maior concentração de iões H ₃ O ⁺ são considerados ácidos.	No 1º teste diagnóstico 8 alunos deram respostas erradas e no 2º teste diagnóstico apenas 4 deram uma resposta errada, contudo as respostas dos alunos alteraram-se.
Dificuldades na escrita de equações químicas e estequiometria		Superados Sim/Não
Escreve a equação química que traduz a reacção da dissociação ou da ionização das substâncias em solução aquosa apresentadas no teste diagnóstico.		Parcialmente, ou seja, no 1º teste 18 alunos não responderam e apenas 2 responderam correctamente. No 2º teste, 11 alunos não responderam e 8 responderam correctamente.

<p>Quanto se formam quando se dissocia 1 mole de hidróxido de sódio?</p>	<p>Parcialmente, ou seja, no 1º teste 13 alunos não responderam e apenas 3 responderam correctamente. No 2º teste, 10 alunos não responderam e 6 responderam correctamente.</p>
--	---

Tabela V.8: Comparação entre as preconcepções e dificuldades identificadas nos dois testes diagnóstico.

Capítulo VI – Conclusões

VI.1 – Reflexões

O fim do ano lectivo 2009/2010 é também o fim do meu percurso académico.

O estágio pedagógico é a porta de entrada para o exercício da profissão de professor e mostra aos estagiários como será a sua vida numa escola normal. Dá a conhecer como vive uma escola, como se processa a interacção entre os professores de um determinado grupo com os de outros grupos. Mostra o que é uma sala de aula, ajuda a revelar as atitudes e comportamentos que um professor deve ter perante diferentes situações criadas pelos alunos e como promover a comunicação com os encarregados de educação.

Em suma, o estágio é um olhar para o resto da nossa vida como professores.

Na vida de um estagiário estão sempre presentes os orientadores pedagógicos e científicos, cuja missão é a de orientar e aconselhar os estagiários no final do percurso académico, proporcionando-lhes uma melhor e mais efectiva integração no mundo do trabalho.

Os meus objectivos e expectativas para o estágio foram:

- adequar os meus conhecimentos às diferentes idades cognitivas dos alunos, nos diferentes anos de escolaridade;
- expor os assuntos de forma a motivar e interessar os alunos para a ciência;
- “ligar” a sala de aula (escola) com a comunidade exterior de forma adequada e efectiva;
- consciencializar os alunos da ligação entre a ciência, a tecnologia e a sociedade em geral;
- aprender como promover uma saudável relação entre professor e alunos;
- facilitar as relações entre alunos;
- aprender como reagir adequadamente em diferentes situações;
- aprender como se deve interagir com os encarregados de educação;
- aprender como se deve relacionar com os órgãos administrativos de uma escola.

A Escola Secundária com 3º CEB da Quinta das Flores esteve em obras o que originou falta de espaço. O ambiente é de trabalho e, principalmente, de cooperação e entajuda entre os vários professores que fazem da escola a sua casa.

No estágio, acompanhei o 9º ano, turma C e, em conjunto com o meu colega, Pedro Tiago Tavares, o 11º ano, turma A.

A diferença entre as turmas, e mesmo dentro da mesma turma, manteve-se até ao final do ano lectivo, ou seja, continuou a haver dois grupos heterogéneos, com diferentes objectivos e interesses. Na turma do 9º ano havia muitos alunos interessados e curiosos, ao passo que a maioria dos alunos da turma do 11º ano parece ter, apenas, um único objectivo: o de fazer e passar os exames nacionais, pois não demonstram curiosidade nem interesse pela Ciência e esta turma foi “perdendo” alunos ao longo do ano.

A minha integração nas turmas foi boa, embora tenha a dizer que criei uma melhor ligação com os alunos da **turma** do 9º ano do que com os da turma do 11º ano; contudo, as aulas que leccionei, relativamente à componente da Química, decorreram sem quaisquer incidentes.

As aulas decorreram dentro da normalidade que o comportamento de adolescentes permite, ou seja, com conversas paralelas sobre assuntos “mais importantes” do que o assunto da aula, e, quando se aproximava a data da realização das fichas de avaliação, por vezes, alguns tornavam-se mais atentos.

A integração no grupo de professores de Física e Química foi muito boa, pois, os estagiários foram bem acolhidos, o que nos fez sentir muito bem-vindos. O grupo de Física e Química é muito dedicado e motivado para o ensino da Física e da Química; é um grupo de professores com um grande sentimento de entreajuda e solidariedade.

O planeamento de aulas foi a grande actividade desenvolvida ao longo do 1º e 2º semestres. Certamente, será a actividade a desenvolver para o resto da minha vida como professora.

Planear as aulas foi um processo difícil de inicio. Implicou muitas horas a seleccionar o que é necessário e importante saber; depois, como se há-de expor os conteúdos aos alunos e que recursos usar.

Nas aulas foram integradas apresentações em PowerPoint®, animações, vídeos e experiências centradas no professor. O desafio foi integrar tudo isto de forma a resultar, ou seja, a melhorar a exposição de matéria e ser o mais claro possível.

As aulas de actividades laboratoriais são as que mais horas de trabalho requerem, pois o professor tem de realizar previamente as actividades e retirar dados para que possa elaborar uma ficha de trabalho adequada e real, e, se algo não correr bem durante a aula, ter dados experimentais para que os alunos possam trabalhar.

Infeliz ou, talvez, felizmente, a docência não se cinge apenas a dar aulas; inclui, também, a gestão de outros assuntos, como direcções de turma. Assim, tenho assessorado a directora da turma C do 9ºano, Doutora Helena Santos, o que me deu a oportunidade de constatar a quantidade de tarefas burocráticas que são exigidas à direcção de uma turma do 3º ciclo do ensino básico. Outra tarefa, que faz parte da profissão, é a organização e desenvolvimentos de actividades extra curriculares.

Particpei nas aulas de apoio do 11ºA, que são dadas às terças-feiras, depois da aula da disciplina de Física e Química A; contudo, ao passar da Física para a Química, os alunos deixaram de aparecer na aula de apoio.

Concluindo: nas horas de orientação de estágio e fora delas, o trabalho desenvolvido em conjunto com as orientadores pedagógicas e com os orientadores científicos foi crucial para aprender a planear, desenvolver técnicas de exposição e interagir com os alunos. Aprendi e aperfeiçoei métodos e estratégias de ensino.

O planeamento e concretização das aulas foram as actividades em que consumi mais tempo, logo a par com o trabalho desenvolvido para o projecto de investigação educacional que, de certo modo, estava integrado em todo o processo.

Este processo de planeamento e de selecção de assuntos, métodos e estratégias de ensino ajudou-me a perceber e a aprender. Ganhei capacidades de transmissão de conhecimentos, adequando-as às faixas etárias dos alunos. Com efeito, saber não é suficiente; muito mais importante, ainda, é saber como transmitir de forma adequada o conhecimento, plasmando-o numa linguagem correcta e perceptível para os alunos.

O contacto inicial com os alunos, antes das regências, permitiu-me conhecê-los um pouco melhor e ter consciência do que sabiam, obtendo a informação necessária para adequar as estratégias de ensino, de forma a ter sucesso na exposição dos assuntos.

Em geral, o planeamento das aulas foi um trabalho intensivo, tanto da minha parte como da orientadora pedagógica, Dra. Domitila Costa, que se mostrou incansável e sempre disponível. O mesmo se diga dos orientadores científicos, Professores Doutores Décio Martins e Teresa Roseiro, que estiveram sempre disponíveis para ajudar em tudo o que necessitei.

A preparação das aulas, no início, foi um processo muito lento, mas, depois com a prática, tornou-se mais rápido; digo mais: foi um processo de contínua construção e melhoramento com a ajuda e paciência dos orientadores para quem não encontro palavras suficientes de agradecimento.

A vida de uma estagiária não é nada fácil! É feita de muito trabalho, dedicação e abdicção de muita coisa, porque em pouco tempo temos de fazer e aprender muito, tal como: as planificações, a preparação das aulas de actividades laboratoriais e o funcionamento da escola, reuniões de directores de turma e conselhos de turma.

Apesar do trabalho e de alguma atrapalhação inicial, julgo ter ultrapassado os obstáculos que foram surgindo nesta caminhada, resolvendo alguns de melhor forma que outros, mas, sempre com o desejo de aprender mais

Parafraseando Andy Hargreaves, diria que o dia de trabalho do professor tende a ser mais extenso que o normal devido à proliferação de tarefas administrativas, avaliativas e de acompanhamento dos alunos, o que reduz – se não elimina mesmo – as oportunidades de realizar um trabalho mais criativo e imaginativo (Hargreaves, 1994). Por isso, esta experiência foi muito enriquecedora, pois através dela aprendi os princípios/ base de como lidar com as turmas e com todos os que componentes do “ser vivo” que é uma escola.

VI.2 – Sugestões

No final do ano lectivo, fica a sensação de dever cumprido, mas, também de que o trabalho realizado na escola deverá ter continuidade.

Ao longo do ano, a par com o planeamento e elaboração dos documentos para as aulas, desenvolveram-se os projectos de investigação educacional; contudo, ao realizar esses trabalhos verificou-se que havia uma grande limitação: o tempo. A falta de tempo provocou a sensação de que se poderia ter feito mais e melhor.

Por exemplo, em relação ao trabalho realizado no âmbito do Projecto de Investigação Educacional I, poder-se-ia ter usado outros métodos para motivar os alunos para as aulas de Física; em relação ao 2º projecto, poder-se-ia ter arranjado outras ferramentas para levar à eliminação dos conceitos alternativos dos alunos acerca do tema ácido-base, bem como para obviar a falta de motivação dos alunos nas aulas de Química, ou seja, poder-se-ia complementar o estudo sobre os conceitos alternativos com a linha de estudo adoptada no 1º projecto.

Referências Bibliográficas

- 11F, Física e Química A; Física – Bloco 2; 11º/12º ano; Ventura,G.; Fiolhais, M.;Fiolhais, C.; Paiva, J.; Ferreira, A. J.; Texto Editores; Lisboa, 2009. 1ªEdição. 3ªTiragem.
- Barros, A.A.; Rodrigues, C.; Miguelote, L.; Rocha, M.I.; Química 11. Física e Química A/ 11º ano/ Ensino Secundário; Areal Editores; 1ª edição; 2008.
- Caldeira, C.; Valadares, J.; Neves, M.; Vicente, M. (2008) (1ª edição); Viver melhor na Terra, 9º ano, Ciências Física e Naturais, Componente de ciências Físico-Químicas; Didáctica Editora; Março.
- Caldeira, H.; Bello, A.; (2009) Ontem e Hoje; Física e Química A; Física 11ºano;Porto Editora, 1ªEdição;1ªReimpressão.
- Cavaleiro, M.N.G.C.; Beleza, M.D. (2009) (1ª edição); FQ9, Viver melhor na Terra; 3º Ciclo do ensino básico; 9º ano de escolaridade; Edições ASA.
- Chang, R.; Química; 5ª Edição; McGraw-Hill; Tradução: Ramos, J.J.M.; Santos, M.N.B.; Fernades, A.C.; Saramago, B.; Pereira, E.J.N.; Mano, J.F.; (Instituto Superior Técnico – UTL) (1994); Copyright © da Editora McGraw-Hill de Portugal, L^{da}.
- Costa, A.; Moisão, A.; Caeiro, F.; (2008) Novo Ver+ - Física A 11.ºAno; Plátano Editora; 1ª Edição; Março; Lisboa
- Dantas, M. da C.; Ramalho, M.D.; (2008) Jogo de Partículas; Física e Química A; Química A – Bloco 2 – 11º/12º ano; Texto Editora, Lda. Lisboa. 1ª Edição. 1ª Tiragem.
- DEB (2001); Ministério da Educação; Departamento da Educação Básica; Ciências Físicas e Naturais; Orientações Curriculares, 3º Ciclo.
- DES (2003); Programa de Física e Química A, 11º Ano, Ministério da Educação - Departamento do Ensino Secundário.
- Fiolhais, C.; Valadares, J.; Silva, L.; Teodoro, V. D.; (1995) Física – 11ºAno; Didáctica Editora; 2ªEdição; Setembro; Lisboa
- Leonardo, A. J. F.; Martins, D. R.; Fiolhais, C.; (2009) Revista Brasileira de Ensino de Física, v.31, n. 2, 2601; “A telegrafia eléctrica nas páginas de “O

Instituto”, revista da Academia de Coimbra”; Departamento de Física e Centro de Física Computacional, Faculdade de Ciências e Tecnologia, Universidade de Coimbra, Coimbra, Portugal; Recebido em 1/11/2008; Aceito em 24/01/2009; Publicado em 30/06/2009.

- Maciel, N.; Miranda, A.; Marques, M.C.; (2008) (1ª edição); Eu e o planeta azul, Viver melhor na Terra, Ciências Físico-Químicas, 9º ano; Porto Editora.
- Paiva, J.; Ferreira, A.J.; Ventura, G.; Fiolhais, M.; Fiolhais, C.; (2008) 11Q – Física e Química A; Química – Bloco 2 – 11º/12º ano; Texto Editores; Lisboa, 1ª edição; 1ª tiragem.
- Rebelo, A.A.; Rebelo, F.; (2008) (1ª edição) Terra.Lab – Viver melhor na Terra, Ciências Físico-Químicas, 9º ano, 3º Ciclo do ensino básico; Lisboa Editora.
- Silva A.J.; Simões, C.; Resende, F.; Ribeiro, M.; (2008) (1ª edição); (CFQ)₉; Ciências Físico-Químicas, Terceiro ciclo do ensino básico; Areal Editores.
- Silva, D. M. da; (2008); Desafios da Física; Física e química – A; 11º Ano/Ensino Secundário; Lisboa Editora, S.A.; 1ª Edição; Lisboa.
- Simões, T.S.; Queirós, M.A.; Simões, M.O.; (2008) Química em Contexto | Física e Química A | Química 11ºano; Porto Editora; 1ª edição.

Anexos

ANEXOS DA COMPONENTE DE FÍSICA

 Escola Secundária c/ 3ºCEB Quinta das Flores	Plano de Aula Ciências Físico-Química – 9º Ano Unidade Didáctica: Sistemas Eléctricos e Electrónicos Sumário: O Magnetismo ao longo dos tempos. Experiência de Faraday e Öersted. Aplicações do electromagnetismo.				Ano lectivo: 2009/2010 Turma: C Data do Início: Data do Final:
Subunidades	Conteúdos	Competências/Objectivos	Estratégias	Avaliação	Recursos Didácticos
Efeito magnético da corrente eléctrica.	<ul style="list-style-type: none"> • Propriedades magnéticas de alguns materiais. • Magnetismo. • Campo magnético. • Efeitos dos campos magnéticos. 	<ul style="list-style-type: none"> • Reconhecer a importância do magnetismo na história. • Reconhecer o magnetismo. • Verificar a existência de campo magnético. • Conhecer a origem do electromagnetismo e das ideias que levaram ao surgimento do electromagnetismo. • Conhecer os físicos que contribuíram para o desenvolvimento do electromagnetismo. 	<ul style="list-style-type: none"> • Apresentação de um PowerPoint ® com introdução histórica sobre o electromagnetismo (duração de 20 minutos). • Explicar de onde surgiu o magnetismo e quem primeiro o estudou. • Informa-se os alunos que primeiro foi estudado na China e só algum tempo depois o Ocidente. • Explicação das primeiras bússolas e a sua importância. • Exemplos de bússolas. • Contribuição de Faraday e a sua experiência com limalha de ferro e um íman, salientando para a orientação que a limalha de ferro irá assumir na presença do campo magnético criado pelo íman. • Experiência centrada no professor: fazer uma experiência com limalha de ferro e um íman, para mostrar a orientação das linhas de campo magnético (duração de cerca 10 minutos). • Questionar os alunos sobre o que se irá passar na experiência. • Dizer aos alunos que no magnetismo não existem monopólos, mas sim dipólos. • Exemplificando que se partirmos um íman sucessivamente teremos sempre um pólo norte e um sul em cada ponta do pedaço de íman. • Depois falar sobre Öersted e a sua contribuição para o electromagnetismo. • Informar os alunos que há pólos magnéticos terrestres e que os pólos magnéticos terrestres são diferentes dos pólos geográficos, explicando com recurso a figuras. • Experiência centrada no professor: montar um circuito na presença de uma agulha magnética para os alunos observarem o desvio provocado pela passagem de corrente no fio (duração de cerca de 10 minutos). • Fazer com que os alunos digam para que lado a agulha magnética irá aproximar-se ao ligar o circuito. 	<ul style="list-style-type: none"> • Interação entre alunos e professor. • Interação entre alunos. • Participação oral. 	<ul style="list-style-type: none"> • Computador • PowerPoint ® • Projector multimédia. • Manual • Quadro • Apagador • Giz/canetas • Íman • Limalha de ferro • Pilha • Fios de ligação • Interruptor • Agulha magnética

 Escola Secundária c/ 3ºCEB Quinta das Flores	Plano de Aula Ciências Físico-Química – 9º Ano Unidade Didáctica: Sistemas Eléctricos e Electrónicos Sumário: O Magnetismo ao longo dos tempos. Experiência de Faraday e Ørsted. Aplicações do electromagnetismo.				Ano lectivo: 2009/2010 Turma: C Data do Início: Data do Final:
Subunidades	Conteúdos	Competências/Objectivos	Estratégias	Avaliação	Recursos Didácticos
Efeito magnético da corrente eléctrica.	<ul style="list-style-type: none"> • Efeitos dos campos magnéticos. 	<ul style="list-style-type: none"> • Nomear exemplos de fenómenos magnéticos e electromagnéticos: <ul style="list-style-type: none"> ○ na Natureza ○ do dia-a-dia 	<ul style="list-style-type: none"> • Perguntar aos alunos se conhecem algum fenómeno magnético na natureza. • Depois exemplifica-se como algumas aves durante as migrações se orientam sem recurso a pontos de referência e a aurora boreal. • Fazer com que os alunos dêem exemplos de aplicações do electromagnetismo no dia-a-dia. • Depois exemplifica-se com os transformadores que usam para carregar os computadores e os telemóveis, e o comboio mais rápido do mundo, MEG LEV. 	<ul style="list-style-type: none"> • Interação entre alunos e professor. • Interação entre alunos. • Participação oral. 	<ul style="list-style-type: none"> • Computador • PowerPoint ® • Projector multimédia. • Manual • Quadro • Apagador • Giz/canetas

Aula nº 1

Sumário

- O magnetismo ao longo dos tempos.
- Experiências de Faraday e Öersted.
- Aplicações do electromagnetismo

Competências

- Conhecer a importância do magnetismo ao longo do tempo.
- Reconhecer a existência de fenómenos magnéticos.
- Conhecer a origem do electromagnetismo e das ideias que levaram ao surgimento do electromagnetismo.
- Reconhecer a importância de Faraday e Öersted no desenvolvimento do electromagnetismo.
- Verificar a existência de campo magnético em várias situações.

Recursos

- Computador.
- PowerPoint®.
- Projector multimédia.
- Quadro.
- Apagador.
- Giz.
- Fichas de trabalho.
- Manual adoptado.
- Imagens.
- Fios de ligação
- Pilha
- Lâmpada
- Fio de cobre
- Agulha magnética.
- Interruptor.
- Limalha de ferro.
- Íman

Desenvolvimento da Aula

Primeiro introdução histórica sobre o electromagnetismo recorrendo à apresentação de um PowerPoint® (duração de 20 minutos).

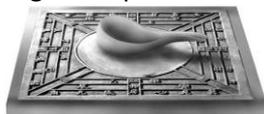
Na apresentação está exposto onde foram observados os primeiros fenómenos magnéticos e as experiências que contribuíram para o desenvolvimento do electromagnetismo.

Há muito que se conhecem as propriedades das pedras magnetizadas, ou seja, dos ímans naturais. Existiam pedras dessas na Grécia da Ásia Menor, perto da cidade de Magnésia. Onde, segundo alguns, o termo magnetismo. Sabe-se que se trata dum mineral, um óxido de ferro, a magnetite Fe_3O_4 ,



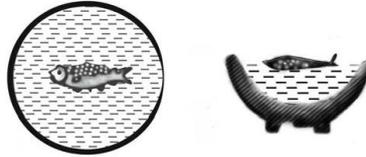
cujas propriedades foram estudadas na Antiguidade (o primeiro estudo conhecido deve-se a Thales e do teorema) na Grécia, no Egipto, mas sobretudo na China. Segundo parece, a China estava muito avançada em relação à Europa neste domínio.

Escritos chineses onde se menciona a magnetite datam de 4000 a.C. onde primeiro foi descoberta. Foi descoberto ferro de um meteorito e usado no período de 3000 – 2500 a.C. A baixo está uma figura de uma agulha magnética primitiva datada desse período.

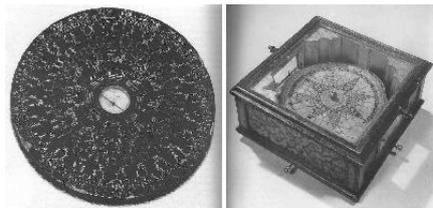


Consiste num objecto feito de magnetite que tem a forma de uma colher com a base plana e macia que está apoiada numa base de prata plana e polida. Quando se põe a rodar, ao parar o cabo aponta para o Sul.

A cabeça do “peixe” flutuante, feito de ferro magnetizado, também se direcciona para o Sul, ilustração retirada de um manual militar datado de 1400 a.C.



Em seguida temos duas bússolas, uma chinesa e a outra portuguesa do século XVI.



No Ocidente o passo decisivo na compreensão do magnetismo foi dado no século XIII por Pierre de Méricourt, depois de William Gilbert, médico da rainha Isabel I, o qual publicou em 1600 o seu famoso tratado “*De Magnete*”, considerado por muitos como um dos primeiros tratados da Física experimental moderna.

Um íman é um objecto com a propriedade de atrair limalha de ferro, ou mais simplesmente as agulhas de costura.

Fazer uma pausa na apresentação (duração de 10 minutos) para mostrar aos alunos como a limalha de ferro se orienta quando há um íman nas imediações.

Fazer a experiência em cima do retroprojector tendo um íman, limalha de ferro e um acetato para todos os alunos verem as linhas de campo serem desenhadas pela limalha.

Em seguida explicar e exemplificar o que acontece quando se tenta aproximar pólos iguais de dois ímans e que acontece quando se aproxima dois pólos opostos. Explicar que não se consegue separar os pólos de um íman, por essa razão no magnetismo só se falar em dipólos magnéticos, ao contrário das cargas positivas e negativas na electricidade. Se cortarmos uma barra magnetizada procurando isolar a parte situada no pólo norte da situada ao lado do pólo sul, logo verificamos que o fizemos em vão: em cada uma das duas barras obtidas reaparecem os dois pólos, um em cada extremidade.

Se voltarmos a cortar cada uma destas barras, volta a acontecer o mesmo, e assim até ao infinito. O pólo norte é inseparável do pólo sul, um não pode existir sem o outro. Os físicos bem procuraram os monopolos magnéticos durante muito e muito tempo, sem êxito.

Voltar à apresentação do PowerPoint® para dizer quem fez a experiência da limalha de ferro.

A experiência foi feita no século XIII por Pierre de Méricourt e repetida por Gilbert no século XVI. Foi uma experiência espectacular, mas sobretudo fundamental, porque abriu as portas à noção de campo de força, introduzida no Ocidente por Faraday.

Introduz-se nota biográfica de Faraday.

Michael Faraday nasceu em 1791, perto de Londres em Inglaterra, foi aprendiz num encadernador. Com a tolerância do patrão lia os livros que ajudava a encadernar.

Em 1810 faz-se membro da City Philosophical Society, uma instituição que reunia vários jovens para discutir assuntos de interesse científico.

Passados alguns anos, assiste a uma apresentação pública de Humphry Davy de quem se torna admirador e mais tarde tornar-se seu assistente.

É considerado por muitos como um dos maiores físicos experimentais de sempre, Faraday deu inúmeras contribuições não apenas para a Física, mas também para a química.

Um exemplo do seu contributo para a Ciência foi a introdução dos conceitos de campo e de linhas de campo e a descoberta da indução electromagnética e do diamagnetismo.

Outro exemplo foi a construção do primeiro gerador de corrente.

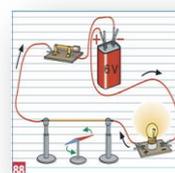
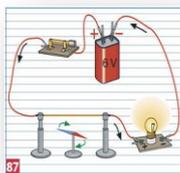
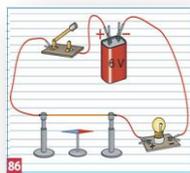
Electromagnetismo

Explicar aos alunos que no planeta Terra que existem pólos geográficos e pólos magnéticos, embora se diga que a agulha aponta para o Norte, temos que dizer Norte geográfico, pois na realidade, como o planeta Terra tivesse um íman no seu interior e que a agulha está a ser atraída pelo pólo Sul magnético, pois pólos opostos atraem-se.

Em seguida fala-se sobre Öersted e realiza-se a experiência.

Em 1820, um físico dinamarquês de nome Hans Öersted (1777-1851) descobriu o efeito magnético da corrente eléctrica.

Öersted verificou que a agulha magnética de uma pequena bússola, colocada perto de um fio percorrido por uma corrente eléctrica era desviada. Observou também que o desvio da agulha variava conforme o sentido da corrente no fio. É esse efeito que está na base do electromagnetismo.



Fazer a experiência de Öersted para os alunos visualizar o que acontece quando se aproxima uma agulha magnética de um fio em que passa corrente eléctrica.

A descoberta de Öersted, feita aparentemente por acaso em sala de aula, enquanto preparava uma actividade para os seus alunos, permitiu concluir que uma corrente eléctrica produz um campo magnético.

Assim, podemos afirmar que as correntes eléctricas (cargas em movimento) são fontes de campos magnéticos.

Öersted concluiu ainda que o campo magnético criado pela corrente muda o seu sentido quando o sentido da corrente se altera; pois a agulha magnética desvia-se em sentido contrário.

O efeito magnético é um dos efeitos mais importantes e com mais aplicações no mundo da tecnologia.

Perguntar aos alunos se sabem em que se aplica o electromagnetismo.

Os altifalantes e os microfones, os motores eléctricos, alguns electrodomésticos, os motores dos automóveis e os geradores de corrente alternada nas centrais produtoras de energia eléctrica funcionam todos utilizando o efeito magnético da corrente eléctrica.

O breve estudo do electromagnetismo que se vai efectuar justifica-se portanto, pela sua importância no nosso dia-a-dia e pela sua aplicação em muitos dos aparelhos que utilizamos diariamente.

Diapositivo 1

Aula nº 65 15 de Março de 2010

Sumário:

- O Magnetismo ao longo do tempo.
- Experiências de Faraday e Øersted.
- Aplicações do Electromagnetismo.



Diapositivo 2

Electromagnetismo

História da descoberta do Magnetismo

Diapositivo 3

Magnetismo

Há muito que se conhecem as propriedades das pedras magnetizadas, ou seja, dos ímans naturais. Existiam pedras dessas na Grécia da Ásia Menor, perto da cidade de Magnésia

Sabe-se que se trata dum mineral, um óxido de ferro, a magnetite Fe_3O_4 .

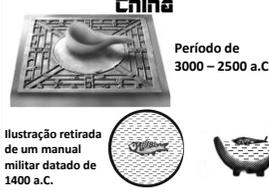


Diapositivo 4

China

Período de 3000 – 2500 a.C.

Ilustração retirada de um manual militar datado de 1400 a.C.



Diapositivo 5

Bússolas

Do século XVI

Portuguesa

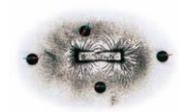
Chinesa



Diapositivo 6

Íman

Um íman cria um campo magnético.



Diapositivo 7

Faraday

Michael Faraday nasceu em 1791, perto de Londres em Inglaterra.

Ao assistir a uma apresentação pública de Humphry Davy, torna-se um admirador e mais tarde seu assistente.

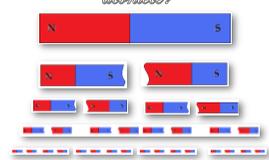
É considerado por muitos como um dos maiores físicos experimentais de sempre, Faraday contribuiu não só para a Física, mas também para a Química.

Um exemplo do seu contributo para a Ciência foi a introdução do conceito de campo e de linhas de campo.



Diapositivo 8

Se partirmos um íman ao meio o que acontece?



Diapositivo 9

Øersted

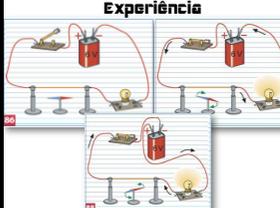
Øersted, enquanto estava a preparar uma actividade para os seus alunos, actividades esta que consistia num circuito eléctrico perto do qual estava uma agulha magnética perto do circuito.

Ao ligar o circuito, verificou que



Diapositivo 10

Experiência



Diapositivo 11

Øersted conclui que:

A passagem de uma corrente eléctrica, formada por cargas eléctricas em movimento, produz um campo magnético.

O sentido da corrente eléctrica determina o sentido do campo magnético que é produzido.

Diapositivo 12

Planeta Terra

A Terra comporta-se como se tivesse os grandes ímans ao seu interior.

O pólo Norte da agulha magnética é atraído pelo pólo Sul magnético da Terra que fica próximo do Pólo Norte geográfico.

Estão a agulha de uma bússola indica sempre o Norte geográfico.



Diapositivo 13

Campo Magnético da Terra



Diapositivo 14

Conclusão

Os Pólos Magnéticos da Terra estão “trocados” em relação aos Pólos Geográficos, isto é:

Ao Norte Magnético corresponde o Sul Geográfico

Ao Sul Magnético corresponde o Norte Geográfico

Diapositivo 15

Minha Norueguesa



Aplicações do Electromagnetismo

O efeito magnético é um dos efeitos mais importantes e com mais aplicações no mundo da tecnologia.



Diapositivo 16

	<p align="center">Plano de Aula</p>				<p>Ano lectivo: 2009/2010</p>
<p>Escola Secundária c/ 3ºCEB Quinta das Flores</p>	<p>Ciências Físico-Química – 9º Ano Unidade Didáctica: Sistemas Eléctricos e Electrónicos; Subunidade Didáctica: Electromagnetismo Sumário: Electroíman – Actividade prática. Galvanómetro. Indução magnética; corrente eléctrica contínua e alternada. Produção e distribuição da electricidade. Geradores de corrente. Transformador. Sistemas de segurança.</p>				<p>16 e 17 de Março</p>
<p>Subunidades</p>	<p>Conteúdos</p>	<p>Competências</p>	<p>Estratégias</p>	<p>Avaliação</p>	<p>Recursos Didácticos</p>
<p>Efeito magnético da corrente eléctrica. Correntes induzidas.</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Electroíman • Galvanómetro • Campo magnético. • Efeito do campo magnético • Indução da corrente eléctrica • Indutor e induzido • Corrente contínua. • Corrente alternada. 	<ul style="list-style-type: none"> • Caracterizar um electroíman • Interpretar e reconhecer a aplicabilidade do efeito magnético da corrente eléctrica. • Reconhecer a utilização de electroímãs para diversos fins. • Descrever sumariamente o funcionamento do galvanómetro. • Compreender o conceito de indução electromagnética. • Descrever como se produzem correntes induzidas e a sua importância. • Usar o galvanómetro para detectar uma corrente eléctrica induzida. • Distinguir os conceitos de indutor e induzido. • Conhecer os factores de que depende a indução electromagnética 	<ul style="list-style-type: none"> • Apresentação de um PowerPoint @: Electromagnetismo; Indução electromagnética (duração prevista de 2 minutos até à 1ª experiência centrada nos alunos). • A apresentação inicia-se com a revisão da experiência de Ørsted da aula anterior. • Depois de feita a revisão passamos à realização do trabalho prático a partir de uma breve explicação sobre a actividade prática. • Divide-se o turno em 3 grupos e entrega-se a cada grupo um tabuleiro contendo um prego com fio de cobre enrolado, cliques, pilha, fios de ligação. Será entregue uma ficha de trabalho • Realiza-se a 1ª experiência centrada nos alunos: elaboração de um electroíman (duração cerca de 20 minutos). • Prossegue-se com a apresentação (duração de 20 minutos), concluindo o que foi observado no trabalho prático. • Introdução à indução magnética, fenómeno descoberto por Faraday. • Fala-se sobre o galvanómetro como funciona e explica-se que é um aparelho de medida. • Realizar a experiência centrada no professor (demonstração do fenómeno electromagnético): mostrar a bobina ligada ao microamperímetro e um íman (duração cerca de 10 minutos). • Depois da experiência realizada, retomar a apresentação, que durará cerca de 5 minutos). • Explicação de que consiste a corrente contínua e a corrente alternada. 	<ul style="list-style-type: none"> • Interacção entre alunos. • Interacção entre alunos e professor. • Participação oral. • Participação escrita. • Ficha de trabalho. 	<ul style="list-style-type: none"> • Computador. • PowerPoint @. • Projector multimédia. • Quadro. • Apagador. • Giz. • Fichas de trabalho. • Manual adoptado. • Imagens. • Fios de ligação • Pilhas de 4,5 V • Lâmpadas • Interruptores. • Ímanes. • Bobinas • Microamperímetro • Pregos • Fio de cobre. • Cliques. • Lixa

 Escola Secundária c/ 3º CEB Quinta das Flores	Plano de Aula Ciências Físico-Química – 9º Ano Unidade Didáctica: Sistemas Eléctricos e Electrónicos; Subunidade Didáctica: Electromagnetismo Sumário Electroíman – Actividade prática. Galvanómetro. Indução magnética; corrente eléctrica contínua e alternada. Produção e distribuição da electricidade. Geradores de corrente. Transformador. Sistemas de segurança.				Ano lectivo: 2009/2010 16 e 17 de Março Turma: C
Subunidades	Conteúdos	Competências	Estratégias	Avaliação	Recursos Didácticos
Como se produz, transporta e distribui a electricidade em larga escala	<ul style="list-style-type: none"> • Processos de produção de energia eléctrica. • Energias renováveis. • Energias não renováveis. • Geradores de corrente eléctrica. • Transformador. • Sistemas de segurança. • Disjuntores • Fusíveis 	<ul style="list-style-type: none"> • Distinguir entre corrente contínua e corrente alternada. • Interpretar os factores que afectam a intensidade e o sentido da corrente induzida. • Identificar as vantagens da corrente alternada na produção e distribuição de energia. • Reconhecer que alguns geradores de corrente eléctrica resultam da aplicação da indução electromagnética • Enumerar processos de produção de energia eléctrica. • Distinguir processos com base em energias renováveis e não renováveis. • Reconhecer a importância e aplicabilidade dos conhecimentos adquiridos sobre electromagnetismo na produção, transporte e distribuição de electricidade. • Compreender o funcionamento dos transformadores. • Descrever sumariamente o funcionamento de um transformador. 	<ul style="list-style-type: none"> • Fazendo a comparação entre a corrente contínua que os alunos já conhecem (pilhas) e a corrente alterna a partir do que observaram na experiência. • Em que situação cada uma é usada, por exemplo uma pilha (CC) e em casa (CA). • Na apresentação introduz-se o tema da produção de energia. • Perguntar aos alunos quais os processos que conhecem de produção de electricidade. • Depois dos alunos reponderem apresentar os processos de produção de electricidade. • Exemplo de processos; hídricos, biomassa, eólicos e centrais nucleares. • Falar sobre os geradores mecânicos como os dínamos e os alternadores. • Os geradores resultam da aplicação prática da indução magnética. • Explicação da constituição geral de um gerador mecânico. • Na apresentação introduz-se o tema do transporte e distribuição de energia. • Como se efectua o transporte da energia eléctrica até nossas casas. • Aplicação dos transformadores à saída das centrais eléctricas e perto das casas. • Pedir para os alunos darem exemplos de aparelhos eléctricos que tenham transformadores. • Exemplos de aparelhos eléctricos com transformadores externos e internos. • Explicar o funcionamento de um transformador. 	<ul style="list-style-type: none"> • Interação entre alunos. • Interação entre alunos e professor. • Participação oral. • Participação escrita. • Ficha de trabalho. 	<ul style="list-style-type: none"> • Computador. • PowerPoint®. • Projector multimédia. • Quadro. • Apagador. • Giz. • Fichas de trabalho. • Manual adoptado. • Imagens. • Fios de ligação • Pilhas de 4,5 V • Lâmpadas • Interruptores. • Ímanes. • Bobinas • Microamperímetro • Pregos • Fio de cobre. • Clipes. • Lixa.

<div style="display: flex; justify-content: space-between; align-items: center;"> <div style="text-align: center;">  <p>Escola Secundária c/ 3º CEB Quinta das Flores</p> </div> <div style="text-align: center;"> <p>Plano de Aula</p> <p>Ciências Físico-Química – 9º Ano</p> <p>Unidade Didáctica: Sistemas Eléctricos e Electrónicos; Subunidade Didáctica: Electromagnetismo</p> <p>Sumário: Electroíman – Actividade prática. Galvanómetro. Indução magnética; corrente eléctrica contínua e alternada. Produção e distribuição da electricidade. Geradores de corrente. Transformador. Sistemas de segurança.</p> </div> <div style="text-align: right;"> <p>Ano lectivo: 2009/2010</p> <p>16 e 17 de Março</p> <p>Turma: C</p> </div> </div>					
Subunidades	Conteúdos	Competências	Estratégias	Avaliação	Recursos Didácticos
Como se produz, transporta e distribui a electricidade em larga escala	<ul style="list-style-type: none"> • Sistemas de segurança. • Disjuntores • Fusíveis 	<ul style="list-style-type: none"> • Descrever sumariamente o funcionamento de um transformador. • Relacionar o número de espiras de entrada e de saída de um transformador com as diferenças de potencial de entrada e de saída. • Conhecer alguns sistemas de segurança. 	<ul style="list-style-type: none"> • Escrever a relação matemática que traduz o funcionamento do transformador. $\frac{U_p}{U_s} = \frac{n_p}{n_s}$ • Fazer exercícios de aplicação sobre os transformadores. • No final da aula entregar uma ficha de trabalho com exercícios de aplicação (caso não dê tempo de fazer a ficha no tempo da aula, fica para trabalho de casa). 	<ul style="list-style-type: none"> • Interação entre alunos. • Interação entre alunos e professor. • Participação oral. • Participação escrita. • Ficha de trabalho. 	<ul style="list-style-type: none"> • Computador. • PowerPoint ®. • Projector multimédia. • Quadro. • Apagador. • Giz. • Fichas de trabalho. • Manual adoptado. • Imagens.

		Plano a Médio Prazo			Ano lectivo: 2009/2010
Ciências Físico-Química – 9º Ano Unidade Didáctica: Sistemas Eléctricos e Electrónicos Subunidade Didáctica: Electromagnetismo Sumário: Componentes electrónicos. Díodos, LED; LDR; transístores e condensadores. Circuitos electrónicos simples.					Turma: C
Subunidades	Conteúdos	Competências / Objectivos	Estratégias	Avaliação	Recursos Didácticos
Componentes electrónicos. Díodos; LED; LDR; transístores e condensadores. Circuitos electrónicos simples.	<ul style="list-style-type: none"> • Componentes electrónicos. • Díodos • LED • LDR • Transístores • Condensadores. • Circuitos electrónicos simples. 	<ul style="list-style-type: none"> • Reconhecer a importância dos circuitos electrónicos na tecnologia e sociedade. • Conhecer o uso dos componentes electrónicos. • Identificar o que é um transdutor; • Distinguir três partes fundamentais de um circuito electrónico: <i>input</i>, processadores de sinal e <i>output</i>. • Reconhecer algumas características de componentes electrónicos. • Identificar o que é um díodo. • Identificar o que é um transístor. • Identificar o que é um condensador. • Identificar o que é um díodo. • Identificar o que é um LED. • Identificar o que é um LDR. • Conhecer e usar os símbolos dos componentes electrónicos. 	<ul style="list-style-type: none"> • Apresentação do PowerPoint ®: “Circuitos Electrónicos” (duração de 40 minutos). • Inicia-se introduzindo e contextualizando a descoberta e aplicações dos circuitos electrónicos na sociedade. • Pergunta-se aos alunos em que os circuitos electrónicos se inserem e para que servem. • Dá-se exemplos da aplicação dos circuitos electrónicos. • Em seguida apresenta-se os diferentes componentes electrónicos e a para que servem. • Primeiro introduz-se os transdutores. • Apresenta-se as três partes fundamentais de um circuito electrónico. • Exemplifica-se através de imagens e esquemas. • Em seguida introduz-se os componentes electrónicos explicando o seu funcionamento, como estão integrados nos circuitos electrónicos. • Mostra-se a representação esquemática, ou seja, o símbolo pelo qual cada um se pode representar num esquema de um circuito. • Sempre que possível mostrar aos alunos um componente electrónico real, para que possam ter a noção da realidade. • No final da aula irá ser entregue uma ficha de trabalho para fazerem em casa. 	<ul style="list-style-type: none"> • Interação entre alunos. • Interação entre alunos e professor. • Participação oral. • Participação escrita. • Ficha de trabalho. 	<ul style="list-style-type: none"> • Computador. • PowerPoint ®. • Projector multimédia. • Quadro. • Apagador. • Giz. • Ficha de trabalho. • Manual adoptado. • Imagens. • Ficha de trabalho • Componentes electrónicos reais.

Diapositivo 1

AULA Nº 73 E 74 14 DE ABRIL DE 2010

SUMÁRIO:

- Montagem de circuitos electrónicos simples.
- Condensadores; Díodos; LED; LDR;
- Potenciómetros; Termistores e Transistores.
- Efeito térmico da corrente eléctrica

Diapositivo 2

MONTAGEM DE CIRCUITOS ELECTRONICOS SIMPLES

ΕΓΧΕΙΡΙΔΙΟ? ΣΥΝΤΑΞΕ? ΜΟΝΤΑΞΗ DE CIRCUITOS?

Diapositivo 3

Componentes Electrónicos

Condensador

Condensadores

Diapositivo 4

+

Nome	Símbolo	Sua relação com o Sinal
microfarad	μF	$1 \text{ } \mu\text{F} = 10^{-6}$
picofarad	pF	$1 \text{ pF} = 10^{-12}$

UM CONDENSADOR É UM COMPONENTE ELECTRÓNICO QUE ARMAZENA ENERGIA ELÉCTRICA, SENDO SER USADO COMO FONTE DE ENERGIA ELÉCTRICA TEMPORÁRIA.

Diapositivo 5

Diapositivo 6

LED

Símbolo

OS DIÓDOS EMISSORES DE LUZ (LED) SÃO COMPONENTES ELECTRÓNICOS QUE EMITEM LUZ QUANDO PERCORRIDOS POR UMA CORRENTE ELÉCTRICA DE FRACA INTENSIDADE.

Diapositivo 7

Diapositivo 8

LDR

Símbolo

Uma resistência variável com luz (LDR) é um componente electrónico cuja resistência é muito elevada na ausência de luz e que diminui gradualmente com o aumento da intensidade da luz incidente.

Diapositivo 9

Diapositivo 10

Potenciómetros

Potenciómetros

Os potenciómetros são componentes electrónicos cuja resistência varia em função do comprimento utilizado do condutor que o constitui.

Diapositivo 11

Diapositivo 12

Termistor

Termistores

Uma resistência variável com a temperatura (termistor) é um componente electrónico cuja resistência varia com a temperatura. Nos NTC a resistência aumenta quando a temperatura diminui e no PTC a resistência diminui quando a temperatura aumenta.

Diapositivo 13 Diapositivo 14

Diapositivo 15

Transistores

transistores

Um transistor é um componente electrónico com três terminais (emissor, colector e base) que pode funcionar como amplificador de corrente eléctrica.

Diapositivo 16

 <p>Escola Secundária c/ 3ºCEB Quinta das Flores</p>	<p>Física e Química A – 11º Ano Unidade Didáctica: <i>Movimentos na Terra e no Espaço</i> Subunidade Didáctica: <i>1.2- Da Terra à Lua</i> Sumário: Lançamento e queda de graves. Lançamento horizontal.</p>			<p>Ano Lectivo: 2009/2010 Turma: A Data da aula 06/11/2009 Nº de Aulas: 1</p>	
<p>Conteúdos</p>	<p>Objectivos</p>	<p>Estratégias</p>	<p>Avaliação</p>	<p>Recursos Didácticos</p>	<p>Nº de Aulas</p>
<ul style="list-style-type: none"> • Lançamento e queda de graves. • Lançamento horizontal consiste numa composição de movimentos. • Movimento uniforme, na direcção horizontal • Movimento uniformemente variado, na direcção vertical. 	<ul style="list-style-type: none"> • Reconhecer que o movimento de queda da bola da mesa é um movimento apenas na horizontal. • Identificar que quando a bola cai da mesa o movimento desta, é composto por dois tipos de movimento. • Nomear as forças que actuam num corpo, que descreve um movimento de lançamento horizontal. • Reconhecer que o tempo de queda de um corpo lançado horizontalmente não depende da velocidade inicial do mesmo. • Compreender que o lançamento horizontal é uma composição de movimentos • Concluir que um corpo com velocidade inicial nula e outro com velocidade inicial diferente de zero, lançados ao mesmo tempo, chegam ao chão no mesmo instante. • Identificar as componentes da velocidade, segundo xx e yy. • Identificar que os conceitos que serão abordados são uma consequência do que foi exposto anteriormente. 	<ul style="list-style-type: none"> • Dar início à aula com uma experiência centrada no professor; lançar uma bola sobre a mesa (rola, mas não desliza). • Esquematizar as forças aplicadas na bola no quadro. • Questionar quando a bola inicia o movimento de queda e posterior esquematização das forças. • Regressar ao ponto de partida da experiência, mas analisando o movimento e a velocidade da bola na horizontal, sobre a mesa e depois no instante em que deixa a mesa. • Experiência centrada no professor: mostrar aos alunos como dois corpos iguais, mas com lançamentos diferentes chegam ao chão ao mesmo tempo. • Uso de uma imagem com a queda de uma bola. • Análise da imagem com as várias posições, sucessivas, da bola quando cai e a velocidade segundo os eixos cartesianos. • Chegar às equações analíticas do movimento segundo a horizontal e a vertical. 	<ul style="list-style-type: none"> • Participação. • Interpretação. • Compreensão. • Independência • Iniciativa • Resolução de exercícios. • Trabalhos de casa. 	<ul style="list-style-type: none"> • Quadro • Giz/canetas • Apagador • Software adequado • Projector multimédia • Computador • Internet • Manual adoptado • PowerPoint 	<p style="text-align: center;">1</p>

 <p>Escola Secundária c/ 3ºCEB Quinta das Flores</p>	<p>Física e Química A – 11º Ano Unidade Didáctica: <i>Movimentos na Terra e no Espaço</i> Subunidade Didáctica: <i>1.2- Da Terra à Lua</i> Sumário: Lançamento e queda de graves. Lançamento horizontal.</p>			<p>Ano Lectivo: 2009/2010 Turma: A Data da aula 06/11/2009 Nº de Aulas: 1</p>	
<p>Conteúdos</p>	<p>Objectivos</p>	<p>Estratégias</p>	<p>Avaliação</p>	<p>Recursos Didácticos</p>	<p>Nº de Aulas</p>
<ul style="list-style-type: none"> • Equações do movimento uniforme e uniformemente variado. • Tempo de queda. • Alcance máximo. 	<ul style="list-style-type: none"> • Analisar situações novas, com as bases adquiridas anteriormente. • Decompor o movimento do lançamento horizontal segundo os eixos cartesianos. • Caracterizar o movimento de um projectil lançado horizontalmente explicando-o como a sobreposição de dois movimentos. • Estabelecer analiticamente as equações cartesianas do movimento do lançamento horizontal. • Estabelecer as equações analíticas do tempo de queda e alcance máximo de um projectil. • Calcular o tempo de queda de um projectil a partir das equações do movimento do projectil. • Calcular o alcance de um projectil a partir das equações do movimento do projectil. 	<ul style="list-style-type: none"> • Concluir que o lançamento horizontal é uma composição de movimentos • Partindo das equações paramétricas do movimento, ir particularizando até à situação do tempo de queda e alcance do projectil. • Exemplo de exercícios de aplicação que faça a ligação entre o tempo de queda e o alcance máximo. • No final da aula é dada uma ficha de trabalho nº 14, com exercícios que abrangem tudo o que foi exposto na aula. • Levam um trabalho de casa, lançamento horizontal. 			



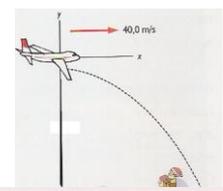
**ESCOLA SECUNDÁRIA
FLORES**

FÍSICA E QUÍMICA A 11º ANO 2009 /2010

Ficha de Trabalho nº14 (06/11/2009)
Lançamento Horizontal com Resistência do Ar Desprezável

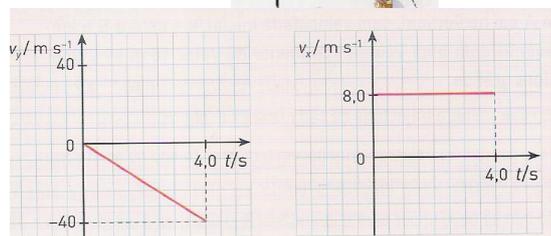
Nome: _____ Nº ____ Turma __

As rações de sobrevivência são lançadas horizontalmente para um grupo de viajantes da natureza que se perdeu na serra da Estrela com uma velocidade inicial de 40 m/s e atingem o solo num ponto a 200 m de distância da vertical do ponto de lançamento. Considerando a resistência do ar desprezável e $g=10\text{m/s}^2$, calcule:



- a) a altura de que o corpo foi lançado;
- b) a medida da velocidade com que o corpo atinge o solo.

2) Um projectil, de massa 200 g, é lançado horizontalmente do alto de uma torre a 80 m do solo. Os gráficos da figura 2 representam os valores das componentes vertical e horizontal da velocidade do projectil durante a queda.



- a) Calcule a velocidade do projectil quando atinge o solo.
- b) Calcule a energia mecânica do projectil no início da queda e quando atinge o solo.
- c) Escreva as equações que traduzem o movimento do projectil:

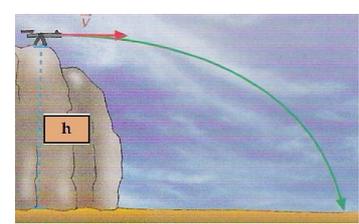
$$v_x = v_x(t); v_y = v_y(t); x = x(t); y = y(t)$$

3) Classifique cada uma das seguintes afirmações como verdadeira ou falsa, corrigindo as falsas sem recorrer à forma negativa.

- a) Corpos lançados horizontalmente atingem o solo na mesma posição se tiverem igual massa.
- b) A trajectória de um corpo lançado horizontalmente é parabólica.
- c) O tempo de queda de um corpo lançado horizontalmente de uma determinada altura é superior ao tempo de queda do mesmo corpo lançado verticalmente da mesma altura.
- d) A intensidade da força que actua sobre um corpo lançado horizontalmente aumenta em função da massa do corpo.
- e) Pode considerar-se o movimento de um corpo lançado horizontalmente como a sobreposição de um movimento rectilíneo e uniforme na vertical e um movimento rectilíneo uniformemente acelerado na horizontal.

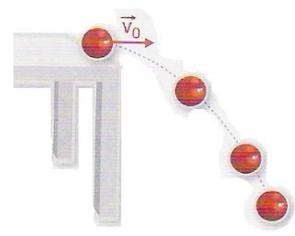
4) Um canhão encontra-se 40,0 m acima do solo e pretende atingir um alvo situado ao nível do solo, mas a uma distância 150,0 m.

- a) Determine o valor da velocidade inicial das balas e o tempo que demoram a atingir o alvo.
- b) O alvo afastou-se 50,0 m, determine a altura a que se deve colocar o canhão de modo a que, mantendo o valor da velocidade inicial da bala, se continue a atingir o alvo.



5) Uma bola de bilhar desliza sobre o tampo de uma mesa de altura 70,0 cm, atingindo a extremidade da mesa com um valor de velocidade de 1,5 m/s. Como a bola e a mesa são superfícies muito polidas, podemos desprezar o atrito entre as duas superfícies da bola e da mesa.

- a) Escreva as expressões que permitem determinar o movimento da bola no ar.
- b) Determine o intervalo de tempo que a bola permaneceu no ar.
- c) Determine as coordenadas do ponto de impacto da bola no solo.



6) As expressões que traduzem o movimento de uma bola, de massa 50,0

g, lançada horizontalmente de uma determinada altura são:

$$x = 10,0t \text{ (SI)} \text{ e } y = 15 - 4,9t^2 \text{ (SI)}$$

- a) Indique as condições iniciais da bola no ar.
 - b) Determine o tempo que a bola permaneceu no ar.
 - c) Esboce a trajectória da bola.
 - d) Escreva as expressões que permitem determinar a velocidade da bola em qualquer instante.
 - e) Calcule o valor da velocidade da bola ao atingir o solo. Resolva esta alínea, utilizando as expressões do movimento e o Teorema da Conservação da Energia.
- 7) Durante um jogo de ténis, um jogador faz um serviço em que a bola é lançada horizontalmente, com uma velocidade de 25 m/s . A rede tem uma altura de $0,90 \text{ m}$ e está situada a $12,0 \text{ m}$ do local de serviço. A resistência do ar pode ser desprezada.
- a) Escreva as equações que permitem identificar as posições (em x e em y) da bola com o tempo.
 - b) Determine a altura mínima a que deve ser batida a bola para que não toque na rede.
 - c) Calcule a distância entre o ponto em que a bola bate no solo e a rede.



FÍSICA E QUÍMICA A

11º ANO

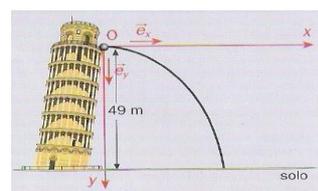
2009 /2010

Trabalho de Casa (06/11/2009)

Lançamento Horizontal com Resistência do Ar Desprezável

Nome: _____ Nº ____ Turma ____

- 1) Uma bola é lançada, horizontalmente, do cimo da Torre de Pisa, com velocidade de valor 22 m/s . A altura a que a bola é lançada é de 49 m . Calcule o alcance da bola (Considere $g = 9,8 \text{ m/s}^2$).
- 2) Um projectil é lançado, horizontalmente, com uma velocidade de 20 m/s e chega ao solo com uma rapidez de $23,66 \text{ m/s}$. Calcule:
 - a) O tempo de queda.
 - b) A altura de que foi lançado.
 - c) O alcance que atingiu.
- 3) Duas bolas 1 e 2 são lançadas horizontalmente, da mesma altura, com velocidades de igual módulo. A bola 1 é lançada na Terra e a bola 2 na Lua. Considere $g_{\text{Lua}} = \frac{1}{6} g_{\text{Terra}}$
 - a) Compare o tempo de queda na Terra com o tempo de queda na Lua.
 - b) Compare os alcances das bolas.



 Plano de Aula				
Unidade Didáctica: <i>Movimentos na Terra e no Espaço</i> Subunidade Didáctica: 1.2- <i>Da Terra à Lua</i> Sumário: Satélite geoestacionário. Ficha de exercícios de aplicação (Ficha nº15). Preparação da actividade laboratorial AL 1.3: “Salto para a Piscina”		Turma: A Data da aula 11/11/2009		
Conteúdos	Objectivos	Estratégias	Avaliação	Recursos Didácticos
<ul style="list-style-type: none"> • Aplicações dos satélites. • AL 1.3. 	<ul style="list-style-type: none"> • Dar exemplos das várias aplicações do uso dos satélites artificiais e associar às diferentes órbitas. • Reconhecer que o movimento dos satélites é um movimento periódico. • Reconhecer que o movimento de um satélite apenas se deve à acção da força gravítica. • Aplicar o conhecimento e conceitos aprendidos sobre o lançamento horizontal. 	<ul style="list-style-type: none"> • Apresentar PowerPoint “Satélites Geoestacionários” que mostra os vários usos dos satélites artificiais. • Mencionar que recentemente a ESA, lançou o maior satélite de telecomunicações a bordo do Ariane. • Visualização do PowerPoint “Órbita dos Satélites”. • Descrever a órbita dos satélites como um movimento circular com velocidade de módulo constante. • Mostrar que as diferentes órbitas dependem das diferentes funções dos satélites (o propósito para que foram construídos). • Apresentar uma breve explicação de cada órbita. • Salientar que apenas estudaremos órbitas circulares. • Mostrar esquematicamente a força que está envolvida no movimento circular. • Fazer uma pausa para preparar a AL1.3. antes de entrar na caracterização do movimento circular uniforme. • Apresentação do PowerPoint “Preparação da AL1.3”. • Esclarecer os alunos que diferentes orientações eixos não implicam diferentes expressões. • Apresentar os objectivos do trabalho. • Relembrar as equações gerais do movimento, analisando uma situação de um salto para a piscina. • Levar os alunos a relacionarem as expressões para a realização do trabalho. 	<ul style="list-style-type: none"> • Participação. • Interpretação. • Compreensão. • Independência • Iniciativa • Ficha de trabalho • Trabalhos de casa 	<ul style="list-style-type: none"> • Quadro • Giz • Apagador • Software adequado • Projector multimédia • Computador • Internet • Manual adoptado • PowerPoint

Comentários:

Devido ao magusto na escola a aula irá começar às 10 horas e 45 minutos, logo a aula ficará apenas com 60 minutos em vez de 90 minutos. Assim o plano sofreu alterações.

Alterações:

Apenas irá ser apresentado a preparação da aula laboratorial 1.3: “Salto para a Piscina” e respectivo PowerPoint e as apresentações de PowerPoint “Satélites Geoestacionários” e “Órbitas dos Satélites”, deixando as características do movimento circular uniforme para a aula de terça-feira, dia 17 de Novembro de 2009, na aula que irá decorrer entre as 14 horas e 45 minutos até às 16 horas e 15 minutos.

Plano da aula nº27 irá contemplar os assuntos que não foram abordados nesta aula 25.

Lançamento Horizontal com Resistência do ar Desprezável

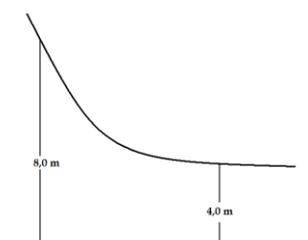
Nome: _____ Nº ____ Turma ____

1º Duas bolas são lançadas horizontalmente com velocidades v_1 e v_2 , de uma mesma altura, sendo $v_2 = 2v_1$.

- a) A bola 1 leva 0,50 s a atingir o solo. Quanto tempo gasta a bola 2 a atingir o solo?
- b) Se o alcance da bola 1 for de 75 cm, qual o alcance da bola 2?

2º Um esquiador desce uma encosta para ganhar balanço e seguidamente usando a velocidade adquirida efectua um salto de ski conforme se observa na figura. Considera desprezáveis todos os atritos e $g = 10\text{m/s}^2$.

- a) Qual a medida da velocidade do esquiador quando atinge o ponto de lançamento?
- b) Calcula a quantos metros do ponto de lançamento é que o esquiador chega ao solo?



3º Uma pedra de 400 g é lançada horizontalmente de uma altura de 40,0 m, com uma velocidade inicial de 10 m/s. Considera desprezáveis todos os atritos e $g = 10\text{ m/s}^2$.

- a) Escreve as equações dos movimentos componentes do corpo (equações paramétricas).
- b) Calcula em que instante chega a pedra ao solo.
- c) Calcula o alcance do projectil.

4º Uma esfera é disparada na horizontal, com velocidade de 10 m/s, de uma superfície com 80 cm de altura.

- a) Quanto tempo levará a cair?
- b) A que distância da base da superfície irá cair?
- c) Com que velocidade irá atingir o solo?
- d) Uma esfera deixada cair da mesma altura, na vertical, demorará mais ou menos a atingir o solo?
- e) Se esta situação se passasse na Lua, quanto tempo levaria a esfera a cair?

$$g_{\text{Lua}} = \frac{1}{6} g_{\text{Terra}}$$

 Escola Secundária c/ 3ºCEB Quinta das Flores	Plano de Aula Unidade Didáctica: <i>Movimentos na Terra e no Espaço</i> Subunidade Didáctica: <i>1.2- Da Terra à Lua</i> Sumário: Actividade laboratorial AL 1.3: “Salto para a Piscina”			Turma: A Data da aula 14/11/2009
Conteúdos	Objectivos	Estratégias	Avaliação	Recursos Didácticos
<ul style="list-style-type: none"> • Lançamento de projectéis. • Movimento uniforme na direcção horizontal • Movimento uniformemente variado, na direcção vertical. 	<ul style="list-style-type: none"> • Interpretar o movimento de um projectil lançado horizontalmente como a sobreposição de dois movimentos • Relacionar o alcance com a posição e velocidade iniciais. • Relacionar a velocidade de lançamento horizontal de um projectil com o alcance e reveja os seus conhecimentos sobre conservação de energia. • Utilizar uma montagem experimental com o material disponível de modo a lançar horizontalmente um objecto de uma altura pré-definida • Determinar a velocidade de saída do escorrega de modo a que o objecto caia numa zona estabelecida. • Inferir que a posição horizontal varia linearmente com o tempo e que isso não acontece na vertical. 	<ul style="list-style-type: none"> ✓ Preparação da actividade laboratorial. • Iniciar a aula com apresentação do PowerPoint AL 1.3: “Salto para a Piscina”. • Descrever brevemente as montagens. • Levar os alunos a deduzirem as expressões do lançamento horizontal. • Fazer os grupos. • Execução dos trabalhos laboratoriais. • Respostas às questões apresentadas na ficha de trabalho laboratorial. • Deixar disponível um acetato com as tabelas para os grupos poderem partilhar os resultados. • Apenas esclarecer dúvidas do funcionamento da experiência. 	<ul style="list-style-type: none"> • Ficha de trabalho laboratorial. • Autonomia • Interesse • Iniciativa • Interação entre alunos e professor. • Execução da actividade. 	<ul style="list-style-type: none"> • Calha circular • Esfera metálica • Régua • Papel milimétrico. • Papel químico. • Duas células fotoeléctricas. • Computador. • PowerPoint. • Projector multimédia. • Retroprojector. • Acetatos. • Canetas de acetato. • Quadro • Giz.

Comentários:



FICHA DE TRABALHO LABORATORIAL Nº 3 – 11ºA CLASSIFICAÇÃO: _____

OBSERVAÇÕES: _____ A PROFESSORA _____

Nome _____ Nº __ Turma __ Data __/Nov/ ____

Questão – Problema:

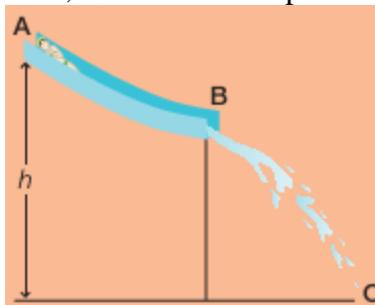
Pretende-se projectar um escorrega para um aquaparque, de modo que os utentes possam cair em segurança numa determinada zona da piscina. A rampa termina num troço horizontal a uma altura apreciável da superfície da água. Esta actividade permitirá relacionar a velocidade de lançamento com o alcance horizontal obtido.

Vamos realizar uma actividade que permitirá responder à questão:

“Que medidas adoptar na construção de um escorrega para um aquaparque de modo que os utentes escoreguem em segurança”

Questões Pré-Laboratoriais:

1º Pretende simular-se o movimento de uma pessoa num escorrega de um parque aquático cuja rampa termina com um troço horizontal. Observe a figura seguinte: a pessoa parte do repouso em A, abandona a rampa em B e cai na piscina em C.

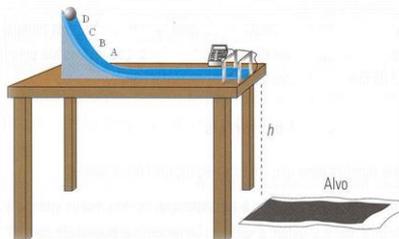


- a) Esboce a trajetória do movimento após a pessoa abandonar a rampa até atingir a água.
 - b) Para a pessoa atingir uma maior velocidade à saída da rampa, deve deixar-se cair de uma altura h elevada ou pequena? Justifique relembrando os conhecimentos sobre energia do ano anterior.
 - c) Onde é que a pessoa cairá mais longe da base da rampa, isto é, terá um maior alcance horizontal, quando a abandona com velocidade elevada ou pequena?
 - d) A velocidade com que atinge a água dependerá da velocidade com que deixou a rampa?
- 2º Comente as seguintes afirmações:
- a) Num aquaparque, quanto mais elevado for o ponto de partida de uma pessoa, maior será o valor da velocidade com que essa pessoa atingirá a base de um escorrega.

- b) Num aquaparque, quanto maior for a massa de uma pessoa que utiliza um determinado escorrega, maior será o valor da velocidade com que essa pessoa atingirá a base desse escorrega.

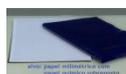
Material – Montagem:

Para realizar esta actividade laboratorial vamos usar uma montagem como a apresentada na figura.



Para simular o movimento anterior, utilize o seguinte material:

- ✓ Calha
- ✓ Esfera metálica,
- ✓ Régua,
- ✓ Alvo papel químico sobreposto com papel químico
- ✓ Duas células fotoeléctricas (“photogates”)
- ✓ Smart Timer.



A esfera é deixada cair de uma altura h do solo. Para saber o ponto de queda no solo, coloca-se sobre este uma cartolina e um papel químico sobreposto que assinalará essa posição. Pretende estabelecer-se uma relação entre a velocidade à saída da rampa e o alcance horizontal da esfera (comprimento medido entre a base da rampa e o ponto de queda). Para isso, desenha-se um gráfico da velocidade e saída da rampa em função do alcance e faz-se a sua análise estatística.

1º Parte - Relação entre o alcance e a altura da queda da esfera

- I. Medir a altura h .
- II. Medir a distância, d , entre os dois feixes das células fotoeléctricas
- III. Lançar a esfera de uma determinada posição de calha.
- IV. Medir e registar o intervalo de tempo, Δt , que corresponde ao tempo de passagem entre as “photogates”.
- V. Medir o alcance atingido pela esfera e registar na tabela de registos.
- VI. Repetir o mesmo procedimento, fazendo, agora, variar a altura de queda, h .

Registo de dados:

- a) Regista os dados na tabela. Para a mesma altura (que se encontra assinala na calha) realiza três medições (para minimizar erros experimentais) e obtém o valor médio do alcance, x .

Tabela de registos(1)

Nº de Ensaios	d (m)	Média dos ensaios d (m)	h (m)	h (m)	Média dos ensaios h (m)	Δt (s)	Média dos ensaios Δt (s)	$v = \frac{d}{\Delta t}$ (m/s)	x (m)	Média dos ensaios x (m)

1º									
2º		h_1							
3º									
4º									
5º		h_2							
6º									
7º									
8º		h_3							
9º									
10º									
11º		h_4							
12º									

- b) Calcula os valores da velocidade de saída da calha.
- c) Constrói o gráfico $x^2 = f(h)$ na calculadora e depois faz o esboço e escreve a equação da recta e discute o significado da inclinação (para casos em que v_0 é o mesmo).
- d) Indica o significado físico dos coeficientes obtidos.

2ª Parte - Relação entre o alcance e a velocidade de saída da esfera

- I. Medir a altura h .
- II. Medir a distância, d , entre os dois feixes das células fotoelétricas.
- III. Lançar a esfera de uma determinada posição de calha.
- IV. Medir e registar o intervalo de tempo, Δt , que corresponde ao tempo de passagem entre as “photogates”.
- V. Medir o alcance atingido pela esfera e registar na tabela de registos.

Registo de dados:

- a) Repetir o mesmo procedimento, fazendo, agora, variar a velocidade de saída, ou seja, diferentes pontos de lançamento (**A, B, C e D**).
- b) Regista os dados na tabela. Para a mesma altura, h , realiza três medições (para minimizar erros experimentais), fazendo variar a velocidade de saída e obtém o valor médio do alcance.

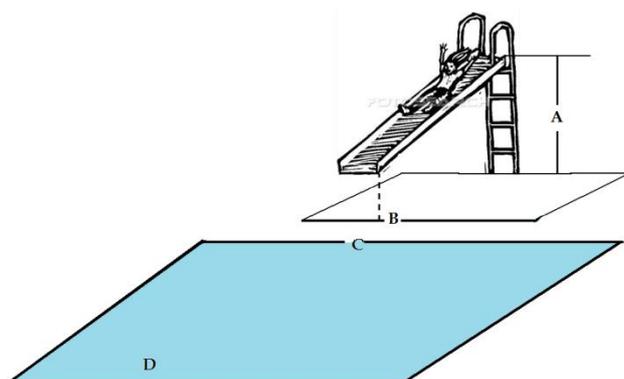
Tabela de registos(2)

Nº de Ensaios	d (m)	Média dos ensaios d (m)	Posição de lançamento	h (m)	Média dos ensaios h (m)	Δt (s)	Média dos ensaios Δt (s)	$v = \frac{d}{\Delta t}$ (m/s)	x(m)	Média dos ensaios x(m)
1º			A	h						
2º										
3º										
4º										
5º			B	h						
6º										
7º										
8º			C	h						
9º										
10º			D	h						
11º										
12º										

- c) Calcula os valores da velocidade de saída da calha.
- d) Constrói o gráfico $x^2 = f(v_{0x}^2)$ na calculadora faz o esboço e escreve a equação das e discute o significado da inclinação.
- e) Indica o significado físico dos coeficientes obtidos.

Questões Pós-laboratoriais:

- 1º. Foi proposto a um grupo de alunos fazer um projecto para conceber um escorrega para um aquaparque, de modo que os utentes possam cair em segurança numa determinada zona da piscina. O escorrega termina num troço horizontal a uma altura apreciável da superfície da água. Fizeram a montagem representada na figura seguinte.



Para o projecto, a elaborar pelos alunos, para o escorrega do aquaparque, foi imposta a seguinte condição: o alcance mínimo deve ser igual à altura, medida em relação à superfície da água da piscina, do trecho horizontal do escorrega.

- a) “Os alunos mediram o alcance mínimo com uma incerteza de 5%”.
O que significa esta afirmação?
- b) Considere que sobre o escorrega corre água (efeito do atrito desprezável) e que o valor do alcance mínimo atingido por uma criança é de 1,0 m. Utilize o valor de $g = 9,8 \text{ m/s}^2$ e calcule:
- O valor mínimo da velocidade de saída, da criança, do trecho horizontal do escorrega.
 - O valor da altura mínima, em relação ao trecho horizontal do escorrega, a partir da qual a criança inicia o seu movimento.
- c) Se em vez de uma criança for um adulto, há alteração no alcance? Justifique a tua resposta.
- d) Um determinado escorrega, tem uma altura $A=3,5 \text{ m}$ e o seu extremo inferior encontra-se a 0,50 m da superfície da água.
- Determine a que distância máxima, entre B e C, medida na horizontal, para que as que pessoas usam o escorrega, caiam na piscina em segurança.
 - Se, ao lado daquele escorrega for construído outro com altura $A'=5,0 \text{ m}$ e extremo inferior a 0,50 m da superfície da água, qual deverá ser a distância máxima, entre B e D? Indique os cálculos.

 Escola Secundária c/ 3ºCEB Quinta das Flores	PLANO DE AULA Unidade Didáctica: <i>Movimentos na Terra e no Espaço</i> Subunidade Didáctica: <i>1.2- Da Terra à Lua</i> Sumário: Movimento circular uniforme. Exercícios de aplicação			Turma: A Data da aula 17/11/2009
Conteúdos	Objectivos	Estratégias	Avaliação	Recursos Didácticos
<ul style="list-style-type: none"> • Período • Frequência. • Deslocamento linear • Deslocamento angular • Velocidade linear • Velocidade angular • Força centrípeta • Aceleração centrípeta. • Módulo da aceleração centrípeta. • 2ª Lei de Newton • Lei da Atracção Universal. • Velocidade orbital. 	<ul style="list-style-type: none"> • Definir o período de um movimento. • Definir a frequência de um movimento. • Relacionar o período e a frequência de um movimento. • Aplicar os conceitos de período e frequência. • Relacionar os deslocamentos lineares e angulares. • Definir velocidade angular média. • Definir velocidade angular instantânea. • Distinguir velocidade linear de velocidade angular. • Relacionar a velocidade linear com a velocidade angular. • Reconhecer que o movimento dos satélites é um movimento periódico. • Reconhecer que a força da resultante num movimento circular uniforme é uma força radial e centrípeta. • Identificar as características da aceleração num movimento circular uniforme. • Relacionar a 2ª Lei de Newton com a Lei da Atracção Universal no caso do movimento dos satélites. • Deduzir a expressão da velocidade do satélite, quando esta se relaciona com a Lei da Gravitação Universal. • Relacionar o período e o raio de um movimento orbital. • Aplicar a relação anterior aos movimentos planetários. 	<ul style="list-style-type: none"> • Apresentação do PowerPoint®: “<i>Características do Movimento Circular Uniforme</i>” • Introduzir o período do movimento e a frequência. • Usar o exemplo dos ponteiros do relógio para estabelecer as equações da frequência e do período. • Resolução de exercícios de aplicação. • Fazer experiência centrada no professor para mostrar que a força é radial e aponta para o centro da trajectória. • Através da relação entre a variação do ângulo ao centro da trajectória circular, $\Delta\theta$, e o raio, r, da mesma obtém-se o deslocamento, Δs. • Relacionar o deslocamento linear com o deslocamento angular e estabelecer a relação entre a velocidade linear e a velocidade angular • Resolução de exercícios de aplicação. • A partir da relação de semelhança de triângulos obter a expressão da aceleração centrípeta. • Analisar a expressão para a aceleração centrípeta. • Deduzir a relação entre aceleração centrípeta e a velocidade orbital através da aplicação da 2ª Lei de Newton e da Lei da Atracção Universal. • Vídeo que mostra o lançamento de um foguetão (duração: 4 minutos). • Mostrar que a velocidade orbital de um satélite apenas depende do raio da órbita e da massa do respectivo planeta. • A partir da expressão da velocidade orbital, obter a 3ª Lei de Kepler. • Resolução de um exercício de aplicação. 	<ul style="list-style-type: none"> • Trabalho de casa • Ficha de exercícios • Participação 	<ul style="list-style-type: none"> • Quadro • Giz • Apagador • Projector multimédia • Computador • PowerPoint® • Manual adoptado • Carrinho a pilhas • Retroprojector • Acetatos • Canetas de acetato.

		Plano de Aula			Turma: A Data da aula 18/11/2009
Escola Secundária c/ 3ºCEB Quinta das Flores		Unidade Didáctica: <i>Movimentos na Terra e no Espaço</i> Subunidade Didáctica: <i>1.2- Da Terra à Lua</i> Sumário: Preparação da AL 1.4: “Satélite Geoestacionário; Conclusão da ficha de trabalho laboratorial da AL 1.3.			
Conteúdos	Objectivos	Estratégias	Avaliação	Recursos Didácticos	
<ul style="list-style-type: none"> • Movimento circular com módulo de velocidade constante. • Período, velocidade linear e aceleração. • Força exercida sobre um corpo em movimento. • Factores de que depende a intensidade de uma força exercida sobre um corpo que descreve um movimento circular uniforme: <ul style="list-style-type: none"> ○ massa; ○ período do movimento; ○ raio da trajectória. • Lançamento horizontal • Movimento uniforme na direcção horizontal • Movimento uniformemente variado, na direcção vertical. 	<ul style="list-style-type: none"> • Caracterizar o movimento circular com módulo de velocidade constante; • Identificar as características da resultante das forças responsável pelo movimento; • Relacionar a aceleração do movimento com a velocidade angular e o raio da Trajectória; • Explicar como a força centrípeta depende dos factores: <ul style="list-style-type: none"> ○ massa; ○ período do movimento; ○ raio da trajectória. • Interpretar o movimento de um projectil lançado horizontalmente como a sobreposição de dois movimentos • Relacionar o alcance com a posição e velocidade iniciais. • Relacionar a velocidade de lançamento horizontal de um projectil com o alcance e reveja os seus conhecimentos sobre conservação de energia. • Utilizar uma montagem experimental com o material disponível de modo a lançar horizontalmente um objecto de uma altura pré-definida • Determinar a velocidade de saída do escorrega de modo a que o objecto caia numa zona estabelecida. • Inferir que a posição horizontal varia linearmente com o tempo e que isso não acontece na vertical. 	<ul style="list-style-type: none"> • Visualização de uma apresentação de PowerPoint®, “<i>Preparação da AL1.4: Satélite Geoestacionário</i>” • Apresentação da questão – problema: “<i>Será que a velocidade de um satélite depende da sua massa?</i>” • Apresentação dos objectivos da actividade. • Expressões e relações que serão necessárias para a interpretação dos resultados dos dados recolhidos. • Entregar as fichas de trabalho laboratorial referentes à aula nº26. • Os alunos irão terminar de responder, individualmente, as questões pós - laboratoriais que não foi possível terminar na aula AL 1.3: “Salto para a Piscina”. • Apenas pontualmente responder a dúvidas. 	<ul style="list-style-type: none"> • Interesse. • Comportamento. • Autonomia. • Fichas de trabalho (AL 1.3) 	<ul style="list-style-type: none"> • Computador • Projector multimédia. • PowerPoint® • Fichas de trabalho (AL 1.3). 	

 Escola Secundária c/ 3ºCEB Quinta das Flores	Plano de Aula Unidade Didáctica: <i>Movimentos na Terra e no Espaço</i> Subunidade Didáctica: <i>1.2- Da Terra à Lua</i> Sumário: AL 1.4: “Satélite Geoestacionário”			Turma: A Data da aula 20/11/2009
Conteúdos	Objectivos	Estratégias	Avaliação	Recursos Didácticos
<ul style="list-style-type: none"> • Movimento circular com módulo de velocidade constante. • Período, velocidade linear e aceleração. • Força exercida sobre um corpo em movimento. 	<ul style="list-style-type: none"> • Caracterizar o movimento circular com módulo de velocidade constante; • Identificar as características da resultante das forças responsável pelo movimento; • Determinar o módulo da velocidade angular a partir do período; • Relacionar a aceleração do movimento com a velocidade angular e o raio da Trajectória; • Explicar a razão pela qual um satélite em órbita circular em torno da Terra tem uma velocidade orbital independente da sua massa; 	<ul style="list-style-type: none"> • Apresentação do PowerPoint® AL 1.4: “Satélite Geoestacionário” (duração de 15 minutos). • A partir da Lei fundamental da Dinâmica e da Lei da Gravitação Universal, levar os alunos a chegarem às expressões necessárias para realizar o trabalho laboratorial. • Observar a montagem experimental com um carrinho que se move sobre uma placa giratória com velocidade angular constante, ligado a um fio cuja extremidade está presa a um sensor de força centrado na placa; • Medir o período do movimento da placa rotativa; • Medir a intensidade da força exercida pelo fio sobre o carrinho a partir do sensor de força e software adequado; • Variar a massa do carro, mantendo a velocidade da placa rotativa; • Medir a massa do carro, o raio da trajectória, e o período em cada um dos ensaios; • Variar o raio da trajectória, mantendo a massa do carro, e a velocidade da placa rotativa; • Medir o raio da trajectória, e o período em cada um dos ensaios. 	<ul style="list-style-type: none"> • Ficha de trabalho laboratorial. • Autonomia • Interesse • Iniciativa • Interação entre alunos e professor. • Execução da actividade. 	<ul style="list-style-type: none"> • Computador • Projector multimédia. • PowerPoint® • Sensor de força da Pasco • Programa “Science Workshop” • Carro • Suporte universal • Fio inextensível • Aparato experimental. • Balança • Quadro • Giz / apagador • Ficha de trabalho

Diapositivo 1

Aula nº 23 20/Nov/2009

SUMÁRIO

AL 1.4: “Satélite Geoestacionário”

Diapositivo 2

AL 1.4: “SATÉLITE GEOESTACIONÁRIO”

Diapositivo 3

Questão - Problema

“Será que a velocidade de um satélite depende da sua massa?”

Diapositivo 4

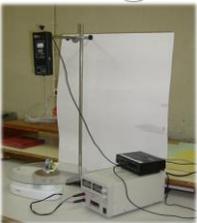
Objectivos da Actividade

Nesta actividade pretende-se:

- ✓ comparar o movimento de um satélite geoestacionário com o de um corpo em movimento circular uniforme
- ✓ verificar experimentalmente as relações entre as grandezas físicas características deste movimento.

Diapositivo 5

Montagem



Diapositivo 6

A força resultante que actua no carro

$$\vec{F}_R = \vec{F}_c$$

$$F_c = m \frac{v^2}{r}$$

Diapositivo 7

$$F_c = \frac{4 \pi^2 r}{T^2} m$$

m → Massa do Carro
r → Raio do Disco
F_c → Força Centripeta
T → Período

Diapositivo 8

Análise

$$F_c = \frac{4 \pi^2 r}{T^2} m$$

$F_c = f\left(\frac{1}{T^2}\right)$ $F_c = f(r)$ $F_c = f(m)$



FICHA DE TRABALHO LABORATORIAL Nº 4 – 11ª CLASSIFICAÇÃO _____
OBSERVAÇÕES: A PROFESSORA: _____

Nome _____ Nº ___ Turma ___ Data ___/Nov/ ____

Questão – Problema:

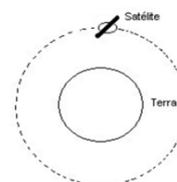
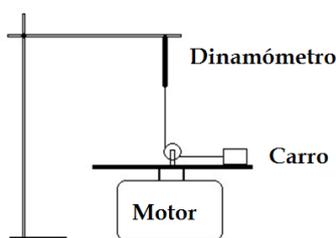
Vamos realizar a actividade que permitirá responder à questão:

“Será que a velocidade de um satélite depende da sua massa?”

Pretende-se com esta actividade comparar o movimento de um satélite geostacionário com o de um corpo em movimento circular uniforme e verificar experimentalmente as relações entre as grandezas físicas características deste movimento.

Questões Pré-Laboratoriais

- 1º A velocidade de um satélite que orbita em torno da Terra depende da sua massa? Justifica a tua resposta.
- 2º Um carrinho está sobre um gira-discos, que se move com movimento circular e uniforme, preso ao eixo central por um dinamómetro, como mostra a figura.



- a) Considere o movimento do carrinho em torno do eixo central e o movimento de um satélite geostacionário em torno do centro da Terra. Que semelhança e diferença há nas forças resultantes que actuam sobre o carrinho e sobre o satélite?
 - b) Como poderia determinar a frequência de rotação do gira-discos?
 - c) Como é que, a partir da leitura do dinamómetro, poderia determinar a aceleração do carrinho?
- 3º Suponha que tem um movimento circular e uniforme qualquer.
- a) Se a velocidade angular duplicar, e se o raio da trajectória e a massa do corpo forem constantes, o que acontece à aceleração?

- b) Se o raio da trajectória for reduzido para metade e a velocidade angular e a massa do corpo forem constantes, o que acontece à aceleração?

Material:

- ✓ Disco rotativo;
- ✓ Carrinho;
- ✓ Suporte universal;
- ✓ Fio inextensível;
- ✓ Massas marcadas;
- ✓ Computador com programa “Science Workshop”;
- ✓ Interface
- ✓ Sensor de força;
- ✓ Balança;
- ✓ Fios de ligação;
- ✓ Régua ou fita métrica



Montagem:

A montagem experimental é constituída por um disco, sobre o qual se coloca um carrinho, ligado por um fio a um sensor de força.

Esta experiência vai permitir estudar a variação da força centrípeta em função:

- da massa do carrinho;
- do raio da trajectória;
- do inverso do quadrado do período de rotação.

Para cada um dos estudos realiza 4 ensaios:

- Começa por pesar o carrinho na balança digital, e regista o valor na tabela;
- Com uma régua mede o raio da trajectória, (distância entre o centro da roldana e o centro do carrinho) regista o valor na tabela;
- Para colocar o disco a girar, regula o botão da fonte de alimentação, de modo a obter 9V;
- Mede o intervalo de tempo correspondente a 10 voltas e regista na tabela;
- Simultaneamente, recolhe os dados relativos ao valor da força centrípeta. Na tabela lê o valor médio desta força e regista-o;
- Para que o disco se imobilize, desliga o interruptor;
- Antes de iniciar um novo ensaio, deve-se tarar o sensor de força, para tal, prime-se o botão “TARE”;
- Realiza mais dois ensaios repetindo os procedimentos anteriores;
- Depois de fazeres os teus registos, realiza todos os cálculos necessários ao preenchimento das tabelas;

Nota: para aumentar ou diminuir a velocidade de rotação do disco basta aumentar ou diminuir a diferença de potencial.

Registo, tratamento e interpretação dos resultados:

1ª Parte: Força centrípeta em função do inverso do período de rotação ao quadrado

Relaciona-se a força centrípeta com o inverso do período de rotação ao quadrado, para isso é necessário variar a velocidade de rotação do disco (variando a diferença de potencial na fonte de alimentação), mantendo constante a massa do carrinho e o raio da curvatura.

Registo dos dados:

Massa (kg)	Média m	Raio (m)	Média r	Δt	T	$1/T^2$	Força (N)

Com os valores obtidos experimentalmente:

Determina, na calculadora, o gráfico $F_c = f(1/T^2)$ e faz o respectivo esboço. Partindo da opção de estatística determinar a função que melhor se ajusta ao conjunto de pontos experimentais.

Indica o significado físico do declive da semi-recta obtida e compara o seu valor com o calculado teoricamente.

Declive teórico:

$$m_{\text{teórico}} = \underline{\hspace{2cm}}$$

Declive experimental:

$$m_{\text{experimental}} = \underline{\hspace{2cm}}$$

$$\delta = \frac{|valor\ teórico - valor\ experimental|}{valor\ teórico} \times 100\%$$

$$\delta = \underline{\hspace{2cm}}$$

2ª Parte: Força centrípeta em função do raio da trajectória

Relaciona-se a força centrípeta com o raio da trajectória, para isso é necessário variar o raio de curvatura e registar os respectivos valores da força, mantendo constante a massa do carrinho e o período de rotação (ou seja, velocidade de rotação, mantendo a diferença de potencial na fonte de alimentação).

Registo de dados:

Massa (kg)	r (m)	Média r	Δt	T (s)	$1/T^2$	Força (N)

Com os valores obtidos experimentalmente:

Determina, na calculadora, o gráfico $F_c = f(r)$ e faz o respectivo esboço. Partindo da opção de estatística determinar a função que melhor se ajusta ao conjunto de pontos experimentais.

Indica o significado físico do declive da semi-recta obtida e compara o seu valor com o calculado teoricamente.

Declive teórico:

$$m_{\text{teórico}} =$$

Declive experimental:

$$m_{\text{experimental}} =$$

$$\delta = \frac{|\text{valor teórico} - \text{valor experimental}|}{\text{valor teórico}} \times 100\%$$

$$\delta = \underline{\hspace{2cm}}$$

3ª Parte: Força centrípeta em função da massa do corpo

Relaciona-se a força centrípeta com a massa do corpo, para isso é necessário variar a massa deste e registar os respectivos valores da força, mantendo constante o raio da curvatura e o período de rotação (ou seja, velocidade de rotação, mantendo a diferença de potencial na fonte de alimentação).

 <p>Escola Secundária c/ 3ºCEB Quinta das Flores</p>	<p>Plano de Aula Unidade Didáctica: Comunicações</p> <p>Subunidade Didáctica: Comunicação de informação a Longas Distâncias</p> <p>Sumário: Introdução Histórica sobre a Evolução das Comunicações a Longas Distâncias; Ondas Electromagnéticas; Produção de Ondas Rádio; Transmissão de informação</p>			<p>Turma: A Data da aula 13/01/2010</p>
<p>Conteúdos</p>	<p>Objectivos</p>	<p>Estratégias</p>	<p>Avaliação</p>	<p>Recursos Didácticos</p>
<ul style="list-style-type: none"> • Indução magnética. • Código morse • Ondas Rádio • Produção de ondas rádio • Ondas electromagnéticas 	<ul style="list-style-type: none"> • Conhecer a evolução das comunicações a longas distâncias. • Contextualizar a evolução das comunicações a longa distância. • Relembrar a experiência de Öersted. • Compreender a produção de ondas rádio. • Compreender as ondas electromagnéticas. 	<ul style="list-style-type: none"> • Os primeiros 15 a 20 minutos da aula estão reservados para a realização de um pré-teste relativo ao projecto FSE/CED/83453/2008; “Optimização do Ensino das Ciências Experiências”. • A aula irá prosseguir com uma apresentação de PowerPoint® (duração total de 55 minutos) com várias personalidades que contribuíram para a evolução das comunicações a longas distâncias. • Questionar os alunos sobre como se processavam as primeiras comunicações a longas distancias. • Descrever algumas experiências que levaram à evolução das comunicações a longas distâncias, no decorrer da apresentação os alunos vão relembrando o que foi dado em aulas anteriores e vão se envolvendo na discussão. • Começamos pela experiência de Öersted e breve descrição da experiência. • Depois passaremos para Samuel Morse, e o seu telégrafo. • Irá explicar-se o funcionamento do telégrafo. • Ao se mencionar o código morse, apresenta-se uma tabela com o código morse para os alunos elaborem uma frase em código morse (duração máxima de 10 minutos). • História das ligações telegráficas em Portugal e a ligação da Europa às Américas. • Em seguida menciona-se a teoria do electromagnetismo de Maxwell e as equações. • Apresentar o espectro electromagnético. • Depois explica-se a experiência de Hertz 	<ul style="list-style-type: none"> • Participação oral. • Participação escrita. • Interacção entre aluno – aluno. • Interacção entre aluno – professor. 	<ul style="list-style-type: none"> • Manual adoptado. • Computador. • Projector multimédia. • PowerPoint® • Programa de tradução de código morse. • Internet • Animações • Imagens • Quadro

 Escola Secundária c/ 3ºCEB Quinta das Flores	Plano de Aula Unidade Didáctica: <i>Comunicações</i> Subunidade Didáctica: Comunicação de informação a Longas Distâncias Sumário: Introdução Histórica sobre a Evolução das Comunicações a Longas Distâncias; Ondas Electromagnéticas; Produção de Ondas Rádio; Transmissão de informação.			Turma: A Data da aula 11/01/2010
Conteúdos	Objectivos	Estratégias	Avaliação	Recursos Didácticos
<ul style="list-style-type: none"> • Transmissão de informação • Emissor e receptor • Modulação • Desmodelação • Ruído 	<ul style="list-style-type: none"> • Conhecer o modo como a informação é transmitida. • Compreender a modulação de um sinal. • Conhecer os dois tipos de modulação AM e FM. • Conhecer as várias formas de transmissão de sinais. • Conhecer o processo de conversão do sinal transmitido (desmodelação) • Conhecer o que significa ruído em electrónica. 	<ul style="list-style-type: none"> • Descrição da experiência de Hertz e que levou ao aparecimento do telegrafo sem fios. • Havia a ambição de transmitir voz, tendo aparecido a telegrafia. • Apresenta-se a invenção de Bell e explica-se como funcionava o telefone de Bell. • Mais tarde apareceu a telefonia, transmissão de voz. • Mais tarde surgiu a ideia de transmissão de imagens. • Menção do português Adriano de Paiva que pensava em aplicar tecnologia capaz de converter sinais eléctricos em imagens e vice-versa. • Apresentar um quadro resumo de algumas características específicas de cada uma das radiações que constitui o espectro electromagnético. • Apresentação da onda electromagnética e suas aplicações na comunicação. • Apresentação do modo como a informação é transmitida a longas distâncias. • Questionar os alunos se sabem como um sinal de transmite, as várias fases por qual passa. • Como se modela um sinal. • Dois tipos de modelação, podemos modelar um sinal em amplitude, AM, ou alterar a frequência, FM. • Apresentar as formas possíveis de transmissão de sinais. • Descrição do processo inverso da emissão do sinal, ou seja, recepção do sinal em nossas casas. • O que os alunos entendem por ruído. • No final da aula entrega da ficha de trabalho. 		

ANEXOS DA COMPONENTE DE QUÍMICA

		Aula nº 88 e 89			Ano lectivo: 2009/2010 Turma: C Duração da aula é de 90 minutos dividida em dois turnos. Aula nº 88 e 89
Subunidades	Conteúdos	Competências / Objectivos	Estratégias	Avaliação	Recursos Didácticos
Das propriedades das substâncias à posição dos elementos na Tabela Periódica	<ul style="list-style-type: none"> • Metais alcalinos • Metais alcalino-terrosos • Reacções de combustão. • Reacções das substâncias com a água. • Reacções das substâncias com o hidrogénio. 	<ul style="list-style-type: none"> • Escrever as equações químicas que traduzem as reacções dos metais dos grupos 1 e 2 com oxigénio. • Escrever as equações químicas que traduzem as reacções dos óxidos metálicos com a água. • Escrever as equações químicas que traduzem as reacções dos halogéneos com o hidrogénio e com os metais. 	<ul style="list-style-type: none"> • Inicia-se a aula com o PowerPoint ®:” Propriedades das substâncias e respectiva posição dos elementos na Tabela Periódica” (duração aproximada de 90 minutos). • O primeiro diapositivo inicia com a introdução das propriedades dos metais alcalinos. • Os diapositivos seguintes abordam as propriedades dos metais, não-metais, halogéneos e finalmente os gases raros ou nobres. • No decorrer da apresentação das diferentes substâncias e suas propriedades irá mostrar-se uma tabela interactiva (freshney.org – Periodic Table). • Apresenta-se a imagem da Tabela Periódica para relembrar o que foi dado em aulas anteriores como elementos do mesmo grupo têm distribuições electrónicas semelhantes e que permitem explicar semelhanças das propriedades físicas e químicas desses elementos. • Refere-se que existem algumas excepções. • Em seguida fala-se nos metais alcalinos que constituem o 1º grupo e as suas respectivas propriedades. • Em seguida realizam-se as actividades práticas de sala de aula (experiência centrada no professor). 	<ul style="list-style-type: none"> • Interacção entre alunos. • Interacção entre alunos e professor. • Participação oral. • Participação escrita. • Ficha de trabalho. 	<ul style="list-style-type: none"> • Computador. • PowerPoint ®. • Projector multimédia. • Ficha de trabalho. • Manual adoptado. • Imagens. • Ficha de trabalho • Internet. • Material de laboratório diverso de química: <ul style="list-style-type: none"> ○ Gobelés ○ Estilete ○ Pinça ○ Tinas ○ Indicadores ácido-base. ○ Lamparina ○ Fósforos ○ Água ○ Substâncias químicas

 <p>Escola Secundária c/ 3ºCEB Quinta das Flores</p>	<p style="text-align: center;">Aula nº 88 e 89</p> <p>Ciências Físico-Química – 9º Ano Unidade Didáctica: Classificação dos materiais. Subunidade Didáctica: Das propriedades das substâncias à posição dos elementos na Tabela Periódica. Sumário: Propriedades das substâncias e respectiva posição dos elementos na Tabela Periódica. Reacções de combustão. Reacções das substâncias com a água. Formação de óxidos.</p>		<p>Ano lectivo: 2009/2010 Turma: C Duração da aula é de 90 minutos dividida em dois turnos. Aula nº 88 e 89</p>
Subunidades	Conteúdos	Competências / Objectivos	Estratégias
<p>Das propriedades das substâncias à posição dos elementos na Tabela Periódica</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Halogéneos • Reacções de combustão. • Reacções das substâncias com a água. • Reacções das substâncias com o hidrogénio. 	<ul style="list-style-type: none"> • Reconhecer a estabilidade dos gases nobres. • Escrever as equações químicas que traduzem as reacções de combustão. • Escrever as equações químicas que traduzem as reacções das substâncias com a água. • Escrever as equações químicas das reacções das substâncias com o hidrogénio. 	<ul style="list-style-type: none"> • Antes distribui-se uma ficha de trabalho para que os alunos possam registar as observações. Reacções de combustão envolvendo os metais alcalinos, como se processam e respectivas equações químicas. • Reacções dos óxidos dos metais alcalinos com a água, como se processam e respectivas equações químicas. • Reacções dos metais alcalinos com a água e apresentam-se as equações químicas correspondentes às reacções envolventes. • Como a reactividade dos metais alcalinos aumenta ao longo do grupo. • Mostrar o seguinte vídeo: • http://www.youtube.com/watch?v=QSZ-3wScePM (Acedido 19/05/2010) • Faz-se a actividade da reacção do lítio, do sódio e do potássio com a água. • Fala-se sobre os metais alcalino-terrosos que grupo da Tabela Periódica pertence e as propriedades que exibem. • Introduce-se as equações químicas que traduzem a combustão dos metais alcalino-terrosos. • Apresentam-se as equações químicas que traduzem a combustão de metais alcalino-terrosos. • A sua reactividade que aumenta ao longo do grupo. • Realiza-se a actividade da combustão dos metais e o carácter químico dos óxidos obtidos. • Os alunos registam as observações efectuadas. • Realiza-se a actividade da combustão de não-metais e o carácter químico dos óxidos obtidos.

 <p>Escola Secundária c/ 3ºCEB Quinta das Flores</p>	<p style="text-align: center;">Aula nº 88 e 89</p> <p>Ciências Físico-Química – 9º Ano Unidade Didáctica: Classificação dos materiais. Subunidade Didáctica: Das propriedades das substâncias à posição dos elementos na Tabela Periódica. Sumário: Propriedades das substâncias e respectiva posição dos elementos na Tabela Periódica. Reacções de combustão. Reacções das substâncias com a água. Formação de óxidos.</p>		<p>Ano lectivo: 2009/2010 Turma: C Duração da aula é de 90 minutos dividida em dois turnos. Aula nº 88 e 89</p>
<p style="text-align: center;">Conteúdos</p>	<p style="text-align: center;">Competências / Objectivos</p>	<p style="text-align: center;">Estratégias</p>	<p style="text-align: center;">Avaliação</p>
<ul style="list-style-type: none"> • Gases nobres 	<ul style="list-style-type: none"> • Reconhecer a estabilidade dos gases nobres. 	<ul style="list-style-type: none"> • Os alunos registam as observações efectuadas. • No final apresentam-se as equações químicas que traduzem as reacções dos metais e dos não-metais usados nas actividades práticas realizadas. • Fala-se, em seguida, dos halogéneos que grupo forma e suas propriedades. • Equações químicas que traduzem as reacções químicas dos halogéneos com o hidrogénio. • Equações químicas que traduzem as reacções químicas dos halogéneos com os metais. • Diz-se aos alunos que a reactividade dos halogéneos, à semelhanças dos metais e dos não-metais, aumenta com o aumento do tamanho dos átomos, ou seja, aumenta ao longo do grupo. • No final da aula apresenta-se um quadro resumo das propriedades físicas dos metais e dos não-metais. • Depois apresenta-se um quadro resumo das propriedades físicas dos metais e dos não-metais. • Para concluir o assunto abordam-se os gases nobres e o grupo a que pertencem e as suas propriedades. • E que os gases nobres são praticamente inactivos, logo não são reactivos. • Mostrar o seguinte vídeo: • http://www.youtube.com/watch?v=QLrofyj6a2s&feature=Playlist&p=8DED344342A30C6D&playnext_from=PL&index=7 (Acedido 19/05/2010) • Para finalizar a aula mostra-se o seguinte vídeo: • http://www.youtube.com/watch?v=-twAyfjOy68&feature=Playlist&p=8DED344342A30C6D&playnext_from=PL&index=6 (Acedido 19/05/2010) 	<ul style="list-style-type: none"> • Interacção entre alunos. • Interacção entre alunos e professor. • Participação oral. • Participação escrita. • Ficha de trabalho.

Aula nº 88 e 89

Sumário:

- Propriedades das substâncias e a posição dos elementos na Tabela Periódica.
- Reacções de combustão e formação de óxidos.
- Reacções das substâncias com a água

Objectivos / Competências:

- Conhecer algumas propriedades físicas e químicas dos elementos dos grupos 1, 2, 17 e 18 da Tabela Periódica.
- Escrever as equações químicas que traduzem as reacções dos metais dos grupos 1 e 2 com oxigénio.
- Escrever as equações químicas que traduzem as reacções dos óxidos metálicos com a água.
- Escrever as equações químicas que traduzem as reacções dos halogéneos com o hidrogénio e com os metais.
- Reconhecer a estabilidade dos gases nobres.

Recursos:

- Computador.
- PowerPoint®.
- Projector multimédia.
- Quadro.
- Apagador.
- Giz.
- Ficha de trabalho.
- Manual adoptado.
- Imagens.
- Ficha de trabalho
- Internet.
- Material de laboratório diverso de química:
 - Gobelés
 - Bisturi
 - Pinça
 - Tinas
 - Indicadores ácido-base.
 - Lamparina
 - Fósforos
 - Água
 - Substâncias químicas

Desenvolvimento da aula

Inicia-se a aula com a apresentação do PowerPoint®: ***“Propriedades das substâncias e respectiva posição dos elementos na Tabela Periódica”*** (em anexo). A apresentação deverá ter a duração aproximada de 90 minutos e, intercaladas com a apresentação, irão decorrer experiências centradas no professor como introdução aos assuntos que irão ser abordados. A apresentação dos vários elementos da Tabela Periódica apoiar-se-á num programa (***freshney.org – Periodic Table***) da Tabela Periódica, em que se exemplificam as diferentes propriedades das substâncias elementares e a posição dos elementos.

No decorrer da aula, intercalando com a apresentação em PowerPoint®, realizar-se-ão actividades práticas (centradas no professor) de sala de aula, para os alunos poderem observar, registar dados e tirar conclusões acerca das actividades realizadas. Os registos serão efectuados numa ficha de trabalho que será distribuída à turma antes da primeira actividade de sala de aula.

Em aulas anteriores já se viu que os elementos do mesmo grupo têm distribuições electrónicas semelhantes e igual número de electrões de valência, o que permite justificar a semelhança das propriedades físicas e químicas desses elementos.

Contudo, há algumas excepções; por exemplo: alguns dos primeiros elementos de cada grupo, que pertencem ao 2º período, exibem propriedades que podem diferir bastante das propriedades exibidas pelos restantes elementos do mesmo grupo. É o caso do lítio, no grupo 1 e do berílio, no grupo 2.

De igual modo, o hidrogénio também apresenta propriedades muito diferentes das dos elementos químicos que estão situados por baixo dele no mesmo grupo. O hidrogénio encontra-se sobre o grupo 1 porque tem apenas um electrão de valência, podendo formar, como os restantes metais alcalinos, um ião monopositivo. No entanto, o hidrogénio também pode ganhar um electrão, formando um ião mononegativo como os halogéneos do grupo 17.

Na verdade, o hidrogénio constitui um caso singular, não havendo na Tabela Periódica um lugar totalmente adequado para ele.

Vejamos agora, com maior detalhe, as propriedades físicas e químicas mais importantes dos elementos de alguns grupos.

Metais alcalinos

Os metais alcalinos do grupo 1 são sólidos à temperatura ambiente e guardam-se em petróleo ou parafina líquida, uma vez que reagem muito facilmente com O₂ do ar.

Ao cortar o sódio e o lítio metálico, salienta-se e demonstra-se que são moles, pois, cortam-se facilmente com um canivete e a sua dureza diminui ao longo do grupo. As suas superfícies, quando recentemente cortadas, apresentam brilho metálico e são bons condutores de corrente eléctrica. O carácter metálico aumenta ao longo do grupo.

Tanto as propriedades físicas referidas, como as propriedades químicas (reactividade com a água e com o oxigénio, formação de soluções aquosas básicas, etc.) podem ser explicadas com base na grande tendência que os metais têm para ceder o seu único electrão de valência, transformando-se em iões monopositivos.

Vejamos agora algumas propriedades químicas dos metais alcalinos.

Combustão dos metais alcalinos (reacção com o oxigénio)

Actividade Prática de Sala de Aula: Combustão de metais e carácter químico dos óxidos obtidos

Vamos precisar de:

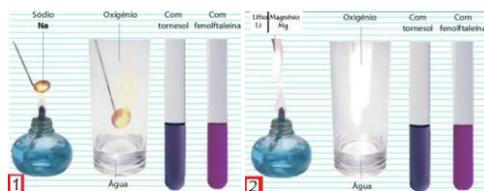
- Sódio metálico
- Lítio metálico
- Solução alcoólica de fenolftaleína
- Tintura azul de tornesol

Tabela Periódica

1 H																	2 He
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
55 Cs	56 Ba	[La]	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
87 Fr	88 Ra	[Ac]	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Uun	111 Uuu	112 Uub	114 Uuq					
Série dos Lantanídeos		57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu	
Série dos Actínidos		89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr	

- 4 Gobelés
- 2 Copos de combustão com oxigénio e um pouco de água no fundo
- Bisturi
- X-acto
- Suporte de madeira para prender a fita de magnésio
- Colher de combustão.

Cortar-se-á uma pequena porção de sódio que foi retirado do frasco com o estilete. Esta porção de sódio irá ser colocada na colher de combustão e vai a aquecer à chama da lamparina até que fique incandescente. Introduce-se depois a colher com o sódio no copo de combustão contendo água e tapa-se logo de seguida. Pede-se aos alunos para observarem atentamente. Terminada a combustão retira-se a colher e agita-se bem o conteúdo para, depois, ser distribuído por dois gobelés. A um dos tubos, adiciona-se tintura azul de tornesol e ao outro, solução de fenolftaleína (fig. 1). Em seguida, corta-se uma fita de magnésio com cerca de 5 cm e prende-se ao suporte adequado; repete-se o anterior procedimento. Proceder-se de igual forma com o lítio para determinar o carácter químico (ácido-base) da solução do óxido (fig. 1).



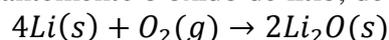
Pede-se aos alunos para registarem o que observam:

- Depois de aquecidos, o sódio e o magnésio ardem com chamas de cor amarela e branca, respectivamente. No interior dos copos de combustão formam-se corpúsculos sólidos, muito finos e brancos.
- A solução obtida após a agitação dos copos de combustão comunica cor azul à tintura azul de tornesol e cor carmim à fenolftaleína.

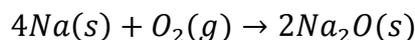
No final pede-se para concluírem o carácter básico ou alcalino das soluções aquosas, originadas pelos produtos da combustão do sódio e do lítio.

Por reacção com o oxigénio, os metais alcalinos formam diferentes tipos de óxidos.

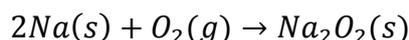
O lítio tende a formar predominantemente o óxido de lítio, de acordo com a equação:



Num meio pobre em oxigénio, o sódio também poderá formar óxido de sódio, de acordo com a equação semelhante à do lítio:



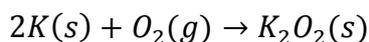
Contudo, o sódio tende a formar predominantemente o peróxido de sódio, de acordo com a equação:



Nota: Os peróxidos são compostos iónicos que se formam a partir do anião O_2^{2-} e os superóxidos são compostos iónicos formados a partir do anião O_2^- .

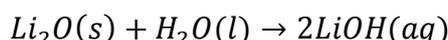
O potássio e os restantes metais alcalinos, por reacção com o oxigénio, dão origem a superóxidos de fórmula genérica MO_2 .

Por exemplo, no caso do potássio ter-se-á:



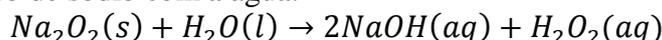
Reacção dos óxidos dos metais alcalinos com a água

Os óxidos dos metais alcalinos são solúveis em água e originam soluções aquosas com carácter básico ou alcalino. Por exemplo, a reacção do óxido de lítio com a água:



dá origem à formação de hidróxido de lítio que, em solução aquosa, é uma solução básica ou alcalina.

A reacção do peróxido de sódio com a água:

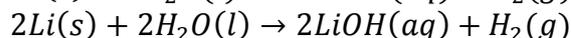
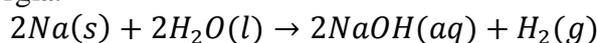


dá origem à formação de hidróxido de sódio que, em solução aquosa, é igualmente uma solução ácida ou básica. Neste caso, forma-se também outro produto, de fórmula H_2O_2 , o peróxido de hidrogénio, cuja solução aquosa é, genericamente, designada por água oxigenada.

Reacção dos metais alcalinos com a água

As reacções dos metais alcalinos com a água são exoenergéticas, isto é, libertam energia e dão origem à formação do hidróxido respectivo e de hidrogénio.

Por exemplo, no caso do lítio forma-se o hidróxido de lítio e hidrogénio gasoso com libertação de energia:



As reacções do sódio ou do potássio com a água libertam ainda mais energia, é, são mais exoenergéticas do que a do lítio.

A velocidade das reacções químicas com a água e a energia que libertam aumenta nitidamente ao longo do grupo.

A reactividade dos metais alcalinos cresce ao longo do grupo, uma vez que se baseia na maior ou menor capacidade de cedência do electrão de valência por parte dos átomos. À medida que aumenta o número de níveis de energia e, conseqüentemente, a distância do electrão de valência ao núcleo, há uma diminuição da força atractiva deste sobre o electrão de valência, tornando-se mais fácil a sua cedência para formar o ião positivo.

Pode então dizer-se que, **quanto maior for o átomo, maior a sua reactividade.**



Os metais alcalinos são muito reactivos devido à tendência para formar iões positivos por cedência do seu electrão de valência. A sua reactividade aumenta ao longo do grupo, à medida que aumenta o tamanho do átomo.

Atenção: os metais alcalinos devem ser manipulados com muito cuidado, com bata, luvas e óculos, pois reagem violentamente com a água e com o oxigénio existente no ar.

Actividade Prática de Sala de Aula: Reacções do lítio, do sódio e do potássio com a água

Vamos precisar de:

- Lítio, sódio e potássio

- Tina com água
- Solução alcoólica de fenolftaleína
- Bisturi
- X-acto
- Rectângulo de vidro

Para cada um dos três metais alcalinos procede-se da maneira que a seguir se descreve: Cortar uma pequenina porção de metal alcalino, que se retirou do respectivo frasco, e mostrar a superfície recentemente cortada, evidenciando que rapidamente se torna baço (fig. 3). Em seguida, na presença dos alunos, coloca-se o metal alcalino na água da tina à qual se havia previamente adicionado algumas gotas de solução alcoólica de fenolftaleína, e pede-se aos alunos para observarem e registarem o que vêem (fig. 4).



Diz-se aos alunos para registarem o que observaram.

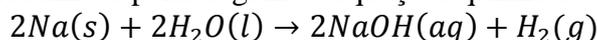
- A superfície recentemente cortada de qualquer um destes metais tem brilho metálico característico que rapidamente desaparece.
- Ao contactarem com a água, os metais rodopiam. Em alguns casos, ouve-se um ruído e vê-se uma chama. A solução torna-se carmim.

Conclui-se que os três metais alcalinos reagem com a água de forma semelhante. No entanto, a reacção do potássio com a água é a mais rápida, e a do lítio é a mais lenta.

Da reacção dos metais alcalinos com a água resultam os respectivos hidróxidos.

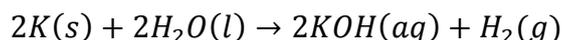
Como as soluções dos hidróxidos são básicas, a fenolftaleína torna-se carmim. Durante a reacção forma-se também hidrogénio gasoso, responsável pelo ruído que se ouve.

Estas reacções podem traduzir-se pelas seguintes equações químicas:



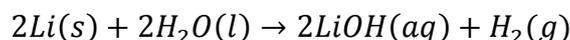
Hidróxido de sódio

di - hidrogénio



Hidróxido de potássio

di - hidrogénio



Hidróxido de lítio

di - hidrogénio

Mostrar o seguinte vídeo:

① <http://www.youtube.com/watch?v=QSZ-3wScePM> (Acedido 19/05/2010)

Metais Alcalino-Terrosos

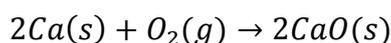
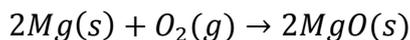
Os metais alcalino-terrosos do grupo 2 são sólidos à temperatura ambiente e apresentam maior dureza do que os metais alcalinos. As suas superfícies, quando recentemente cortadas, também apresentam um brilho metálico e são bons condutores de corrente eléctrica. Os elementos do grupo 2 possuem um carácter metálico menos vincado do que os do grupo 1, embora este também aumente ao longo do grupo.

De igual modo, as propriedades físicas e químicas das suas substâncias elementares podem ser explicadas com base na grande tendência que os metais alcalino-terrosos têm para ceder os seus dois electrões de valência, transformando-se em iões positivos.

Combustão dos metais alcalino-terrosos

Por acção com o oxigénio, os metais alcalino-terrosos formam os respectivos óxidos.

As equações químicas que traduzem as combustões do cálcio e de magnésio são:

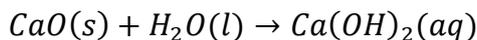


Os óxidos de berílio e de magnésio apenas se formam a temperaturas elevadas, mas os restantes óxidos dos metais alcalino-terrosos formam-se à temperatura ambiente.

Reacção dos óxidos dos metais alcalino-terrosos com a água

Os óxidos de magnésio e de cálcio, tal como os demais óxidos dos metais alcalino-terrosos, são menos solúveis em água do que os óxidos dos metais alcalinos.

Por exemplo, quando se adiciona óxido de cálcio à água, ocorre uma reacção química fortemente exoenergética, formando-se hidróxido de cálcio:



O hidróxido de cálcio é pouco solúvel em água, pelo que a sua solução aquosa apresenta um carácter ligeiramente básico devido à presença de um ligeiro excesso de iões OH^- .

Reacção dos metais alcalino-terrosos com a água

Estes elementos reagem muito mais lentamente com a água do que os metais alcalinos, podendo aumentar-se a velocidade da reacção, aumentando a temperatura da água.

O berílio não reage com a água fria; o magnésio reage lentamente, mas o cálcio, o estrôncio e o bário são suficientemente reactivos para reagirem com a água fria.

Por exemplo, as reacções do magnésio e do cálcio com a água podem traduzir-se por:



Igualmente a reactividade dos metais alcalino-terrosos aumenta ao longo do grupo, tal como para os metais alcalinos e pelas mesmas razões. Neste caso, a reactividade dos elementos do grupo 2 baseia-se na maior ou menor capacidade de cedência dos dois electrões de valência por parte dos átomos, que se torna maior à medida que aumenta o número de níveis electrónicos, fazendo aumentar a distância dos electrões de valência ao núcleo.

Contudo, os metais alcalino-terrosos são, em geral, menos reactivos do que os metais alcalinos.

Os metais alcalino-terrosos são muito reactivos devido à tendência para formar iões positivos por cedência dos seus dois electrões de valência. A sua reactividade aumenta ao longo do grupo, à medida que o tamanho dos átomos aumenta.



Actividade Prática de Sala de Aula: Combustão de não metais e carácter químico dos óxidos obtidos

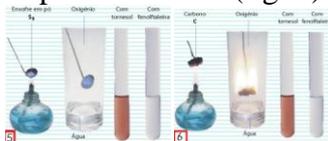
Vamos precisar de:

- Carvão
- Enxofre em pó
- Palha-de-aço
- Solução alcoólica de fenolftaleína
- Tintura azul de tornesol
- Garrafa de esguicho com água
- 2 Copos de combustão com oxigénio e um pouco de água no fundo
- Suporte de madeira para prender o carvão.
- Espátula
- 1 Colher de combustão
- 4 Gobelés

Colocar-se-á um pouco do enxofre na colher de combustão; aquecer-se-á à chama da lamparina de álcool até que comece a arder. Depois, introduz-se a colher com enxofre no copo de combustão; tapa-se imediatamente, e pede-se aos alunos para registarem o que observam. Terminada a combustão, retira-se a colher e agita-se bem o conteúdo do copo para, depois, ser distribuído por dois gobelés.

Em cada tubo, adicionam-se 2 gotas de solução de fenolftaleína e ao outro, 2 gotas de tintura azul de tornesol; regista-se o que observam (fig. 5).

Adapta-se ao suporte um pequeno pedaço de carvão e repete-se com o carvão todo o procedimento anteriormente descrito para o enxofre (fig. 6).



Pede-se aos alunos para registarem o que observam:

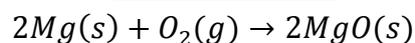
- Depois de aquecidos, o enxofre e o carvão ardem com chamas de cor azul e alaranjada, respectivamente.
- No interior dos copos de combustão formam-se fumos.
- A solução que resulta após a agitação dos copos de combustão não altera a cor da fenolftaleína, que permanece incolor; mas, torna vermelho o tornesol.

No final, pede-se para concluírem que os produtos da combustão do enxofre e do carbono originam soluções aquosas com carácter ácido.

As combustões do sódio e do magnésio são reacções destes metais com o oxigénio das quais resultam os óxidos respectivos:

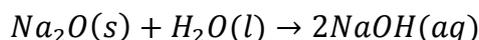


Óxido de sódio

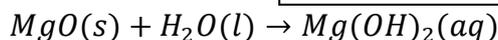


Óxido de magnésio

Os óxidos formados reagem com a água produzindo substâncias com propriedades básicas: hidróxido de sódio e hidróxido de magnésio. É, por isso, que o tornesol fica azul e a fenolftaleína carmin.

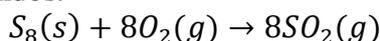


Solução de Hidróxido de sódio (básica)

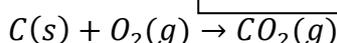


Solução Hidróxido de magnésio (básica)

As combustões do enxofre e do carbono são reacções destes não metais com o oxigénio das quais resultam os respectivos óxidos:

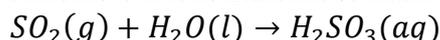


Dióxido de enxofre

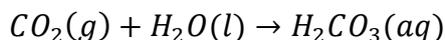


Dióxido de carbono

Os óxidos formados reagem com a água e originam substâncias com propriedades ácidas: ácido sulfuroso e ácido carbónico. É por isso que o tornesol muda para vermelho e a fenolftaleína se mantém incolor.



Solução de ácido sulfuroso (ácido)



Solução de ácido carbónico (ácida)



A realização de experiências semelhantes com outros metais e outros não-metais permite fazer afirmações como as que se seguem.

- 🌐 Os metais e os não-metais reagem facilmente com o oxigénio;
- 🌐 Os óxidos metálicos, solúveis em água, originam hidróxidos metálicos cujas soluções são básicas; diz-se, por isso, que os óxidos metálicos são básicos;
- 🌐 Os óxidos não metálicos, solúveis em água, originam ácidos; diz-se, por isso, que os óxidos não metálicos são ácidos.

Halogéneos

A palavra halogéneo quer dizer “gerador de sais”.

Dos halogéneos - grupo 17 - à pressão atmosférica normal e à temperatura ambiente, o flúor e o cloro são gasosos, o bromo é líquido, e o iodo e o astato são sólidos.

Em particular, salienta-se que o iodo sublima muito facilmente.

O cloro e o bromo são mais solúveis em água do que o iodo, que praticamente, não se dissolve em água, embora se dissolva noutros solventes, como por exemplo, o álcool.

Todos os halogéneos se dissolvem bem em solventes orgânicos, tais como éter, clorofórmio e sulfureto de carbono.

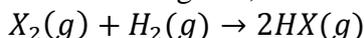
Apesar do iodo ter aspecto de metal, as suas propriedades são muito diferentes das dos metais e, tal como os outros halogéneos, não conduz a corrente eléctrica.

As moléculas dos halogéneos são todas diatómicas, de forma geral X_2 , ou seja, são constituídas por dois átomos do mesmo elemento.

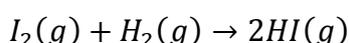
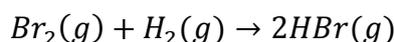
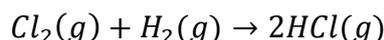
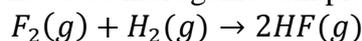
Os halogéneos podem ainda combinar-se entre si, dando origem a diferentes compostos.

Reacção dos halogéneos com o hidrogénio

Os halogéneos reagem facilmente com o hidrogénio, de acordo com a equação genérica:



As soluções aquosas dos compostos HX, por exemplo, HCl ou HBr, formados nestas reacções e designados por halogenetos de hidrogénio têm propriedades ácidas.

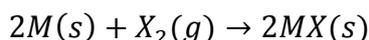


Quando esta reacção envolve o flúor, é explosiva, tornando-se progressivamente menos violenta para o cloro, bromo ou iodo.

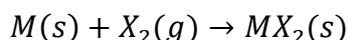
Reacção dos halogéneos com os metais

Os halogéneos também reagem com os metais alcalinos e alcalino-terrosos, de acordo com as equações genéricas:

Metais alcalinos:

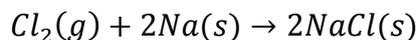


Metais alcalino-terrosos:

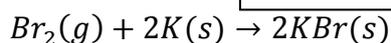


e formando sais chamados halogenetos metálicos.

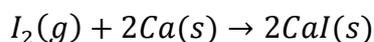
Como por exemplo:



Cloreto de sódio



Brometo de potássio



Iodeto de cálcio

Ao contrario do que se passa com os elementos dos grupos 1 e 2, a reactividade dos elementos do grupo 17 diminui ao longo do grupo, sendo o flúor o elemento mais reactivo. Tal justifica-se porque a reactividade dos halogéneos resulta da sua tendência para ganhar um electrão, sendo esta tendência maior para o átomo de menores dimensões, que é o flúor.

À medida que o número atómico, Z , aumenta (“desce-se” no grupo) o tamanho dos átomos, também aumenta e faz com que o núcleo exerça menor atracção sobre o electrão que é captado quando se forma o ião negativo.



Os halogéneos são muito reactivos devido à sua tendência para formar iões negativos por ganho de um electrão. A sua reactividade diminui ao longo do grupo, à medida que aumenta o tamanho dos átomos.

No final da exposição sobre as características dos metais e dos não-metais apresenta-se o seguinte quadro resumo:

Propriedades físicas dos metais e dos não-metais

	Propriedades Físicas Substâncias elementares	Aspecto	Condutividade e eléctrica	Condutividade e térmica	Maleabilidade e	Ductibilidade	Ponto de fusão (°C)	Ponto de ebulição (°C)
Metais	Alumínio	Sólido cinzento com brilho metálico	Sim	Sim	Sim	Sim	660	2519
	Magnésio	Sólido cinzento com brilho metálico	Sim	Sim	Sim	Sim	650	1090
	Cobre	Sólido castanho com brilho metálico	Sim	Sim	Sim	Sim	1085	2927
Não-Metais	Enxofre	Sólido amarelo	Não	Não	Não	Não	115	445
	Cloro	Gás	Não	Não	Não	Não	-102	-32
	Hélio	Gás	Não	Não	Não	Não	-272	-269

Nota:

- ① Maleabilidade ⇒ é a propriedade que permite reduzir os metais a chapas e laminas bastante finas.
- ① Ductibilidade ⇒ é a propriedade que permite transformar os metais em fios.

Gases nobres

Todos os gases nobres, grupo 18, à temperatura ambiente, encontram-se no estado gasoso e têm pontos de fusão e de ebulição muito baixos.



A fraca abundância relativa destes gases na atmosfera faz com que sejam, frequentemente, designados por gases raros, embora o hélio seja o segundo elemento mais abundante no Universo.

Os gases nobres são monoatómicos, já que não se agrupam para formar moléculas devido ao facto de, como vimos, terem o último nível electrónico completamente preenchido.

O grupo dos gases nobres é o que apresenta maior inactividade química e, por conseguinte, também se designam, por vezes, como gases inertes. Desconhecem-se compostos naturais destes elementos, embora já tenham sido criados artificialmente alguns compostos de cripton e de xénon.

Os gases nobres são praticamente, inactivos desconhecendo-se compostos naturais destes elementos.

Mostrar o seguinte vídeo:

- ① http://www.youtube.com/watch?v=QLrofyj6a2s&feature=PlayList&p=8DED344342A30C6D&playnext_from=PL&index=7 (Acedido 19/05/2010)

Para finalizar a aula mostra-se o seguinte vídeo:

- ① http://www.youtube.com/watch?v=-twAyfjOy68&feature=PlayList&p=8DED344342A30C6D&playnext_from=PL&index=6 (Acedido 19/05/2010)

Diapositivo 1

Aula nº 88 e 89 19 de Maio de 2010

Sumário

- Propriedades das substâncias e a posição dos elementos na Tabela Periódica.
- Reacções de combustão e formação de óxidos.
- Reacções das substâncias com a água.

Diapositivo 2

Propriedades das substâncias e a posição dos elementos na Tabela Periódica

Tabela Periódica

Diapositivo 3

Tabela Periódica

Diapositivo 4

Metais Alcalinos

O lítio, Li, o sódio, Na, e o potássio, K, não existem na natureza sob a forma de substância elementar – metal – mas sim combinados com outros, formando compostos.

São muito reactivos.

Quando obtidos puros (por processos químicos), estes metais transformam-se, por exposição ao ar ou ao contacto com outras substâncias, como por exemplo a água.

Guardam-se, por isso, em petróleo ou em parafina líquida.

Diapositivo 5

Combustão de metais e carácter químico dos óxidos obtidos

Diapositivo 6

Combustão dos metais alcalinos

O lítio tende a formar predominantemente o óxido de lítio, de acordo com a equação química:

$$4\text{Li}(s) + \text{O}_2(g) \rightarrow 2\text{Li}_2\text{O}(s)$$

Num meio pobre em oxigénio, o sódio também poderá formar óxido de sódio, de acordo com a equação semelhante à do lítio:

$$4\text{Na}(s) + \text{O}_2(g) \rightarrow 2\text{Na}_2\text{O}(s)$$

Diapositivo 7

Como o sódio tende a formar predominantemente o peróxido de sódio, de acordo com a equação química:

$$2\text{Na}(s) + \text{O}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{O}_2(s)$$

O potássio e os restantes metais alcalinos, por reacção com o oxigénio, dão origem a superóxidos de fórmula genérica MO_2 .

Por exemplo, no caso do potássio tem-se:

$$\text{K}(s) + \text{O}_2(g) \rightarrow \text{KO}_2(s)$$

Diapositivo 8

Reacção dos óxidos dos metais alcalinos com a água

Por exemplo, a reacção do óxido de lítio com a água:

$$\text{Li}_2\text{O}(s) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow 2\text{LiOH}(aq)$$

da origem à formação de hidróxido de lítio que, em solução aquosa, é uma solução básica.

A reacção do peróxido de sódio com a água:

$$\text{Na}_2\text{O}_2(s) + 2\text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow 2\text{NaOH}(aq) + \text{H}_2\text{O}_2(aq)$$

da origem à formação de hidróxido de sódio que, em solução aquosa, é igualmente uma solução básica.

Diapositivo 9

Reacção dos metais alcalinos com a água

No caso do sódio, forma-se o hidróxido de sódio e hidrogénio gasoso, com libertação de energia:

$$2\text{Na}(s) + 2\text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow 2\text{NaOH}(aq) + \text{H}_2(g)$$

No caso do lítio, forma-se o hidróxido de lítio e hidrogénio gasoso, com libertação de energia:

$$2\text{Li}(s) + 2\text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow 2\text{LiOH}(aq) + \text{H}_2(g)$$

As reacções do sódio ou do potássio com a água libertam ainda mais energia, isto é, são ainda mais exotérmicas do que a do lítio.

A violência das reacções químicas com a água e a energia que libertam aumentam significativamente ao longo do grupo.

Diapositivo 10

Reacções do lítio, do sódio e do potássio com a água

Diapositivo 11

$2\text{Na}(s) + 2\text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow 2\text{NaOH}(aq) + \text{H}_2(g)$

Hidróxido de sódio di-hidrogénio

$2\text{K}(s) + 2\text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow 2\text{KOH}(aq) + \text{H}_2(g)$

Hidróxido de potássio di-hidrogénio

Diapositivo 12

$2\text{Li}(s) + 2\text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow 2\text{LiOH}(aq) + \text{H}_2(g)$

Hidróxido de lítio di-hidrogénio

Diapositivo 13

Metais Alcalinos

Os metais alcalinos são muito reactivos devido à tendência para formar íons positivos por cedência do seu electrão de valência. A sua reactividade aumenta ao longo do grupo, à medida que aumenta o tamanho do átomo.

Li	Menos Reactivo
Na	
K	
Rb	
Cs	
Fr	Mais Reactivo

Diapositivo 14

Metais Alcalino-Terrosos

As suas superfícies, quando recentemente cortadas, também apresentam um brilho metálico e são bons condutores de corrente eléctrica.

As propriedades físicas e químicas destes elementos, podem ser explicadas com base na grande tendência que os metais alcalino-terrosos têm para ceder os seus dois electrões de valência, transformando-se em íons positivos.

Diapositivo 15

Combustão dos metais alcalino-terrosos

As equações químicas que traduzem as combustões do cálcio e magnésio são:

$$2\text{Mg}(s) + \text{O}_2(g) \rightarrow 2\text{MgO}(s)$$

Óxido de Magnésio

$$2\text{Ca}(s) + \text{O}_2(g) \rightarrow 2\text{CaO}(s)$$

Óxido de Cálcio

Os óxidos de berílio e de magnésio apenas se formam a temperaturas elevadas, mas os restantes óxidos dos metais alcalino-terrosos formam-se à temperatura ambiente.

Diapositivo 16

Reacção dos óxidos dos metais alcalino-terrosos com a água

Quando se adiciona o óxido de cálcio à água ocorre uma reacção química fortemente exotérmica formando-se hidróxido de cálcio:

$$\text{CaO}(s) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow \text{Ca(OH)}_2(aq)$$

Hidróxido de Cálcio

O hidróxido de cálcio é pouco solúvel em água, pelo que a sua solução aquosa apresenta um carácter ligeiramente básico devido à presença de um ligeiro excesso de íons OH^- .

Diapositivo 17

Reacção dos metais alcalino-terrosos com a água

As reacções do magnésio e do cálcio com a água podem traduzir-se por:

$$\text{Mg}(s) + 2\text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow \text{Mg(OH)}_2(aq) + \text{H}_2(g)$$

Hidróxido de Magnésio

$$\text{Ca}(s) + 2\text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow \text{Ca(OH)}_2(aq) + \text{H}_2(g)$$

Hidróxido de Cálcio

Diapositivo 18

Metais Alcalino-Terrosos

Os metais alcalino-terrosos são muito reactivos devido à tendência para formar íons positivos por cedência dos seus dois electrões de valência. A sua reactividade aumenta ao longo do grupo, à medida que o tamanho dos átomos aumenta.

Be	Menos Reactivo
Mg	
Ca	
Str	
Ba	
Ra	Mais Reactivo

Diapositivo 19

As combustões do sódio e do magnésio são reacções destes metais com o oxigénio das quais resultam os óxidos respectivos:

$$4\text{Na}(s) + \text{O}_2(g) \rightarrow 2\text{Na}_2\text{O}(s)$$

Óxido de sódio

$$2\text{Mg}(s) + \text{O}_2(g) \rightarrow 2\text{MgO}(s)$$

Óxido de magnésio

Diapositivo 20

Os óxidos formados reagem com a água produzindo substâncias com propriedades básicas: hidróxido de sódio e hidróxido de magnésio.

É por isso que o tomsofol fica azul e a fenolftaleína cor-de-rosa.

$$\text{Na}_2\text{O}(s) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow 2\text{NaOH}(aq)$$

Solução de hidróxido de sódio (básica)

$$\text{MgO}(s) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow \text{Mg(OH)}_2(aq)$$

Solução hidróxido de magnésio (básica)

Diapositivo 21

Combustão de não metais e carácter químico dos óxidos obtidos

Diapositivo 22

As combustões do enxofre e do carbono são reacções destes não metais com o oxigénio das quais resultam os respectivos óxidos:

$$\text{S}_8(s) + 8\text{O}_2(g) \rightarrow 8\text{SO}_2(g)$$

Dióxido de enxofre

$$\text{C}(s) + \text{O}_2(g) \rightarrow \text{CO}_2(g)$$

Dióxido de carbono

Diapositivo 23

Os óxidos formados reagem com a água e originam substâncias com propriedades ácidas: ácido sulfúrico e ácido carbónico.

É por isso que a tomsofol muda para vermelho e a fenolftaleína se mantém incolor.

$$\text{SO}_2(g) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3(aq)$$

Solução de ácido sulfuroso (ácida)

$$\text{CO}_2(g) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3(aq)$$

Solução de ácido carbónico (ácida)

Diapositivo 24

A realização de experiências semelhantes com outros metais e outros não-metais permite fazer afirmações como as que se seguem:

- ☞ Os metais e os não-metais reagem facilmente com o oxigénio;
- ☞ Os óxidos metálicos, solúveis em água, originam hidróxidos metálicos cujas soluções são básicas; diz-se, por isso, que os óxidos metálicos são básicos;
- ☞ Os óxidos não metálicos, solúveis em água, originam ácidos; diz-se, por isso, que os óxidos não metálicos são ácidos.

Diapositivo 25

Halogéneos

A palavra halogéneo quer dizer "geradores de sais".

Dos halogéneos do grupo 17, o flúor e o cloro são gasosos, o bromo é líquido e o iodo e o astato são sólidos.

Todos os halogéneos se dissolvem bem em solventes orgânicos, tais como éter, clorofórmio e sulfureto de carbono.

Apesar do iodo ter aspecto de metal, as suas propriedades são muito diferentes das dos metais e, tal como os outros halogéneos, não conduz a corrente eléctrica.

As moléculas dos halogéneos são todas diatómicas, de forma geral X_2 , ou seja, são constituídas por dois átomos do mesmo elemento.

Diapositivo 26

Reacção dos halogéneos com o hidrogénio

Os halogéneos reagem facilmente com o hidrogénio, de acordo com a equação genérica:

$$X_2 (g) + H_2 (g) \rightarrow 2HX (g)$$

As soluções aquosas dos compostos HX, por exemplo, HCl ou HBr, formados nestas reacções e designados por halogenetos de hidrogénio têm propriedades ácidas.

$$F_2 (g) + H_2 (g) \rightarrow 2HF (g)$$

Fluoreto de Hidrogénio
Se tivéssemos em meio aquoso teríamos ácido fluorídrico

Diapositivo 27

$$Cl_2 (g) + H_2 (g) \rightarrow 2HCl (g)$$

Cloreto de Hidrogénio
Se tivéssemos em meio aquoso teríamos ácido clorídrico

$$Br_2 (g) + H_2 (g) \rightarrow 2HBr (g)$$

Brometo de Hidrogénio
Se tivéssemos em meio aquoso teríamos ácido bromídrico

$$I_2 (g) + H_2 (g) \rightarrow 2HI (g)$$

Iodeto de Hidrogénio
Se tivéssemos em meio aquoso teríamos ácido iodídrico

Quando esta reacção envolve o flúor, é explosiva, tornando-se progressivamente menos violenta para o cloro, bromo e o iodo.

Diapositivo 28

Reacção dos halogéneos com os metais

Os halogéneos também reagem com os metais alcalinos e alcalino-terrosos, de acordo com as equações genéricas:

Metais alcalinos:

$$2M (s) + X_2 (g) \rightarrow 2MX (s)$$

Metais alcalino-terrosos:

$$M (s) + X_2 (g) \rightarrow 2M X_2 (s)$$

e formando sais chamados halogenetos metálicos.

Diapositivo 29

Como por exemplo:

$$Cl_2 (g) + 2Na (s) \rightarrow 2NaCl (s)$$

Cloreto de sódio

$$Br_2 (aq) + 2Na (s) \rightarrow 2NaBr (s)$$

Brometo de sódio

$$I_2 (g) + 2Ca (s) \rightarrow CaI_2 (s)$$

Iodeto de cálcio

Diapositivo 30

Os halogéneos são muito reactivos devido à sua tendência para formar iões negativos por ganho de um electrão. A sua reactividade diminui ao longo do grupo, à medida que aumenta o tamanho dos átomos.

Diagrama de reactividade: F (Mais Reactivo) > Cl > Br > I > At (Menos Reactivo)

Diapositivo 31

Propriedades físicas dos metais e dos não-metais

Substância elementar	Aspecto	Condutividade eléctrica	Condutividade térmica	Malleabilidade	Ductibilidade	Ponto de fusão (°C)	Ponto de ebulição (°C)
Alumínio	Sólido cinzento com brilho metálico	Sim	Sim	Sim	Sim	660	2519
Magnésio	Sólido cinzento com brilho metálico	Sim	Sim	Sim	Sim	650	1090
Cobre	Sólido castanho com brilho metálico	Sim	Sim	Sim	Sim	1085	2927
Enxofre	Sólido amarelo	Não	Não	Não	Não	115	445
Cloro	Gás	Não	Não	Não	Não	-102	-32
Hélio	Gás	Não	Não	Não	Não	-272	-269

Diapositivo 32

Gases Nobres

Todos os gases nobres do grupo 18 são gasosos à temperatura ambiente e têm pontos de fusão e de ebulição muito baixos.

Embora o hélio seja o segundo elemento mais abundante no Universo, a fraca abundância relativa destes gases na atmosfera faz com que sejam frequentemente designados por gases raros.

São monoatómicos já que não se agrupam para formar moléculas devido ao facto de, como vimos, terem o último nível electrónico completamente preenchido.

O grupo dos gases nobres é o que apresenta maior inactividade química e, por isso, também são, por vezes, designados por gases inertes.

Descobrem-se compostos naturais destes elementos, embora já tenham sido criados artificialmente alguns compostos de cripton e de xénon.

Diapositivo 33

Os gases nobres são praticamente inactivos desconhecendo-se compostos naturais destes elementos.

Diagrama de gases nobres: He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn

Diapositivo 34

http://www.youtube.com/watch?v=Qlroly6a2s8&feature=PlayList&p=8DED344342A30C6D&playnext_from=PL&index=7

http://www.youtube.com/watch?v=ssaUisY6tWM&feature=PlayList&p=8DED344342A30C6D&playnext_from=PL&index=7

Canção:

http://www.youtube.com/watch?v=-twAyfjOy68&feature=PlayList&p=8DED344342A30C6D&playnext_from=PL&index=6

Ficha de Trabalho nº 15 (18 e 19/05/2010)
Propriedades dos Elementos Químicos

Nome: _____ Nº _____

Combustão de metais e carácter químico dos óxidos obtidos

Material:

- | | |
|--------------------------------------|---------------------------------|
| ✂ Sódio metálico | ✂ 2 Copos de combustão |
| ✂ Magnésio metálico | ✂ com um pouco de água no fundo |
| ✂ Solução alcoólica de fenolftaleína | ✂ Bisturi |
| ✂ Tintura de tornesol | ✂ Pinça |
| ✂ 4 Gobelés | ✂ Colher de combustão |



Irá corta-se uma pequena porção de sódio que foi retirado do frasco com a pinça e que será colocada na colher de combustão. Onde se aquece à chama da lamparina até que fique incandescente. Depois é introduzida no copo de combustão o qual será tapado. Observa atentamente o que acontece.

Regista o que observaste:

Após a combustão, retira-se a colher e agita-se bem o conteúdo, o qual será depois distribuído por dois gobelés. A um dos gobelés adiciona-se tintura azul de tornesol e ao outro, solução de fenolftaleína.

Regista o que observaste no gobelé com:

Tornesol: _____

Fenolftaleína: _____

Em seguida corta-se uma fita de magnésio com cerca de 5 cm e prende-se ao suporte adequado. Repete-se o procedimento descrito para o sódio, por forma a realizar a combustão deste metal e a determinar o carácter químico (ácido/base) da solução do oxido obtido.

O que se passou no gobelé com:

Tornesol: _____

Fenolftaleína: _____

O que conclus, para o:

– Sódio? _____

– Magnésio? _____

Reacções do lítio, do sódio e do potássio com a água

Material:

- ✂ Lítio, sódio e potássio
- ✂ Tina com água
- ✂ Solução alcoólica de fenolftaleína
- ✂ Bisturi
- ✂ Pinça
- ✂ Rectângulo de vidro.



Procede-se da seguinte forma para cada um dos três metais alcalinos:

Corta-se uma pequenina porção de metal alcalino, que se retirou do respectivo frasco, e observa-se a superfície recentemente cortada.

Regista o que observaste:

Lítio: _____

Sódio: _____

Potássio: _____

Em seguida, coloca-se o metal alcalino na água da tina que contém algumas gotas de solução alcoólica de fenolftaleína.

Regista o que observaste:

Lítio: _____

Sódio: _____

Potássio: _____

O que concluis para o:

– Lítio? _____

– Sódio? _____

– Potássio? _____

Combustão de não metais e carácter químico dos óxidos obtidos

Material:

- ✦ Carvão
- ✦ Enxofre em pó
- ✦ Palha-de-aço
- ✦ Solução alcoólica de fenolftaleína
- ✦ Tintura de tornesol
- ✦ Garrafa de esguicho com água
- ✦ 2 Copos de combustão com um pouco de água no fundo
- ✦ Suporte de madeira para prender o carvão.
- ✦ Espátula
- ✦ 1 Colher de combustão
- ✦ 4 Gobelés



Colocar um pouco do enxofre na colher de combustão e aquecer à chama da lamparina de álcool até que comece a arder. Depois introduz-se a colher com enxofre no copo de combustão, e tapa-se imediatamente.

Regista o que observaste: _____

Quando a combustão terminar, retira-se a colher e agita-se bem o conteúdo do copo, o qual será depois distribuído por dois gobelés.

A um gobelé adicionar 2 gotas de solução de fenolftaleína e ao outro, 2 gotas de tintura de tornesol.

Regista o que observaste: _____

Colocar um pouco de carvão na colher de combustão e aquecer à chama da lamparina de álcool até que comece a arder. Depois introduz-se a colher com o carvão no copo de combustão, e tapa-se imediatamente.

Regista o que observaste: _____

Quando a combustão terminar, retira-se a colher e agita-se bem o conteúdo do copo para depois ser distribuído por dois tubos de ensaio.

A um gobelé adicionar 2 gotas de solução de fenolftaleína e ao outro, 2 gotas de tintura de tornesol.

Regista o que observaste: _____

Colocar um pouco de palha-de-aço na colher de combustão e aquecer à chama da lamparina de álcool até que comece a arder. Depois introduz-se a colher com o carvão no copo de combustão, e tapa-se imediatamente.

Regista o que observaste: _____

Quando a combustão terminar, retira-se a colher e agita-se bem o conteúdo do copo para depois ser distribuído por gobelés.

A um gobelé adicionar 2 gotas de solução de fenolftaleína e ao outro, 2 gotas de tintura de tornesol.

Regista o que observaste: _____

O que conclus para o:

- Enxofre? _____
- Carvão? _____
- Palha-de-aço? _____

Subunidades	Conteúdos	Objectivos	Estratégias	Avaliação	Recursos Didácticos
<div style="display: flex; justify-content: space-between; align-items: flex-start;"> <div style="width: 15%;">  <p>Escola Secundária c/ 3ºCEB Quinta das Flores</p> </div> <div style="width: 60%; text-align: center;"> <p>Plano da Aula (1ª)</p> <p>Física e Química A – 11º Ano</p> <p>Unidade Didáctica: Soluções aquosas: Ácidas, Básicas e Neutras</p> <p>Sumário: Evolução histórica dos conceitos de ácido e base. Teoria de Arrhenius e de Bronsted-Lowry. Pares conjugados ácido-base. Espécies anfotéricas e força relativa dos ácidos e das bases. Ácidos e bases polipróticas. Constantes de acidez, K_a, e de basicidade, K_b. Resolução de exercícios de aplicação.</p> </div> <div style="width: 15%; text-align: right;"> <p>Ano lectivo: 2009/2010</p> <p>Turma: A</p> <p>6º feira, dia 16/04/2010</p> </div> </div>					
<ul style="list-style-type: none"> • Evolução histórica dos conceitos de ácido e bases. • Teoria de Arrhenius • Teoria protónica ou de Bronsted-Lowry • Espécies anfotéricas • Força relativa dos ácidos e das bases – aspecto qualitativo. • O ião $H_3O^+(aq)$ e o ião $OH^-(aq)$ • Ácidos polipróticos ou poliácidos ionização escalonada ou protólise escalonada. 	<ul style="list-style-type: none"> • Evolução histórica dos conceitos de ácido e base. • Teoria de Arrhenius. • Ácidos e bases segundo a teoria de protónica (Bronsted-Lowry). • Pares ácido-base conjugados • Espécies anfotéricas. • Força relativa dos ácidos e das bases. • O ião $H_3O^+(aq)$ e o ião $OH^-(aq)$ • Ácidos polipróticos ou poliácidos • Ionização escalonada ou protólise escalonada. • Bases polipróticas. 	<ul style="list-style-type: none"> • Conhecer a evolução do conceito de ácido ao longo da história. • Compreender a teoria de Arrhenius • Aplicar a teoria de Arrhenius. • Compreender a teoria protónica. • Aplicar a teoria de Bronsted-Lowry. • Compreender o conceito de espécies anfotéricas. • Compreender o conceito de força relativa de ácidos e das bases. • Reconhecer a importância dos iões H_3O^+ e OH^- em solução aquosa. • Reconhecer a existência de ácidos e de bases polipróticos. • Definir K_a. • Definir K_b. 	<ul style="list-style-type: none"> • Inicia-se a aula com apresentação do PowerPoint®: “Conceito de ácido e de base.” (duração de 40 minutos) • A apresentação começa com a apresentação da evolução histórica dos conceitos de ácido e de base, apresentando os químicos relevantes dessa evolução. • Em seguida, apresenta-se a teoria de Arrhenius com recurso a exemplos de aplicação e no final alguns exercícios de aplicação. • Resolução de exercícios de aplicação tem uma duração máxima de 10 minutos. • Passamos em seguida para a teoria de Bronsted-Lowry. • Resolução de exercícios de aplicação tem uma duração máxima de 10 minutos. • Introduce-se em seguida o conceito de pares ácido-base conjugados. 	<ul style="list-style-type: none"> • Participação oral. • Participação escrita. • Interacção entre aluno – aluno. • Interacção entre aluno – professor. 	<ul style="list-style-type: none"> • Manual adoptado • PowerPoint® • Computador • Quadro • Giz • Apagador • Retroprojector • Projector multimédia • Internet • Animações • Fichas de trabalho

 <p>Escola Secundária c/ 3ºCEB Quinta das Flores</p>	<p style="text-align: center;">Plano da Aula (1ª)</p> <p>Física e Química A – 11º Ano</p> <p>Unidade Didáctica: Soluções aquosas: Ácidas, Básicas e Neutras</p> <p>Sumário: Evolução histórica dos conceitos de ácido e base. Teoria de Arrhenius e de Bronsted-Lowry. Pares conjugados ácido-base. Espécies anfotéricas e força relativa dos ácidos e das bases. Ácidos e bases polipróticas. Constantes de acidez, K_a, e de basicidade, K_b. Resolução de exercícios de aplicação.</p>				<p>Ano lectivo: 2009/2010</p> <p>Turma: A</p> <p>6ª feira, dia 16/04/2010</p>
Subunidades	Conteúdos	Objectivos	Estratégias	Avaliação	Recursos Didácticos
<ul style="list-style-type: none"> • Bases polipróticos. • Constantes de acidez e de basicidade. • Relação entre K_a e K_b de um par ácido-base conjugado. 	<ul style="list-style-type: none"> • Constantes de acidez • Constante de basicidade. • Relação entre K_a e K_b de um par ácido-base conjugado. 	<ul style="list-style-type: none"> • Reconhecer que as constantes K_a e K_b dependem da temperatura. • Relacionar K_a, K_b e K_w para ácidos e bases conjugados. 	<ul style="list-style-type: none"> • Resolução de exercícios de aplicação tem uma duração máxima de 10 minutos. • Apresenta-se o conceito de espécies anfotéricas com recurso a exemplos de aplicação. • Resolução de exercícios de aplicação tem uma duração máxima de 10 minutos. • Depois passamos para o conceito de força relativa de ácidos e bases, mas com uma abordagem qualitativa sobre o assunto • Em seguida introduz-se o conceito de espécies anfotéricas. • Em seguida introduz-se o ião $H_3O^+(aq)$ e o ião $OH^-(aq)$. • Em seguida introduz-se o conceito de ácidos e bases polipróticas. • Em seguida introduz-se a constante de acidez e basicidade. • Exercícios de aplicação sobre o cálculo das constantes de acidez e basicidade. • Estabelece-se a relação entre as constantes de acidez e de basicidade. • Exercícios de aplicação sobre a relação entre as constantes de acidez e basicidade. 	<ul style="list-style-type: none"> • Participação oral. • Participação escrita. • Interação entre aluno – aluno. • Interação entre aluno – professor. 	<ul style="list-style-type: none"> • Manual adoptado • PowerPoint ® • Computador • Quadro • Giz • Apagador • Retroprojector • Projector multimédia • Internet • Animações • Fichas de trabalho

Aula 76

Sumário:

- Evolução histórica dos conceitos de ácido e base.
- Teoria de Arrhenius e de Bronsted-Lowry
- Pares conjugados ácido-base.
- Espécies anfotéricas.
- Força relativa dos ácidos e das bases
- Ácidos e bases polipróticos.
- Constantes de acidez, K_a , e de basicidade, K_b .
- Resolução de exercícios de aplicação.

Objectivos:

- Conhecer a evolução dos conceitos de ácido / base ao longo da história.
- Compreender a teoria de Arrhenius
- Aplicar a teoria de Arrhenius.
- Compreender a teoria de Bronsted-Lowry.
- Aplicar a teoria de Bronsted-Lowry.
- Compreender o conceito de espécies anfotéricas.
- Compreender o conceito de força relativa de ácidos e das bases.
- Reconhecer a importância dos iões H_3O^+ e OH^- em solução aquosa.
- Reconhecer a existência de ácidos e de bases polipróticos.
- Definir K_a .
- Definir K_b .
- Reconhecer que as constantes K_a e K_b dependem da temperatura.
- Relacionar K_a , K_b e K_w para ácidos e bases conjugados.

Recursos:

- Manual adoptado
- PowerPoint ®
- Computador
- Quadro
- Giz
- Apagador
- Retroprojector
- Projector multimédia
- Internet
- Animações
- Fichas de trabalho

Desenvolvimento da aula

Dar início à aula, exibindo o PowerPoint ® (em anexo): “Evolução histórica dos conceitos de ácido e base”. (duração aproximada de 90 minutos).

Apresentar uma breve descrição da evolução do conceito ácido e base ao longo da história.

Robert Boyle caracterizava os ácidos e os álcalis (bases) como:

- Ácidos: sabor azedo, corrosivos, mudam o tornesol (corante extraído dos líquenes) de azul para o vermelho e tornam-se menos ácidos quando combinados com uma base.
- Álcalis (bases): escorregadias ao tacto, mudam o tornesol de vermelho para azul e tornam-se menos alcalinas quando combinadas com um ácido.

Joseph Priestley descobriu o gás HCl ao fazer reagir ácido sulfúrico concentrado com cloreto de sódio; quando o cloreto de hidrogénio, HCl, se dissolveu na água formou-se uma solução tipicamente ácida à qual deu o nome de ácido muriático.

Antoine Lavoisier acreditava que todos os ácidos continham oxigénio. Depois de ter estudado vários, como o ácido sulfúrico (H₂SO₄) e o ácido nítrico (HNO₃). Acreditava, também, que a acidez era causada pela presença de oxigénio no composto. De facto, Lavoisier (Setembro de 1777) inventou a palavra oxigénio a partir do grego (oxys = azedo e genes = nascer), que significa “gerador de ácido”.

Humphry Davy questionou a teoria de Lavoisier, fazendo notar que o ácido clorídrico (HCl) não continha oxigénio; não obstante, era um ácido. Rapidamente, foram encontrados mais ácido sem oxigénio como por exemplo, HBr, HF e HI.

Justus von Liebig sugeriu que os ácidos continham um ou mais “hidrogénios” que podiam ser substituídos por átomos metálicos para produzir sais. Esta definição foi válida durante cerca de 50 anos, até ao aparecimento de Svante Arrhenius. De facto, a definição que este estabeleceu ainda é compatível com as definições actuais.

Svante Arrhenius, em 1884, propôs que os sais se dissociavam quando se dissolviam em água. Originavam partículas a que deu o nome de iões e, em 1887, completou a sua ideia definindo:

- Ácido: qualquer substância que liberta iões hidrogénio (H⁺) para a solução.
 - Dissociação do ácido: $HA \rightarrow H^+ + A^-$
- Base: qualquer substância que liberta iões hidróxido (OH⁻) para a solução.
 - Dissociação da base: $XHO \rightarrow X^+ + OH^-$

Em 1923, Johannes Bronsted (Dinamarca) e Thomas Lowry (Inglaterra), propuseram a mesma teoria, no essencial, acerca do comportamento dos ácidos e das bases. Como chegaram a conclusões independentes um do outro, à teoria foi dado o nome de Bronsted e Lowry.

Gilbert N. Lewis propôs outro modelo para definir ácidos e bases:

- Ácidos de Lewis: qualquer substância que aceite um par de electrões não ligantes – aceitador do par electrónico.
- Base de Lewis: qualquer substância que dá um par de electrões não ligantes – dador do par electrónico.

Teoria de Arrhenius

Durante muito tempo, os critérios para definir ácido e base não envolveram uma explicação teórica. Químicos, como Lavoisier (1743-1794), Bertholet (1748-1822), Davy (1778-1829) e Liebig (1803-1873) foram apresentando diferentes conceitos de ácido e base, baseados na interpretação dos comportamentos de substâncias com essas características.

Uma das propriedades comuns dos ácidos e das bases, é a alta condutividade eléctrica quando em solução, o que indica existirem iões em solução.

O químico sueco Svante Arrhenius associou as propriedades ácidas à presença do ião H⁺ em solução e as propriedades básicas à presença do ião OH⁻.

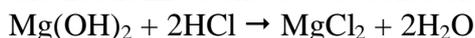
Em 1887, propôs os seguintes conceitos de ácido e de base:

- Ácido – é toda a substância que em solução aquosa produz iões H⁺.
- **Exemplo:**
 - $HCl(aq) \rightarrow H^+(aq) + Cl^-(aq)$

- $HNO_3(aq) \rightarrow H^+(aq) + NO_3^-(aq)$
- Base – é toda a substância que, contendo grupos OH^- , em solução aquosa liberta iões OH^- .
- **Exemplo:**
 - $NaOH(aq) \rightarrow Na^+(aq) + OH^-(aq)$
 - $Mg(OH)_2(aq) \rightleftharpoons Mg^{2+}(aq) + 2OH^-(aq)$

Nota: É uma base fraca em relação à água, logo é pouco solúvel em água.

O hidróxido de magnésio neutraliza o excesso de ácido clorídrico no suco gástrico.



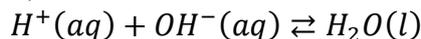
Segundo Arrhenius, sendo o ião H^+ responsável pelas propriedades ácidas e o ião OH^- responsável pelas propriedades básicas, a reacção de neutralização entre um ácido e uma base implica a “reunião” de H^+ com OH^- para formar uma molécula de água.

Exemplo:

Reacção entre o ácido clorídrico e hidróxido de sódio

- equação química:
 - $HCl(aq) + NaOH(aq) \rightleftharpoons NaCl(aq) + H_2O(l)$
- equação iónica:
 - $H^+(aq) + Cl^-(aq) + Na^+(aq) + OH^-(aq) \rightarrow Cl^-(aq) + Na^+(aq) + H_2O(l)$

Eliminando os iões espectadores, tem-se:



Segundo Arrhenius e, como veremos, em todos os casos, numa solução aquosa:

- se $[H^+] = [OH^-]$, a solução é neutra;
- se $[H^+] > [OH^-]$, a solução é ácida;
- se $[H^+] < [OH^-]$, a solução é básica;

Ácidos e bases segundo a teoria de Bronsted-Lowry

Segundo a teoria de Bronsted-Lowry:

- Ácido é uma espécie química que cede iões H^+ .
- Base é uma espécie química que recebe iões H^+ .

Uma das contribuições importantes de Lowry diz respeito ao estado do ião hidrogénio em solução. Nos enunciados das respectivas teorias, Bronsted usava H^+ e Lowry usava H_3O^+ . O modelo de ácidos e bases segundo Bronsted-Lowry produziu o conceito de par ácido-base conjugados.

<p>Ácido conjugado</p> <p>Ácido formado quando a base</p>	$HA(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons A^-(aq) + H_3O^+(aq)$ <p>Pares conjugados HA/A⁻ e H₃O⁺/H₂O</p>	<p>Base conjugado</p> <p>É a parte remanescente do ácido depois de dar o ião H^+.</p>
--	--	---

Pares ácido-base conjugados

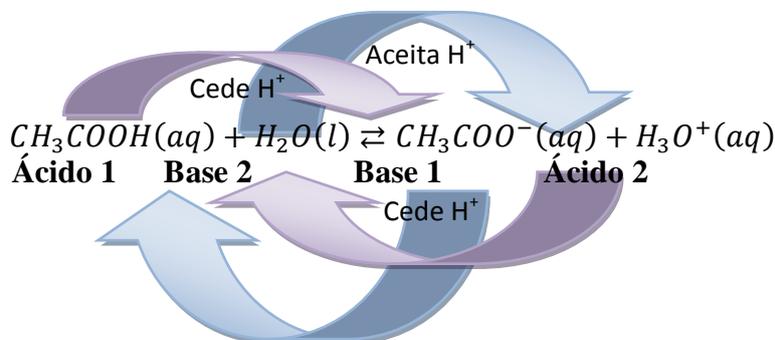
Quando um ácido cede um ião H^+ transforma-se numa base, chamada base conjugada desse ácido.

Quando uma base aceita um ião H^+ transforma-se num ácido, chamado ácido conjugado dessa base.

Assim, um par ácido-base conjugado é constituído por duas espécies químicas que diferem num ião H^+ .

Por isso põem-se as duas setas para a reacção directa e por baixo colocam-se as setas para reacção inversa, porque assim se compreende que a espécie que se comporta como ácido, na reacção directa, dá origem a uma espécie que se comporta como ácido na reacção inversa, e vice-versa.

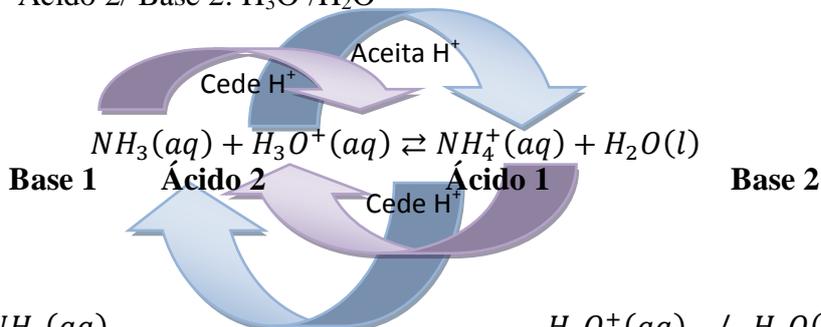
Exemplo



$CH_3COOH(aq)/CH_3COO^-(aq)$
Ácido / Base conjugada

$H_2O(l)/H_3O^+(aq)$
Ácido / Base conjugada

- Na reacção directa, CH_3COOH (ácido) cede um protão a H_2O (base).
- Na reacção inversa, H_3O^+ (ácido) cede um protão a CH_3COO^- (base).
 - Ácido 1/Base 1: CH_3COOH / CH_3COO^-
 - Ácido 2/ Base 2: H_3O^+ / H_2O



$NH_4^+(aq) / NH_3(aq)$
Ácido conjugado / Base

$H_3O^+(aq) / H_2O(l)$
Ácido conjugada / Base

Refere-se o comportamento da água, ou seja, o carácter “duplo” da água; às vezes, comporta-se como ácido e, outras, como base. Tudo depende de qual das espécies têm maior capacidade para ceder iões H^+ .

O ácido é tanto mais “forte” quanto maior for a sua capacidade de ceder iões H^+ .

Em relação à base, significa que a base é tanto mais “forte” quanto maior for a sua capacidade de aceitar iões H^+ .

Em síntese, temos o seguinte:

- A todo o ácido corresponde uma base conjugada.
- A toda a base corresponde um ácido conjugado.

Espécies anfotéricas

Como podemos verificar nos exemplos anteriores, a água (H_2O) comporta-se numas reacções, como ácido e noutras, como base.

Espécies que, em certas situações, se comportam como ácidos e noutras, como bases, designam-se por espécies anfotéricas ou anfipróticas.

O comportamento de uma espécie anfotérica, como ácido ou como base, está directamente relacionado com as características da outra espécie com que vai reagir. Se esta tem mais capacidade de ceder iões H^+ do que a espécie anfotérica, a espécie anfotérica funciona como base. Se tem mais tendência do que a espécie anfotérica para aceitar iões H^+ , a espécie anfotérica funciona como ácido.

Os hidróxidos seguintes são espécies anfotéricas: $Be(OH)_2$, $Al(OH)_2$, $Sn(OH)_2$, $Pb(OH)_2$, $Cr(OH)_2$, $Cu(OH)_2$, $Zn(OH)_2$, $CD(OH)_2$, HCO_3^- ; HPO_4^{2-} e $H_2PO_4^-$.

As vantagens deste modelo, segundo Bronsted-Lowry, são superiores às desvantagens:

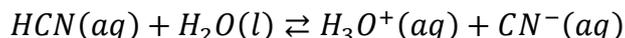
- Os ácidos e as bases podem ser espécies electricamente neutras ou com carga total não nula.
- Explica o papel desempenhado pela água nas reacções ácido-base.
- Pode ser aplicado a soluções com solventes diferentes da água e até a reacções que ocorrem em fase gasosa ou sólida.
- Relaciona os ácidos e as bases com os respectivos pares conjugados e explica as suas forças relativas.
- Compara as forças relativas de ácidos e de bases.

Exemplo:

- $CO_3^{2-}(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons HCO_3^-(aq) + OH^-(aq)$
 Base 1 Ácido 2 Ácido 1 Base 2
- $HCl(aq) + NH_3(aq) \rightleftharpoons Cl^-(aq) + NH_4^+(aq)$
 Ácido 1 Base 2 Base 1 Ácido 2
- $H_2PO_4^-(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons HPO_4^{2-}(aq) + H_3O^+(aq)$
 Ácido 1 Base 2 Base 1 Ácido 2

Exercícios de aplicação:

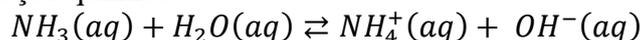
1. Por que razão nunca se encontram iões hidrogénio (H^+) isolados na água e em qualquer solução aquosa?
2. Na equação química



quais são, segundo Bronsted-Lowry:

- 2.1. os ácidos?
- 2.2. as bases?
- 2.3. os pares ácido-base conjugados?

3. Considere a equação química:

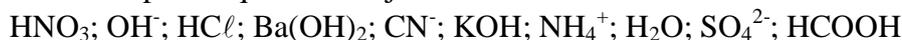


- 3.1. Faça a representação, em notação de Lewis, das espécies químicas:



- 3.2. Identifique, justificando, os ácidos e as bases, segundo a teoria de Bronsted-Lowry.

4. Considere as espécies químicas cujas fórmulas são:



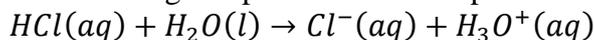
- a) Quais as espécies que, segundo Arrhenius, são ácidos e quais as que são bases?
- b) Quais as espécies que, segundo Bronsted, em solução aquosa, se comportam como bases?

- c) Quais as espécies que, segundo a teoria de Bronsted-Lowry, podem ser ácidos?
Quais as bases conjugadas desses ácidos?

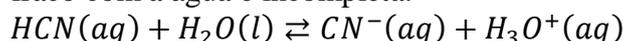
Força relativa dos ácidos e das bases – aspecto qualitativo

Um ácido é tanto mais forte quanto maior é a sua capacidade de ceder iões H^+ .

A reacção de um ácido forte com a água é praticamente completa.

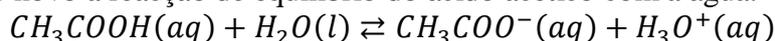


A reacção de um ácido fraco com a água é incompleta.



Uma base é tanto mais forte quanto maior for a facilidade em aceitar iões.

Consideremos de novo a reacção de equilíbrio do ácido acético com a água.



Como a reacção directa é pouco extensa:

- CH_3COOH tem menos tendência a ceder o ião H^+ , à H_2O do que o ião H_3O^+ a cedê-lo ao ião CH_3COO^- .
- Quer dizer: CH_3COOH é um ácido fraco do que o H_3O^+ .
- Seguindo o mesmo raciocínio, o ião CH_3COO^- tem mais capacidade de aceitar o ião H^+ do que a H_2O .
- Quer dizer, o ião CH_3COO^- (ião acetato) é uma base mais forte do que H_2O .

Comparação das forças relativas de pares ácido-base conjugados.

Quanto mais forte é um ácido, mais fraca é a sua base conjugada. Quanto mais forte é uma base, mais fraco é o seu ácido conjugado.

- A um ácido forte corresponde uma base conjugada muito fraca.
- A uma base forte corresponde um ácido conjugado muito fraco.
- A um ácido fraco corresponde uma base conjugada fraca.
- A uma base fraca corresponde um ácido conjugado fraco.

Ácido	Base conjugada
▲ $HClO_4$ – ácido perclórico	ClO_4^- – ião perclorato
HI – ácido iodídrico	I^- – ião iodeto
HBr – ácido bromídrico	Br^- – ião brometo
HCl – ácido clorídrico	Cl^- – ião cloreto
H_2SO_4 – ácido sulfúrico	HSO_4^- – ião hidrogenossulfato
HNO_3 – ácido nítrico	NO_3^- – ião nitrato
H_3O^+ - hidrónio	H_2O - água
HSO_4^- - ião hidrogenossulfato	SO_4^{2-} - ião sulfato
HF – ácido fluorídrico	F^- – ião fluoreto
HNO_2 – ácido nitroso	NO_2^- – ião nitrito
$HCOOH$ – ácido fórmico	$HCOO^-$ – ião formato
CH_3COOH – ácido acético	CH_3COO^- – ião acetato
NH_4^+ - ião amónio	NH_3 - amoníaco
HCN – ácido cianídrico	CN^- – ião cianeto
H_2O – água	OH^- – ião hidróxido
NH_3 – amoníaco	NH_2^- - ião amideto

Ácidos polipróticos ou poliácidos – ionização escalonada ou protólise escalonada.

Nos exemplos que foram dados até aqui, os ácidos eram geralmente monoproticos, isto é: continham apenas um átomo de hidrogénio, por molécula, em condições de ser cedido a uma base, como por exemplo, **HCl**, **HNO₃**, **CH₃COOH**.

Nos ácidos poliproticos há mais do que um átomo de hidrogénio por molécula, que pode ser cedido em sucessivas ionizações escalonadas.

Exemplo

Para o ácido fosfórico (H₃PO₄) temos as etapas seguintes:

1. $H_3PO_4(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_2PO_4^-(aq) + H_3O^+(aq)$
2. $H_2PO_4^-(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons HPO_4^{2-}(aq) + H_3O^+(aq)$
3. $HPO_4^{2-}(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons PO_4^{3-}(aq) + H_3O^+(aq)$

A primeira ionização (ou protólise) é mais extensa do que a segunda e esta é mais extensa do que a terceira, ou seja:

- H₃PO₄ é um ácido mais forte do que H₂PO₄⁻
- H₂PO₄⁻ é um ácido mais forte do que HPO₄²⁻

Com o aumento da carga negativa da partícula é mais difícil “perder” o ião H⁺.

Bases poliproticas

NH₃ é uma base monoprotica – cada molécula só pode aceitar um protão. No entanto, há espécies básicas poliproticas que podem aceitar mais do que um protão por molécula.

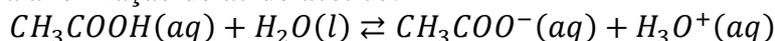
- 1º. $PO_4^{3-}(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons HPO_4^{2-}(aq) + OH^-(aq)$
- 2º. $HPO_4^{2-}(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_2PO_4^-(aq) + OH^-(aq)$
- 3º. $H_2PO_4^-(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3PO_4(aq) + OH^-(aq)$

Ou

- 1º. $CO_3^{2-}(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons HCO_3^-(aq) + OH^-(aq)$
- 2º. $HCO_3^-(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_2CO_3(aq) + OH^-(aq)$

Constantes de acidez e de basicidade

Aplicando os princípios do equilíbrio químico, já estudados, ao caso de ácidos fracos e bases fracas, obtém para a ionização do ácido acético:



a constante de equilíbrio será:

$$K_c = \frac{[CH_3COO^-]_e [H_3O^+]_e}{[CH_3COOH]_e [H_2O]_e}$$

No entanto, em solução diluída a concentração da água é praticamente constante, tal como vimos quando definimos K_w.

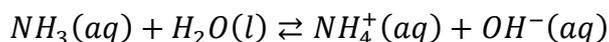
Sendo assim, K_c[H₂O] é ainda uma constante que se chama constante de **acidez (K_a)**.

$$K_c[H_2O] = K_a$$

Então:

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-]_e [H_3O^+]_e}{[CH_3COOH]_e}$$

Para uma base fraca, como por exemplo o amoníaco (NH₃), a constante chama-se **constante de basicidade (K_b)**.



$$K_b = \frac{[NH_4^+]_e [OH^-]_e}{[NH_3]_e}$$

Naturalmente, **K_a** é uma medida quantitativa da força do ácido e **K_b** da força da base.

- **Quanto mais forte for o ácido, maior é o valor de K_a, porque a reacção directa é mais extensa.**
- **Quanto mais forte for a base, maior é o valor de K_b, porque a reacção directa é mais extensa.**

Assim, podemos resumir do seguinte modo:

- A constante **K_a** é chamada constante de ionização do ácido ou de acidez, ou de protólise e, como todas as outras constantes de equilíbrio já referenciadas, só depende da temperatura.
- A constante **K_b** é chamada constante de ionização da base ou de basicidade, e só depende da temperatura.
- Tanto **K_a** como **K_b** podem ser determinadas experimentalmente.
- Tanto **K_a** como **K_b** dependem da temperatura.

Para ácidos e bases fracos:

- **K_a** e **K_b** têm sempre valores muito menores que a unidade.
- Ácidos com valores de **K_a** mais elevados correspondem a ácidos mais fortes (ionizam-se mais) do que aqueles que têm valores de **K_a** *menores*.
- Bases com valores de **K_b** mais elevados correspondem a bases mais fortes (ionizam-se/dissociam-se mais) do que aquelas que têm valores de **K_b** menores.

<i>K_a</i> muito elevado (ácido forte)		K_b muito baixo (base fraca)
<i>K_a</i> baixo (ácido fraco)		K_b baixo (base fraca)
<i>K_b</i> muito elevado (base forte)		K_a muito baixo (ácido fraco)
<i>K_b</i> baixo (base fraca)		K_a baixo (ácido fraco)

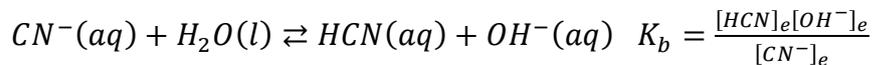
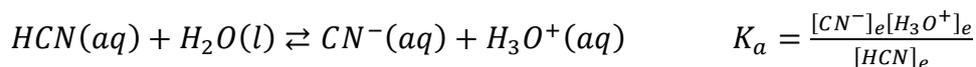
Assim, quanto maior for **K_a** (mais forte for o ácido), menor o **K_b** (mais fraca a base conjugada) e vice-versa.

Uma base muito fraca (conjugada de um ácido forte) praticamente não tem capacidade para aceitar protões da água.

Um ácido muito fraco (conjugado de uma base forte) praticamente não tem capacidade para ceder protões à água.

Relação entre K_a e K_b de um par ácido-base conjugado.

Consideremos, por exemplo, o par HCN / CN⁻ e as respectivas ionizações:



Calculemos $K_a \times K_b$:
$$K_a \times K_b = \frac{[\text{CN}^-]_e[\text{H}_3\text{O}^+]_e}{[\text{HCN}]_e} \times \frac{[\text{HCN}]_e[\text{OH}^-]_e}{[\text{CN}^-]_e}$$

Então: $K_a \times K_b = [\text{H}_3\text{O}^+]_e \times [\text{OH}^-]_e$

Ou seja: $K_a \times K_b = K_w$

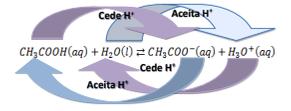
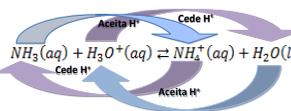
Exercício:

5. Uma solução aquosa tem uma concentração em iões OH^- igual a $9,25 \times 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$, à temperatura de 40°C . Esta solução, à temperatura referida, é ácida, básica ou alcalina?
6. Considerando as constantes de acidez dos seguintes ácidos:
 $K_a(\text{HF})=6,7 \times 10^{-4}$; $K_a(\text{HBrO})=2,1 \times 10^{-9}$
 - a) Qual dos ácidos acima indicados é o mais forte?
 - b) Coloca por ordem crescente das respectivas forças, as bases conjugadas destes ácidos.

Diapositivo 1	Diapositivo 2	Diapositivo 3	Diapositivo 4	Diapositivo 5
<p>Aula nº 76 16 de Abril de 2010</p> <p>Sumário:</p> <ul style="list-style-type: none"> ➢ Evolução histórica dos conceitos de ácido e base. ➢ Teoria de Arrhenius e de Bronsted-Lowry ➢ Pares conjugados ácido-base. ➢ Espécies anfotéricas. ➢ Força relativa dos ácidos e das bases ➢ Polipróticos. ➢ Constantes de acidez, K_a, e de basicidade, K_b. ➢ Resolução de exercícios de aplicação. 	<p>Ácidos e Bases</p> <p>De atmosfera aos oceanos; soluções na Terra e para a Terra.</p> <p>Águas minerais e da espacção; poluição e acidez e a basicidade das águas.</p>	<p>Evolução Histórica dos Conceitos de Ácido e Base</p>  <p>Robert Boyle caracterizava os ácidos e os álcalis (bases) como:</p> <p>Ácidos: sabor azedo, corrosivos, mudam o tomeseol (corante extraído dos líquenes) de azul para o vermelho e tornam-se menos ácidos quando combinados com uma base.</p> <p>Alcalis (bases): escorregadias ao tacto, mudam o tomeseol de vermelho para azul e tornam-se menos alcalinas quando combinadas com um ácido.</p>	 <p>Joseph Priestley descobriu o gás HCl quando fazia reagir ácido sulfúrico concentrado com cloreto de sódio.</p> <p>Quando o cloreto de hidrogénio, HCl, se dissolveu na água formou-se uma solução tipicamente ácida à qual deu o nome de ácido muriático.</p>	 <p>Antoine Lavoisier acreditava que todos os ácidos continham oxigénio, depois de ter estudado vários como o ácido sulfúrico (H₂SO₄) e o ácido nítrico (HNO₃).</p> <p>Acreditava também que a acidez era causada pela presença de oxigénio no composto.</p> <p>De facto, Lavoisier (em Setembro de 1777) inventou a palavra oxigénio a partir do grego (oxys = azedo e genes = nascer), que significava "gerador de ácido".</p>

Diapositivo 6	Diapositivo 7	Diapositivo 8	Diapositivo 9	Diapositivo 10
 <p>Humphrey Davy questionava a teoria de Lavoisier, fazendo notar que o ácido clorídrico (HCl) não continha oxigénio e, no entanto, era um ácido.</p> <p>Rapidamente foram encontrados mais ácido sem oxigénio como por exemplo, HBr, HF e HI.</p>	 <p>Justus von Liebig sugeriu que os ácidos continham um ou mais "hidrogénios" que podiam ser substituídos por átomos metálicos para produzir sais.</p> <p>Esta definição foi válida durante cerca de 50 anos, até ao aparecimento de Svante Arrhenius.</p> <p>De facto, a definição que estabeleceu ainda é compatível com as definições actuais.</p>	 <p>Svante Arrhenius, em 1884, propôs que os sais se dissociavam quando se dissolviam em água, originando partículas a que deu o nome de iões e, em 1887, Arrhenius completou a sua ideia definindo:</p> <p>Ácido: qualquer substância que liberta iões de hidrogénio (H⁺) para a solução.</p> <p>Ionização do ácido:</p> $HA \rightarrow H^+ + A^-$ <p>Base: qualquer substância que liberta iões de hidróxido (OH⁻) para a solução.</p> <p>Dissociação da base:</p> $XHO \rightarrow X^- + OH^-$	 <p>Johannes Bronsted (Dinamarca)</p>  <p>Thomas Lowry (Inglaterra)</p> <p>Em 1923, publicavam, no essencial, a mesma teoria acerca do comportamento dos ácidos e das bases. Como chegaram a conclusões independentes um do outro, a teoria foi dado o nome de Bronsted-Lowry.</p>	 <p>Gilbert N. Lewis propôs um outro modelo para definir ácidos e bases.</p> <p>Ácidos de Lewis: qualquer substância que aceite um par de electrões não ligantes – aceitador do par electrónico.</p> <p>Base de Lewis: qualquer substância que dá um par de electrões não ligantes – dador do par electrónico.</p>

Diapositivo 11	Diapositivo 12	Diapositivo 13	Diapositivo 14	Diapositivo 15
<p>Teoria de Arrhenius</p> <p>Durante muito tempo, os critérios para definir ácido e base não envolveram uma explicação teórica.</p> <p>Uma das propriedades comuns dos ácidos e das bases é a alta condutividade eléctrica quando em solução, que indica existirem iões em solução.</p> <p>Em 1887, propôs os seguintes conceitos de ácido e de base:</p> <p>Ácido – é toda a substância que em solução aquosa produz iões H⁺.</p> <p>Exemplo: $HCl(aq) \rightarrow H^+(aq) + Cl^-(aq)$</p> <p>$HNO_3(aq) \rightarrow H^+(aq) + NO_3^-(aq)$</p>	<p>Base – é toda a substância que em solução aquosa liberta iões OH⁻.</p> <p>Exemplo: $NaOH(aq) \rightarrow Na^+(aq) + OH^-(aq)$</p> <p>$Mg(OH)_2(aq) \rightarrow Mg^{2+}(aq) + 2OH^-(aq)$</p> <p>O ião H⁺ é responsável pelas propriedades ácidas e o ião OH⁻ é o responsável pelas propriedades básicas.</p> <p>A reacção de neutralização entre um ácido e uma base implica a "reunião" de H⁺ com OH⁻ para formar uma molécula de água.</p>	<p>Exemplo:</p> <p>Equação química</p> $HCl(aq) + NaOH(aq) \rightleftharpoons NaCl(aq) + H_2O(l)$ <p>Equação iónica</p> $H^+(aq) + Cl^-(aq) + Na^+(aq) + OH^-(aq) \rightleftharpoons Cl^-(aq) + Na^+(aq) + H_2O(l)$ <p>Eliminando os iões espectadores, tem-se:</p> $H^+(aq) + OH^-(aq) \rightleftharpoons H_2O(l)$	<p>Segundo Arrhenius e, como veremos, em todos os casos, numa solução aquosa:</p> <ul style="list-style-type: none"> ➢ se [H⁺]=[OH⁻], a solução é neutra; ➢ se [H⁺] > [OH⁻], a solução é ácida; ➢ se [H⁺] < [OH⁻], a solução é básica; 	<p>Ácidos e Bases Segundo a Teoria de Bronsted-Lowry</p> <p>Ácido é uma espécie química que cede iões H⁺.</p> <p>Base é uma espécie química que recebe iões H⁺.</p> <p>Ácido conjugado: Ácido formado quando a base aceita o ião H⁺.</p> <p>Base conjugada: Base formada quando o ácido cede o ião H⁺.</p> <p>Pares conjugados: HA/A⁻ e H₂O/H₃O⁺</p>

Diapositivo 16	Diapositivo 17	Diapositivo 18	Diapositivo 19	Diapositivo 20
<p>Pares Ácido – Base Conjugados</p> <p>Quando um ácido cede um ião H⁺ transforma-se numa base, chamada base conjugada desse ácido.</p> <p>Quando uma base aceita um ião H⁺ transforma-se num ácido, chamado ácido conjugado dessa base.</p> <p>Assim, um par ácido-base conjugado é constituído por duas espécies químicas que diferem num ião H⁺.</p>	 <p>$CH_3COOH(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons CH_3COO^-(aq) + H_3O^+(aq)$</p> <p>Ácido: $CH_3COOH(aq)$ / Base conjugada: $CH_3COO^-(aq)$</p> <p>Base: $H_2O(l)$ / Ácido conjugado: $H_3O^+(aq)$</p>	 <p>$NH_3(aq) + H_3O^+(aq) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + H_2O(l)$</p> <p>Ácido Conjugado: $NH_4^+(aq)$ / Base: $NH_3(aq)$</p> <p>Ácido: $H_3O^+(aq)$ / Base Conjugada: $H_2O(l)$</p>	<p>Exemplos:</p> <p>$CO_3^{2-}(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons HCO_3^-(aq) + OH^-(aq)$</p> <p>Base 1 Ácido 2 Ácido 1 Base 2</p> <p>$HCl(aq) + NH_3(aq) \rightleftharpoons Cl^-(aq) + NH_4^+(aq)$</p> <p>Ácido 1 Base 2 Base 1 Ácido 2</p> <p>$H_2PO_4^-(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons HPO_4^{2-}(aq) + H_3O^+(aq)$</p> <p>Ácido 1 Base 2 Base 1 Ácido 2</p>	<p>Assim, podemos resumir do seguinte modo:</p> <p>A todo o ácido corresponde uma base conjugada.</p> <p>A toda a base corresponde um ácido conjugado.</p>

Diapositivo 21

Espécies Anfotéricas

A água (H₂O) comporta-se numa reacções como ácido e noutras como base.

Espécies que em certas situações se comportam como ácidos e noutras como bases designam-se por espécies anfotéricas ou anfipróticas.

Se uma substância tem mais capacidade de ceder íões H⁺ do que a espécie anfotérica, a espécie anfotérica funciona como base.

Se uma substância tem mais tendência do que a espécie anfotérica para aceitar íões H⁺, a espécie anfotérica funciona como ácido.

Diapositivo 22

Exemplos de espécies anfotéricas:

Os hidróxidos seguintes são espécies anfotéricas:

Be(OH)₂ Cr(OH)₂
Al(OH)₃ Cu(OH)₂
Sn(OH)₂ Zn(OH)₂
Pb(OH)₂ Cd(OH)₂

Ou as seguintes espécies:

HCO₃⁻ HPO₄²⁻
H₂PO₄⁻

Diapositivo 23

Vantagens da Teoria de Bronsted-Lowry

Os ácidos e as bases podem ser espécies electricamente neutras ou com carga total não nula.

Explica o papel desempenhado pela água nas reacções ácido-base.

Pode ser aplicado a soluções com solventes diferentes da água e até a reacções que ocorrem em fase gasosa ou sólida.

Relaciona os ácidos e as bases com os respectivos pares conjugados e explica as suas forças relativas.

Compara as forças relativas de ácidos e de bases.

Diapositivo 24

Exercícios de aplicação:

Por que razão nunca se encontram íões hidrogénio (H⁺) isolados na água e em qualquer solução aquosa?

Na equação química

$$HCN(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + CN^-(aq)$$

quais são, segundo Bronsted-Lowry:

Os ácidos?
As bases?
Os pares ácido-base conjugados?

Diapositivo 25

Exercícios de aplicação:

Considere a equação química:

$$NH_3(aq) + H_2O(aq) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$$

Faça a representação em notação de Lewis das espécies químicas:

NH₃
NH₄⁺

Identifique, justificando os ácidos e as bases, segundo a teoria de Bronsted-Lowry

Diapositivo 26

Exercícios de aplicação:

Considere as espécies químicas cujas fórmulas são:

HNO₃; OH⁻; HCl; Ba(OH)₂; CN⁻; KOH; NH₄⁺; H₂O; SO₄²⁻; HCOOH

Quais as espécies que são ácidos e quais as que são bases, segundo Arrhenius?

Quais as espécies que, segundo Bronsted, em solução aquosa, se comportam como bases?

Quais as espécies que, podem ser ácidos, segundo a teoria de Bronsted-Lowry? Quais as bases conjugadas desses ácidos?

Diapositivo 27

Força Relativa de Ácidos e Bases

Um ácido é tanto mais forte quanto maior é a sua capacidade de ceder íões H⁺.

A reacção de um ácido forte com a água é praticamente completa.

$$HCl(aq) + H_2O(l) \rightarrow Cl^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

A reacção de um ácido fraco com a água é incompleta.

$$HCN(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons CN^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

Diapositivo 28

Uma base é tanto mais forte quanto maior é a sua facilidade em aceitar íões H⁺.

$$CH_3COOH(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons CH_3COO^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

CH₃COOH tem menos tendência a ceder íão H⁺, a H₂O do que o íão H₃O⁺ a ceder o íão a CH₃COO⁻

Quer dizer: CH₃COOH é um ácido mais fraco do que H₃O⁺

Segundo o mesmo raciocínio, o íão CH₃COO⁻ tem maior capacidade de aceitar o íão H⁺ do que H₂O

Quer dizer, o íão CH₃COO⁻ (íão acetato) é uma base mais forte do que H₂O

Diapositivo 29

Comparação de Forças Relativas entre Pares Ácido – Base.

Quanto mais forte é um ácido, mais fraca é a sua base conjugada.

Quanto mais forte é uma base, mais fraco é o seu ácido conjugado

A um ácido forte corresponde uma base conjugada muito fraca

A uma base forte corresponde um ácido conjugado muito fraco

A um ácido fraco corresponde uma base conjugada fraca

A uma base fraca corresponde um ácido conjugado fraco

Diapositivo 30

Ácido	Base conjugada
HClO ₄ – ácido perclórico	ClO ₄ ⁻ – íão perclorato
HI – ácido iodídrico	I ⁻ – íão iodeto
HBr – ácido bromídrico	Br ⁻ – íão brometo
HCl – ácido clorídrico	Cl ⁻ – íão cloreto
H ₂ SO ₄ – ácido sulfúrico	HSO ₄ ⁻ – íão hidrogenossulfato
HNO ₃ – ácido nítrico	NO ₃ ⁻ – íão nitrato
H ₃ O ⁺ – hidrónio	H ₂ O – água
HSO ₄ ⁻ – íão hidrogenossulfato	SO ₄ ²⁻ – íão sulfato
HF – ácido fluorídrico	F ⁻ – íão fluoreto
HNO ₂ – ácido nitroso	NO ₂ ⁻ – íão nitrato
HCOOH – ácido fórmico	HCOO ⁻ – íão formato
CH ₃ COOH – ácido acético	CH ₃ COO ⁻ – íão acetato
NH ₄ ⁺ – íão amónio	NH ₃ – amoníaco
HCN – ácido cianídrico	CN ⁻ – íão cianeto
H ₂ O – água	OH ⁻ – íão hidróxido
NH ₃ – amoníaco	NH ₂ ⁻ – íão amideto

Aumento da força (seta verde para cima)
Diminuição da força (seta vermelha para baixo)

Diapositivo 31

Ácidos Polipróticos

Exemplos:

$$H_3PO_4(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_2PO_4^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

$$H_2PO_4^-(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons HPO_4^{2-}(aq) + H_3O^+(aq)$$

$$HPO_4^{2-}(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons PO_4^{3-}(aq) + H_3O^+(aq)$$

Diapositivo 32

H₃PO₄ é um ácido mais forte do que H₂PO₄⁻

H₂PO₄⁻ é um ácido mais forte do que HPO₄²⁻

Como aumenta a carga negativa da partícula, é mais difícil "perder" o íão H⁺.

Diapositivo 33

Bases Polipróticas

Há espécies básicas polipróticas que podem aceitar mais do que um próton por molécula

$$PO_4^{3-}(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons HPO_4^{2-}(aq) + OH^-(aq)$$

$$HPO_4^{2-}(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_2PO_4^-(aq) + OH^-(aq)$$

$$H_2PO_4^-(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3PO_4(aq) + OH^-(aq)$$

Diapositivo 34

Constantes de Acidez e de Basicidade

Assim, para a ionização do ácido acético:

$$CH_3COOH(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons CH_3COO^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

a constante de equilíbrio será:

$$K_c = \frac{[CH_3COO^-]_e [H_3O^+]_e}{[CH_3COOH]_e [H_2O]_e}$$

$$K_c [H_2O] = K_a$$

Diapositivo 35

Ionização do amoníaco

$$NH_3(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$$

Diapositivo 36

Naturalmente, K_a é uma medida quantitativa da força do ácido e K_b da força da base.

Quanto mais forte for o ácido, maior é o valor de K_a , porque a reacção directa é mais extensa

Quanto mais forte for a base, maior é o valor de K_b , porque a reacção directa é mais extensa

Diapositivo 37

Podemos resumir do seguinte modo

A constante K_a é uma constante de ionização chamada de constante de acidez e, como todas as outras constantes de equilíbrio já referenciadas, só depende da temperatura

A constante K_b é uma constante de ionização chamada de constante de basicidade e só depende da temperatura

Tanto K_a como K_b podem ser determinadas experimentalmente

Tanto K_a como K_b dependem da temperatura

Diapositivo 38

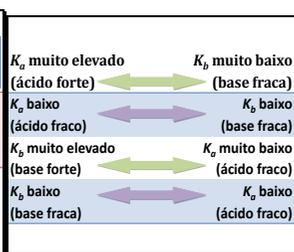
Para ácidos e bases fracos:

K_a e K_b têm sempre valores muito menores que a unidade

Ácidos com valores de K_a mais elevados correspondem a ácidos mais fortes (ionizam-se mais) do que aqueles que têm valores de K_a menores

Bases com valores de K_b mais elevados correspondem a bases mais fortes (ionizam-se/dissociam-se mais) do que aqueles que têm valores de K_b menores

Diapositivo 39



Diapositivo 40

Assim, quanto maior for K_a (mais forte for o ácido), menor o K_b (mais fraca a base conjugada) e vice-versa.

Uma base muito fraca (conjugada de um ácido forte) praticamente não tem capacidade para aceitar prótons da água.

Um ácido muito fraco (conjugado de uma base forte) praticamente não tem capacidade para ceder prótons à água.

Diapositivo 41

Relação entre K_a e K_b de um par ácido-base conjugado.

Consideremos, por exemplo, o par HCN / CN⁻ e as respectivas ionizações:

$$\text{HCN}(aq) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightleftharpoons \text{CN}^-(aq) + \text{H}_3\text{O}^+(aq)$$

$$K_a = \frac{[\text{CN}^-]_e [\text{H}_3\text{O}^+]_e}{[\text{HCN}]_e}$$

Diapositivo 42

$$\text{CN}^-(aq) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightleftharpoons \text{HCN}(aq) + \text{OH}^-(aq)$$

$$K_b = \frac{[\text{HCN}]_e [\text{OH}^-]_e}{[\text{CN}^-]_e}$$

Calculamos $K_a \times K_b$:

$$K_a \times K_b = \frac{[\text{CN}^-]_e [\text{H}_3\text{O}^+]_e}{[\text{HCN}]_e} \times \frac{[\text{HCN}]_e [\text{OH}^-]_e}{[\text{CN}^-]_e}$$

Diapositivo 43

Então:

$$K_a \times K_b = [\text{H}_3\text{O}^+]_e \times [\text{OH}^-]_e$$

Ou seja:

$$K_a \times K_b = K_w$$

Diapositivo 44

Exercícios de aplicação:

Uma solução aquosa tem uma concentração em íons OH⁻ igual a $9,25 \times 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$, à temperatura de 40°C. Esta solução, à temperatura referida, é ácida, básica ou alcalina?

Diapositivo 45

Considerando as constantes de acidez dos seguintes ácidos:

$$K_a(\text{HF})=6,7 \times 10^{-4} ; K_a(\text{HBrO})=2,1 \times 10^{-9}$$

Qual dos ácidos acima indicados é o mais forte?

Coloca por ordem crescente das respectivas forças, as bases conjugadas destes ácidos.



Ficha de Trabalho nº ____ (16/04/2010)
Ácidos e Bases

Nome: _____ Nº ____ Turma ____

1. Escreva os nomes das / substâncias / espécies que a seguir se representam:



2. Escreve as fórmulas das substâncias / espécies cujos nomes se seguem:

- | | |
|----------------------------|----------------------|
| a) hidróxido de cálcio | f) ácido fluorídrico |
| b) sulfureto de hidrogénio | g) ácido cianídrico |
| c) amoníaco | h) ácido fosfórico |
| d) ião hidrogenossulfato | i) ião sulfureto |
| e) ião carbonato | j) ião amónio |

3. Segundo a teoria de Bronsted-Lowry, ácido é uma espécie química que ...

- (A) ... só manifesta as suas propriedades ácidas quando em solução aquosa.
 (B) ... em solução aquosa provoca a formação de iões H_3O^+ .
 (C) ... em solução aquosa capta protões da água.
 (D) ... em solução aquosa cede protões à água.

Indica as afirmações falsas e corrija-as

4. Segundo a teoria Bronsted-Lowry, base é uma espécie que ...

- (A) ... em solução aquosa conduz corrente eléctrica.
 (B) ... cede iões OH^- .
 (C) ... em solução aquosa provoca a formação de iões OH^- .
 (D) ... aceita protões de um ácido.

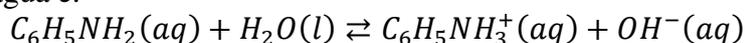
Indica afirmação falsa, justificando.

5. As fórmulas que se seguem representam espécies básicas.



- 5.1. Quais as bases, segundo Arrhenius?
 5.2. Quais as bases na teoria protónica de Bronsted-Lowry?

6. A equação química que traduz a reacção ácido-base da fenilamina ($C_6H_5NH_2$) com a água é:



Indica os pares ácido-base conjugados nesta reacção.

7. As fórmulas seguintes representam espécies químicas.

- | | |
|--------------------------------|--------------------------|
| (A) HClO; | (E) NH_4^+ ; |
| (B) NH_3 ; | (F) NH_2^- ; |
| (C) $\text{Ca}(\text{OH})_2$; | (G) SO_4^{2-} ; |
| (D) H_2SO_4 ; | |

- Identifica as que são ácidos e as que são bases segundo Arrhenius.
- Identifica as que são ácidos e as que são bases segundo Bronsted-Lowry.
- Quais destas espécies químicas podem ser ácidos na teoria de Bronsted-Lowry?
- Indica as bases conjugadas dos ácidos indicados na alínea anterior.

8. Escreve as fórmulas químicas das seguintes substâncias / espécies.

- | | |
|---------------------------|-------------------------------|
| (A) Ácido sulfúrico | (D) Ião hidrogenossulfureto |
| (B) Ácido carbónico | (E) Ião mono-hidrogenofosfato |
| (C) Hidróxido de magnésio | (F) Ião amónio. |

9. Escreve os nomes das substâncias / espécies representadas pelas fórmulas químicas seguintes:

- | | |
|-------------------------------|--------------------------|
| (A) ClO_3^- | (E) HF |
| (B) $\text{Al}(\text{OH})_3$ | (F) HCN |
| (C) H_2SO_3 | (G) H_2S |
| (D) H_2PO_4^- | |

10. Justifique, com um exemplo, a seguinte afirmação: “Uma substância pode não ter grupo OH na sua constituição e, no entanto, ser base segundo Bronsted-Lowry.”

11. Das espécies química que se seguem:

- | | |
|----------------------|--------------------------|
| (A) HClO_4 | (D) H_2O |
| (B) HSO_4^- | (E) PO_4^{3-} |
| (C) NH_3 | |

- 11.1. Indique as que, segundo a teoria de Bronsted-Lowry, podem apresentar:

- comportamento ácido;
- comportamento básico.

- 11.2. Das espécies químicas apresentadas, quais têm características anfotéricas?

		Plano da Aula (7ª)			Ano lectivo: 2009/2010 Turma: A 6ª feira, 07/05/2010
Física e Química A – 11º Ano Unidade Didáctica: Soluções aquosas: Ácidas, Básicas e Neutras Sumário: AL 2.3: “Neutralização: uma reacção ácido-base”					
Subunidades	Conteúdos	Objectivos	Estratégias	Avaliação	Recursos Didácticos
AL 2.3: “Neutralização: Uma reacção ácido-base”	<ul style="list-style-type: none"> • Titulação entre um ácido forte e uma base forte. • Titulado. • Titulante. • Ponto de equivalência. • Ponto final ou termo. • Curva de titulação • Zona de variação brusca de pH. • Indicadores • Método potenciométrico • Método colorimétrico 	<ul style="list-style-type: none"> • Conhecer processos para neutralizar resíduos de ácidos e bases. • Realizar tecnicamente uma titulação. • Seleccionar indicadores adequados à titulação de um ácido forte com uma base forte de acordo com a zona de viragem do indicador e a variação brusca do pH observada na curva de titulação. • Determinar graficamente o ponto final da titulação e compara-lo com o valor teoricamente previsto (ponto de equivalência). • Identificar um ácido forte através da curva de titulação obtida usando uma base forte como titulante. • Identificar uma base forte através da curva de titulação obtida usando um ácido forte como titulante. • Determinar a concentração do titulado a partir dos dados extrapolados da curva de titulação. 	<ul style="list-style-type: none"> • Inicia-se a aula com o PowerPoint®: “Neutralização: reacção ácido-base” (duração aproximada de 15 minutos). • A apresentação é uma breve introdução teórica ao trabalho da aula actividade laboratorial. • Apresentação de uma animação da internet sobre a titulação ácido-base. • http://www.agracadaquimica.com.br/simulacoes/25.swf <ul style="list-style-type: none"> ○ Consultado em 06 de Maio 2010 • Descrevem-se os cuidados e procedimentos a ter em conta, na utilização das buretas • Vigiam-se e observa-se o desempenho dos alunos durante a realização da actividade. 	<ul style="list-style-type: none"> • Participação oral. • Participação escrita. • Interacção entre aluno – aluno. • Interacção entre aluno – professor. • Desempenho na realização da actividade laboratorial. 	<ul style="list-style-type: none"> • Manual adoptado. • Computador. • Projector multimédia. • PowerPoint® • Internet • Animações • Imagens • Quadro • Ficha de trabalho. • Material de laboratório

Diapositivo 1

Diapositivo 2

Diapositivo 3

Diapositivo 4

Diapositivo 5

Diapositivo 6

Diapositivo 7

Diapositivo 8

Diapositivo 9

Diapositivo 10

Diapositivo 11

Diapositivo 12

Diapositivo 13

Internet: <http://www.agracadaquimica.com.br/simulacoes/25.swf>

	Física e Química A Ano Lectivo 2009/2010
FICHA DE TRABALHO LABORATORIAL Nº 14 – 11ªA CLASSIFICAÇÃO: _____	
OBSERVAÇÕES: _____ A PROFESSORA: _____ _____ _____	

Nome _____ Nº ____ Grupo ____ Data __ /Maio/ ____

AL 2.3: “Neutralização: uma reacção ácido-base”

Questões – Problema

- Como neutralizar resíduos de ácidos e bases do laboratório de química da escola?
- Como neutralizar os resíduos de efluentes?
- Como identificar se os resíduos são ácidos ou alcalinos?
- Como determinar a concentração de um ácido ou de uma base?

Questões pré-laboratoriais

1. Estabelece a correspondência entre a coluna da direita com a da esquerda.

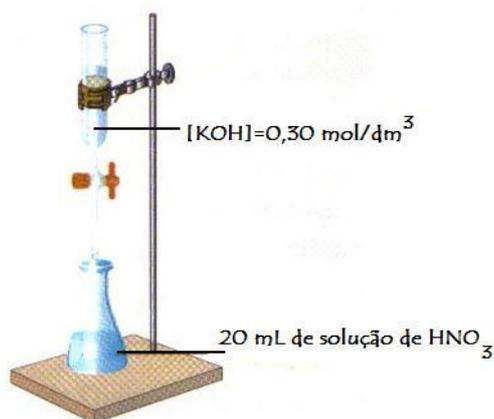
A. Ponto de equivalência	I. Solução de concentração desconhecida.
B. Ponto final	II. Solução padrão
C. Titulante	III. Quando se detecta a mudança de cor de um indicador
D. Titulado	IV. Quando $n_{\text{ácido}}$ é igual a n_{base}

A _____ B _____ C _____ D _____

2. Tratando-se de uma titulação de um ácido forte com uma base forte, que indicador deve ser seleccionado para detectar o ponto final?

Indicador	Zona de viragem
Alaranjado de metilo	2,9 – 4,6
Azul de bromotimol	6,0 – 7,6
Fenolftaleína	8,3 – 10,0

3. A figura representa um processo utilizado para determinar a concentração de uma solução de ácido nítrico.



- 3.1. Classifica, quanto à reacção, o tipo de volumetria.
- 3.2. Escreve a equação química que traduz a reacção.
- 3.3. Qual é a natureza do composto que se forma além da água?
- 3.4. Calcula a concentração do ácido nítrico, sabendo que se gastaram $40,0 \text{ cm}^3$ de solução de hidróxido de potássio.

Trabalho laboratorial

Material

- Bureta de 25,00 mL
- Suporte universal
- Garra
- Pipetas volumétricas de 10,00 mL
- Proveta de 10 mL
- Gobelés
- Funil
- Esguicho
- Placa de agitação com magnete
- Erlenmeyer
- Sensor de pH e LabPro
- Calculadora

Reagentes

- Solução de ácido clorídrico
- Solução de hidróxido de sódio
- Indicador azul de bromotimol
- Água destilada

Segurança / precauções:

- ☠ *Os ácidos podem provocar queimaduras graves pois são corrosivos. Deves evitar o contacto com a pele. Nunca juntes água a um ácido. Na sua diluição, deves juntar sempre o ácido à água e não o contrário.*
- ☠ *Depois de realizada a titulação, lavar de imediato e abundantemente a bureta com água da torneira, dado que o hidróxido de sódio “ataca” o vidro.*

Procedimento e registo de observações/resultados:

- 1º. Verifica se todo o material necessário à realização da experiência está na bancada.
- 2º. Mede com uma proveta, 10 cm^3 de água destilada para o gobelé no qual se vai fazer a titulação.
- 3º. Mede, rigorosamente, com uma pipeta $20,0 \text{ cm}^3$ de solução de HCl adicionar ao gobelé que já contém a água destilada.
- 4º. Junta duas ou três gotas de indicador (azul de bromotimol).
- 5º. Enche a bureta, depois de devidamente preparada, com a solução de hidróxido de sódio.
- 6º. Liga a calculadora ao **LabPro** e ao sensor de pH.

- 7º. Passa o eléctrodo do sensor de pH por água destilada e depois seca com papel.
- 8º. Introduce o eléctrodo do sensor de pH no gobelé que contém o titulado.
- 9º. Na calculadora, pressiona **APPS**, e selecciona o programa **DATAMATE**. Para seleccionar o modo de recolha de dados no ecrã principal, prime **SETUP**; move o cursor para **MODE** e prime **ENTER**; escolhe **EVENTS WITH ENTRY**. Para voltar ao ecrã principal, prime duas vezes **OK**.
- 10º. Antes de iniciar a recolha de dados, liga a placa de agitação, com o respectivo magnete dentro do gobelé que contém o titulado.
- 11º. Para iniciar a recolha de dados prime **START**.
- 12º. Para fazer o registo do valor de pH em função do volume de titulante adicionado, aguarda que o valor de pH estabilize. Prime **ENTER**, regista o valor do volume de NaOH lido na escala da bureta, tendo em conta os algarismos significativos; prime novamente **ENTER** para que a calculadora aceite o valor.
- 13º. Adiciona volumes sucessivos de 0,5 mL de titulante até atingir um volume de 19,0 mL, registando na calculadora o volume de titulante entre cada adição. Para isso, repete o procedimento descrito no 12º ponto.
- 14º. Adiciona cuidadosamente, gota a gota, o titulante registando os valores do volume após cada adição, até se observar uma mudança de cor do titulado. Fecha a torneira da bureta; aguarda que o valor do pH estabilize e regista o volume de NaOH na calculadora.
- 15º. Adicionar volumes sucessivos de 1,0 mL de titulante, até que o valor do pH já não varie significativamente. Fazer o registo de volume de NaOH na calculadora entre cada adição.
- 16º. Premir **STO** para terminar a recolha de dados.
- 17º. Para guardar a experiência, selecciona **SETUP** no ecrã principal do **DATAMATE**, escolhe **SAVE/LOAD**, **SAVE EXPERIMENT**, dá um nome à experiência (que pode ter até 20 caracteres alfanuméricos) e prime **ENTER**.
- 18º. Transferir o gráfico para o computador e imprime de modo a determinar graficamente o ponto de equivalência.

Gráfico:

1. A partir da curva de titulação obtida, determina graficamente o pH no ponto de equivalência e o volume de titulante usado.

pH = _____

Volume de titulante = _____

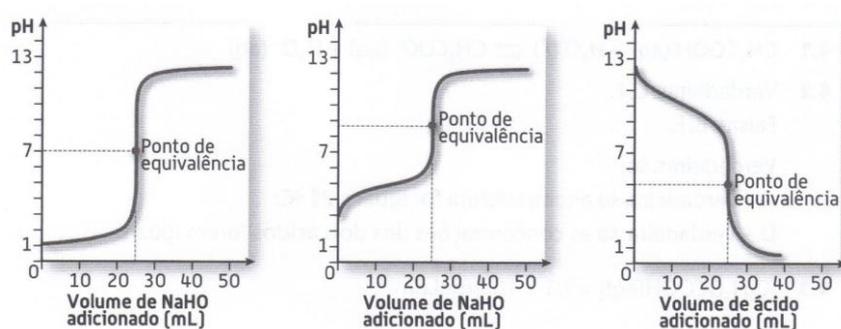
2. Compara o valor do pH no ponto de equivalência com o valor indicado no indicador ácido-base.
3. Calcula a concentração do ácido clorídrico.

Questões pós-laboratoriais

1. Num laboratório de uma escola existe uma lista de reagentes, material e equipamentos disponíveis, a partir da qual um grupo de alunos escolheu o que necessitou para realizar a titulação de uma solução aquosa de ácido clorídrico, HCl . De entre essa lista, o grupo começou por seleccionar a solução padrão de NaOH e o agitador magnético. Foram feitos três ensaios com $15,00 \text{ cm}^3$ da solução aquosa de HCl a titular, tendo sido gastos os volumes seguintes da solução titulante de NaOH:

Ensaio nº 1 (cm ³)	Ensaio nº 2 (cm ³)	Ensaio nº 3 (cm ³)
10,25	10,27	10,20

- 1.1. Indica pelo menos mais quatro elementos da lista que o grupo teve de escolher para realizar, com a maior exactidão possível, a titulação da solução de HCl.
 - 1.2. Calcula a concentração de ácido clorídrico na solução problema, sabendo que a solução padrão de NaOH, titulada, tinha uma concentração 0,221 mol/dm³.
 - 1.3. Qual o valor de pH da solução inicial de ácido clorídrico?
 - 1.4. Qual o carácter da solução do sal existente no ponto de equivalência?
 - 1.5. Se forem adicionados 15 cm³ de água à solução inicial de HCl, antes da titulação, qual o volume de NaOH necessário para atingir o ponto de equivalência? Justifica.
2. As figuras seguintes representam curvas de titulação ácido-base (a 25 °C):



- 2.1. Indica qual o gráfico que corresponde a cada uma das titulações seguintes e justifica a tua resposta:
 - A. Titulação de HCl (aq) com NaOH (aq);
 - B. Titulação de NH₃ (aq) com HBr (aq);
 - C. Titulação de CH₃COOH (aq) com NaOH (aq).
- 2.2. O ponto de equivalência pode ser detectado utilizando um indicador ácido-base. Enuncia os critérios que te permitiriam efectuar essa escolha.

	Física e Química A Ano Lectivo 2009/2010
FICHA DE TRABALHO LABORATORIAL Nº 14 – 11ªA CLASSIFICAÇÃO: _____	
OBSERVAÇÕES: Respostas e Resultados P PROFESSORA: _____	

Nome _____ Nº _____ Grupo _____ Data ___/Maio/ ____

AL 2.3: “Neutralização: uma reacção ácido-base”

Questões – Problema

- Como neutralizar resíduos de ácidos e bases do laboratório de química da escola?
- Como neutralizar os resíduos de efluentes?
- Como identificar se os resíduos são ácidos ou alcalinos?
- Como determinar a concentração de um ácido ou de uma base?

Questões pré-laboratoriais

1. Estabelece a correspondência entre a coluna da direita com a da esquerda.

E. Ponto de equivalência	V. Solução de concentração desconhecida.
F. Ponto final	VI. Solução padrão
G. Titulante	VII. Quando se detecta a mudança de cor de um indicador.
H. Titulado	VIII. Quando $n_{\text{ácido}}$ é igual a n_{base}

A - IV

B - III

C - II

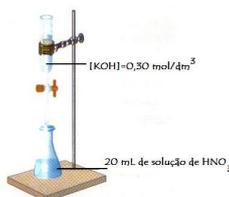
D - I

2. Tratando-se de uma titulação de um ácido forte com uma base forte, que indicador pode ser seleccionado par detectar o ponto final?

Indicador	Zona de viragem
Alaranjado de metilo	2,9 – 4,6
Azul de bromotimol	6,0 – 7,6
Fenolftaleína	8,3 – 10,0

Azul de bromotimol, porque no ponto de equivalência, e a 25 °C, o pH é 7, pois no titulado apenas existe uma solução aquosa de um sal neutro, logo nenhum dos iões sofre hidrólise, pelo que os iões H_3O^+ e OH^- adquirem iguais concentrações.

3. A figura representa um processo utilizado para determinar a concentração de uma solução de ácido nítrico.

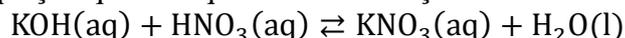


3.1. Classifica, quanto à reacção, o tipo de volumetria.

Trata-se de uma titulação ácido-base. Numa volumetria mede-se rigorosamente, com uma bureta, o volume de uma solução de uma espécie química (titulante) que é

adicionada a uma solução que contém uma outra substância (titulado). As duas espécies químicas reagem, segundo uma equação química de estequiometria bem definida.

3.2. Escreve a equação química que traduz a reacção.



3.3. Qual é a natureza do composto que se forma além da água?

É um sal, nitrato de potássio.

3.4. Calcula a concentração do ácido nítrico, sabendo que se gastaram 40,0 cm³ de solução de hidróxido de potássio.

$$\begin{aligned} n_b &= n_a \\ c_b &= 0,30 \text{ mol/dm}^3 \\ c_b &= \frac{n_b}{V} \Leftrightarrow n_b = c_b \times V = 0,30 \times 40,0 \times 10^{-3} = 0,12 \text{ mol} \\ n_b &= n_a \Leftrightarrow n_b = 0,12 \text{ mol} \Leftrightarrow n_a = 0,12 \text{ mol} \\ c_a &= \frac{n_a}{V} \Leftrightarrow c_a = \frac{0,12}{20,0 \times 10^{-3}} = 0,60 \text{ mol/dm}^3 \end{aligned}$$

Trabalho laboratorial

Material

- Bureta de 25,00 mL
- Suporte universal
- Garra
- Pipetas volumétricas de 10,00 mL
- Proveta de 10 mL
- Gobelés
- Funil
- Esguicho
- Placa de agitação com magnete
- Erlenmeyer
- Sensor de pH e LabPro
- Calculadora

Reagentes

- Solução de ácido clorídrico
- Solução de hidróxido de sódio
- Indicador azul de bromotimol
- Água destilada

Segurança / precauções:

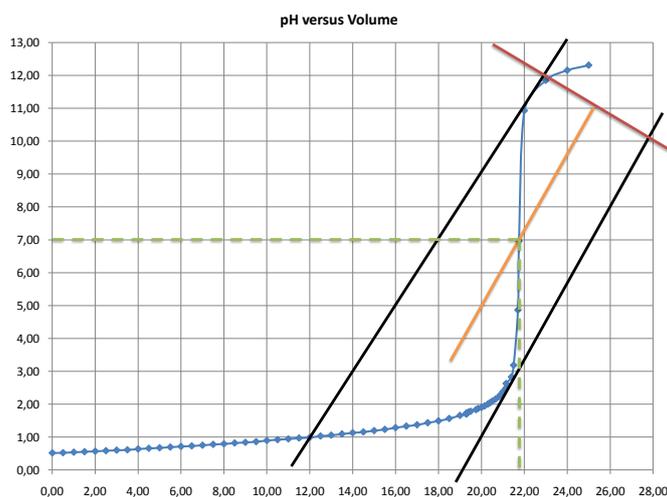
- ☠ *Os ácidos podem provocar queimaduras graves pois são corrosivos. Deves evitar o contacto com a pele. Nunca juntes água a um ácido. Na sua diluição, deves juntar sempre o ácido à água e não o contrário.*
- ☠ *Depois de realizada a titulação, lavar de imediato e abundantemente a bureta com água da torneira, dado que o hidróxido de sódio “ataca” o vidro.*

Procedimento e registo de observações/resultados:

- 1º. Verifica se todo o material necessário à realização da experiência está na bancada.
- 2º. Mede com uma proveta, 10 cm³ de água destilada para o gobelé no qual se vai fazer a titulação.
- 3º. Mede, rigorosamente, com uma pipeta 20,0 cm³ de solução de HCl, adicionar ao gobelé que já contém a água destilada.
- 4º. Junta duas ou três gotas de indicador (azul de bromotimol).
- 5º. Enche a bureta depois de devidamente preparada com a solução de hidróxido de sódio.
- 6º. Liga a calculadora ao **LabPro** e ao sensor de pH.
- 7º. Lava o eléctrodo do sensor de pH por água destilada e depois seca com papel.

- 8º. Introduce o eléctrodo do sensor de pH no gobelé que contém o titulado.
- 9º. Na calculadora pressiona **APPS**, e selecciona o programa **DATAMATE**. Para seleccionar o modo de recolha de dados, no ecrã principal, prime **SETUP**, move o cursor para **MODE** e prime **ENTER**, escolhe **EVENTS WITH ENTRY**. Para voltar ao ecrã principal prime duas vezes **OK**.
- 10º. Antes de iniciar a recolha de dados, liga a placa de agitação, com o respectivo magnete dentro do gobelé que contém o titulado.
- 11º. Para iniciar a recolha de dados prime **START**.
- 12º. Para fazer o registo do valor de pH em função do volume de titulante adicionado, aguarda que o valor de pH estabilize, prime **ENTER**, escreve o valor do volume de NaOH, lido na escala da bureta, tendo em conta os algarismos significativos, prime novamente **ENTER**, para que a calculadora aceite o valor.
- 13º. Adiciona volumes sucessivos de 0,5 mL de titulante até atingir um volume de 19,0 mL, registando, registando na calculadora o volume de titulante entre cada adição. Para isso, repete o procedimento descrito no 12º ponto.
- 14º. Adiciona cuidadosamente, gota a gota, o titulante até observar uma mudança de cor do titulado. Fecha a torneira da bureta e aguarda que o valor do pH estabilize e regista o volume de NaOH na calculadora.
- 15º. Adicionar volumes sucessivos de 1,0 mL de titulante, até que o valor do pH já não varie significativamente. Fazer o registo de volume de NaOH na calculadora entre cada adição.
- 16º. Premir **STO** para terminar a recolha de dados.
- 17º. Para guardar a experiência, selecciona **SETUP** no ecrã principal do **DATAMATE**, escolhe **SAVE/LOAD**, **SAVE EXPERIMENT**, dá um nome à experiência (que pode ter até 20 caracteres alfanuméricos) e prime **ENTER**.
- 18º. Transferir o gráfico para o computador e imprime de modo a determinar graficamente o ponto de equivalência.

Gráfico:



4. A partir da curva de titulação obtida, determina graficamente o pH no ponto de equivalência e o volume de titulante usado.

pH = 7 e Volume de titulante = 21,80 mL
5. Compara o valor do pH no ponto de equivalência com o valor indicado no indicador ácido-base.

O valor do pH no ponto de equivalência é 7 e a zona de viragem do indicador ácido-base é entre 6,0 - 7,6, logo o valor do pH no ponto de equivalência da titulação encontra-se dentro da zona de viragem do indicador ácido-base.

6. Calcula a concentração do ácido clorídrico.

Quando se atinge o ponto de equivalência, $n_{ácido} = n_{base}$, como $c = \frac{n}{V} \Leftrightarrow c \times V = n$

$$c_a V_a = c_b V_b \Leftrightarrow c_a = \frac{c_b V_b}{V_a} \Leftrightarrow$$

$$\Leftrightarrow c_a = \frac{0,115 \times 21,80 \times 10^{-3}}{20,00 \times 10^{-3}} \Leftrightarrow c_a = 0,13 \text{ mol/dm}^3$$

Questões pós-laboratoriais

1. Num laboratório de uma escola existe uma lista de reagentes, material e equipamentos disponíveis, a partir da qual um grupo de alunos escolheu o que necessitou para realizar a titulação de uma solução aquosa de ácido clorídrico, HCl. De entre essa lista, o grupo começou por seleccionar a solução padrão de NaOH e o agitador magnético. Foram feitos três ensaios com 15,00 cm³ da solução aquosa de HCl a titular, tendo sido gastos os volumes seguintes da solução titulante de NaOH:

Ensaio nº 1 (cm ³)	Ensaio nº 2 (cm ³)	Ensaio nº 3 (cm ³)
10,25	10,27	10,20

1.1. Indica pelo menos mais quatro elementos da lista que o grupo teve de escolher para realizar, com maior exactidão possível, a titulação da solução de HCl. Erlenmeyer, pipeta volumétrica de 15,00 cm³, bureta, funil para encher a bureta, suporte universal, indicador ácido-base ou aparelho medidor de pH.

1.2. Calcula a concentração de ácido clorídrico na solução problema, sabendo que a solução padrão de NaOH, titulada, tinha uma concentração 0,221 mol/dm³.

$$c_a V_a = c_b V_b \Leftrightarrow c_a = \frac{c_b V_b}{V_a}$$

$$c_a = \frac{0,221 \times 10,24 \times 10^{-3}}{15,00 \times 10^{-3}}$$

$$[HCl] = 0,151 \text{ mol/dm}^3$$

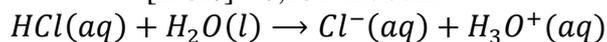
1.3. Qual o valor de pH da solução inicial de ácido clorídrico?

Quando se atinge o ponto de equivalência,

$$n(H^+)_{cedido \text{ pelo ácido}} = n(OH^-)_{cedido \text{ pela base}} \quad c_a V_a = c_b V_b \Leftrightarrow c_a = \frac{c_b V_b}{V_a}$$

$$c_a = \frac{0,221 \times 10,24 \times 10^{-3}}{15,00 \times 10^{-3}}$$

$$[HCl] = 0,151 \text{ mol/dm}^3$$



$c_{inicial} \text{ (mol/dm}^3)$	0,151	0	$1 \times 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$
Variação	-x	+ x	+ x
$C_{final} \text{ (mol/dm}^3)$	$0,151 - x \approx 0$	x	$1 \times 10^{-7} + x = 1 \times 10^{-7} + 0,151 = 0,151$

$$[HCl] = 0,151 \text{ mol/dm}^3$$

Como o ácido clorídrico é um ácido forte, logo a reacção pode considerar-se completa, sendo assim, a concentração do ião H_3O^+ , será:

$$[H_3O^+] = 0,151 \text{ mol/dm}^3$$

$$pH = -\log[H_3O^+] \Leftrightarrow pH = -\log[0,151] \Leftrightarrow pH = 0,82$$

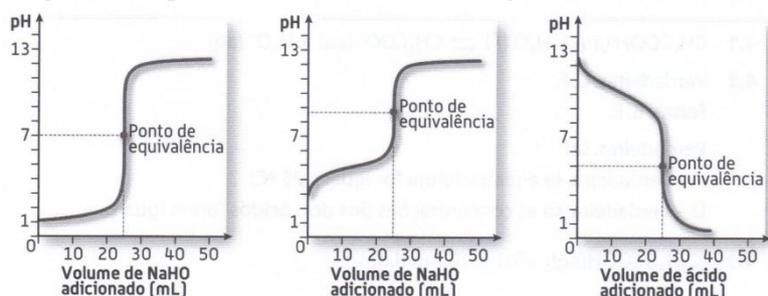
1.4. Qual o carácter da solução do sal existente no ponto de equivalência?

O sal existente em solução é o NaCl (aq). A solução é neutra, uma vez que tanto o Na^+ (aq) como o Cl^- (aq) são neutros sobre o ponto de vista ácido-base, pois estão associados a ácidos e bases muito fortes, isto é, não têm a tendência para captar nem para libertar iões H^+

1.5. Se forem adicionados 15 cm^3 de água à solução inicial de HCl, antes da titulação, qual o volume de NaOH necessário para atingir o ponto de equivalência? Justifica.

O volume de NaOH é o mesmo, uma vez que a adição de água não altera a quantidade de HCl que vai ser titulada.

2. As figuras seguintes representam curvas de titulação ácido-base (a $25^\circ C$):



2.1. Indica qual o gráfico que corresponde a cada uma das titulações seguintes e justifica a tua resposta:

- D.** Titulação de HCl (aq) com NaOH (aq);
- E.** Titulação de NH_3 (aq) com HBr (aq);
- F.** Titulação de CH_3COOH (aq) com NaOH (aq).

A – I: a solução inicial é ácida e o pH no ponto de equivalência é igual a 7.

B – III: a solução inicial é básica e o pH no ponto de equivalência é inferior a 7.

C – II: a solução inicial é ácida e o pH no ponto de equivalência é superior a 7.

2.2. O ponto de equivalência pode ser detectado utilizando um indicador ácido-base.

Enuncia os critérios que te permitiriam efectuar essa escolha.

Um indicador de ácido-base dever ser escolhido de forma que:

- A zona de viragem do indicador esteja integralmente contida na zona de variação brusca de pH verificada na vizinhança do ponto de equivalência.
- O pK_a do indicador seja próximo do pH no ponto de equivalência.

1º QUESTIONÁRIO

Este questionário é para ser respondido na aula de Física e Química A. É anónimo e destina-se a averiguar a tua motivação para a frequência das aulas de Física e Química A.

Tem um tempo de preenchimento máximo de 10 minutos.

Agradecemos desde já a tua disponibilidade.

1. Idade: _____
2. Sexo: F M
3. Agregado familiar: Pai Mãe Irmãos Outros:
4. Escolaridade dos pais:
 - a. Pai: _____
 - b. Mãe: _____
5. Preocupas-te com que os outros pensam das tuas notas? _____
6. Consideras importante tirar boas notas? _____
 - a. Porquê? _____
7. Assinala a opção que considera que melhor se aplica a ti. Estudas porque:
 - a. gostas;
 - b. queres prosseguir estudos;
 - c. os teus pais obrigam;
 - d. os teus pais prometem contrapartidas;
 - e. não tens outras opções.
8. O que é mais importante para ti; tirar boas notas nas disciplinas ou sentires que aprendeste alguma coisa? _____
9. Gostas de aprender assuntos novos? _____
10. Assinala a opção que mais se adequa em relação à tua escolha do Curso Geral de Ciências e Tecnologias do Ensino Secundário.

	Não	Talvez	Sim
10.1 É a base para o curso que quero tirar;			
10.2 No futuro dá-me mais opções de escolha;			
10.3 Na altura da escolha pareceu-me a mais acertada;			
10.4 Escolhi porque os meus amigos o fizeram;			
10.5 Não tinha outras opções.			

11. Se assinalaste *sim* na primeira na opção 10.1, diz qual o curso que pretendes tirar.

12. Caso tenhas respondido *sim* à opção 10.5, assinala a opção que consideras mais adequada, caso tenhas respondido outra, passa à questão 13.

	Não	Talvez	Sim
12.1 As opções de cursos de formação que a escola oferece não me interessavam.			
12.2 Não tinha conhecimento de outros cursos de formação.			
12.3 Não fui devidamente informado(a) que tinha outras opções à escolha.			

13. Assinala a opção que mais se adequa em relação aos trabalhos de casa (TPC). Os TPC ajudam a:

	Não	Talvez	Sim
13.1 compreender a matéria;			
13.2 acompanhar a matéria;			
13.3 identificar as dificuldades.			

14. Assinalas as seguintes opções 1 (Nada) a 5 (Muito). Os trabalhos de casa fazem com que:

	1	2	3	4	5
14.1 acompanhar melhor a matéria;					
14.2 estructure melhor a matéria dada na aula;					
14.3 organize mais eficazmente o que tenho de estudar;					
14.4 gaste menos tempo a estudar para as fichas de avaliação.					

➤ **Nas disciplinas da área de “ciências” (Matemática, Biologia Geologia e Física e Química A) do ano anterior.**

15. Gostavas de:

	Nada	Muito pouco	Satisfatoriamente	Muito
15.1 Discutir assuntos das disciplinas com os colegas?				
15.2 Organizar os teus apontamentos de estudo a partir de notas tiradas na aula ou livro?				
15.3 Ler livros de divulgação científica sobre assuntos relacionados com o que aprendes nas disciplinas de ciência?				
15.4 Aulas expositivas do professor?				
15.5 Fazer gráficos ou outros esquemas?				
15.6 Efectuar cálculos matemáticos?				
15.7 Ver o professor fazer demonstrações?				

15.8 Fazer experiências?				
15.9 Trabalhar em grupo?				
15.10 Fazer relatórios de actividades experimentais?				
15.11 Resolver exercícios na sala de aula?				

➤ **Na aula de Física no ano anterior**

16. Consideras úteis ou não as seguintes actividades na compreensão dos assuntos abordados nas aulas de Física, assinala a opção que mais se adequa:

	Não	Indiferente	Útil	Muito útil
16.1 Fazer diagramas e gráficos para compreenderes a Física.				
16.2 Realizar actividades práticas e/ou laboratoriais.				
16.3 Acompanhar as actividades laboratoriais realizadas pelo professor, como demonstração dos assuntos da aula.				
16.4 Fazer fichas de resolução de problemas.				
16.5 Usar o computador.				

17. Em relação às aulas de actividades práticas e/ou laboratoriais, preenche o quadro seguinte, indicando numa escala de **1 (Nada)** a **5 (Muito)** se essas são úteis para a aprendizagem da Física, porque:

	1	2	3	4	5
17.1. ajudam a clarificar a matéria dada nas aulas;					
17.2. ajudam a compreender a matéria dada nas aulas;					
17.3. despertam o interesse para as matérias dadas nas aulas;					
17.4. permitem trabalhar em grupo;					
17.5. esclarecem os conceitos físicos;					
17.6. é uma forma divertida e interessante de ver a Física.					

18. Numa escala de 1 (*Nunca*) a 5 (*Sempre*) assinala o que consideras que fizeste e aprendeste no 10ºano nas actividades práticas (laboratoriais).

a. Na aula de actividades práticas.

	1	2	3	4	5
a.1. Aprendeste a seleccionar o material de laboratório adequado à actividade experimental.					
a.2. Conseguias fazer a montagem laboratorial a partir de um esquema ou de uma descrição.					
a.3. Identificavas o material e equipamento de laboratório e explicar a sua utilização/função.					
a.4. Manipulavas com correcção e respeito por normas de segurança, material e equipamento.					
a.5. Recolhias, registavas e organizavas dados das observações .					
a.6. Executavas, correctamente as técnicas previamente ilustradas ou demonstradas.					
a.7. Apresentavas os resultados com um número de algarismos significativos compatíveis com as condições da experiência e afectado					

da respectiva incerteza absoluta.						
-----------------------------------	--	--	--	--	--	--

b. Antes e depois da actividade prática.

	1	2	3	4	5
b.1- Planeavas a experiência antes de ir para a aula.					
b.2- Analisavas os dados recolhidos de acordo com a matéria dada.					
b.3- Interpretavas os resultados obtidos e comparando-os com as hipóteses de partida .					
b.4- Discutias os limites de validade dos resultados obtidos respeitantes ao observador, aos instrumentos e à técnica usados.					
b.5- Reformulavas o planeamento de uma experiência a partir dos resultados obtidos.					
b.6- Identificavas parâmetros que afectavam a experiência de modo a não se repetirem ou serem evitados.					
b.7- Justificavas os dados obtidos na experiência quando não correspondiam ao esperado.					
b.8- Elaboravas relatórios da actividade experimental realizada.					
b.9- Cumprias as regras de segurança de pessoas e instalações, armazenamento, manipulação e eliminação de resíduos na aula de actividades experimentais.					

c. Na realização das actividades práticas.

	1	2	3	4	5
c.1- Apresentavam e discutiam na turma as propostas de trabalho e resultados obtidos.					
c.2- Utilizavas vários formatos para aceder e apresentar informação.					
c.3- Reflectiam sobre pontos de vista contrários aos seus.					
c.4- Rentabilizavas o trabalho em equipa através de processos de negociação, conciliação e acção conjunta, com vista à apresentação de um produto final.					
c.5- Assumias responsabilidade nas tuas posições e atitudes.					
c.6- Conciliavas os ritmos de trabalho com os objectivos das actividades.					

FIM

Muito obrigada.
Professora Estagiária Madalena Carvalho

2º QUESTIONÁRIO

Este questionário é para ser respondido na aula de Física e Química A. É anónimo e destina-se a averiguar a tua opinião sobre as aulas de Física que frequentaste no 1º período.

Tem um tempo de preenchimento máximo de 10 minutos.

Agradecemos desde já a tua disponibilidade.

1. Idade: _____
2. Sexo: F M
3. Assinala opções 1 (Nada) a 5 (Muito) que mais se adequa em relação aos trabalhos de casa (TPC). Os TPC ajudaram a:

	1	2	3	4	5
3.1. compreender a matéria;					
3.2 acompanhar a matéria;					
3.3 identificar as dificuldades.					

4. Assinalas as seguintes opções 1 (Nada) a 5 (Muito). Os trabalhos de casa fazem com que:

	1	2	3	4	5
4.1 acompanhar melhor a matéria;					
4.2 estrutura melhor a matéria dada na aula;					
4.3 organize mais eficazmente o que tenho de estudar;					
4.4 gaste menos tempo a estudar para as fichas de avaliação.					

5. Nas aulas de Física.

- 5.1 Gostaste de:

	Nada	Muito pouco	Satisfatoriamente	Muito
5.1.1 Discutir assuntos das disciplinas com os colegas?				
5.1.2 Organizar os teus apontamentos de estudo a partir de notas tiradas na aula ou livro?				
5.1.3 Ler livros de divulgação científica sobre assuntos relacionados com o que aprendes nas disciplinas de ciência?				
5.1.4 Aulas expositivas do professor?				
5.1.5 Fazer gráficos ou outros esquemas?				
5.1.6 Efectuar cálculos matemáticos?				
5.1.7 Ver o professor fazer demonstrações?				
5.1.8 Fazer experiências?				
5.1.9 Trabalhar em grupo?				
5.1.10 Fazer relatórios de actividades experimentais?				
5.1.11 Resolver exercícios na sala de aula?				

6. Nas aulas de Física no 1º período

- a. Consideraste úteis ou não as seguintes actividades na compreensão dos assuntos abordados nas aulas de Física, assinala a opção que mais se adequa:

	Não	Indiferente	Útil	Muito útil
6.1.1 Fazer diagramas e gráficos para compreenderes a Física.				
6.1.2 Realizar actividades práticas e/ou laboratoriais.				
6.1.3 Acompanhar as actividades laboratoriais realizadas pelo professor, como demonstração dos assuntos da aula.				
6.1.4 Fazer fichas de resolução de problemas.				
6.1.5 Apresentações em PowerPoint feitas pelo professor				
6.1.6 Programas de simulações de experiências ou animações exemplificativas.				

7. Em relação às aulas de actividades práticas e/ou laboratoriais, preenche o quadro seguinte, indicando numa escala de **1 (Nada)** a **5 (Muito)** se essas são úteis para a aprendizagem da Física, porque:

	1	2	3	4	5
7.1. ajudam a clarificar a matéria dada nas aulas;					
7.2. ajudam a compreender a matéria dada nas aulas;					
7.3. despertam o interesse para as matérias dadas nas aulas;					
7.4. permitem trabalhar em grupo;					
7.5. esclarecem os conceitos físicos;					
7.6. é uma forma divertida e interessante de ver a Física.					

8. Numa escala de 1 (*Nunca*) a 5 (*Sempre*) assinala o que consideras que fizeste e aprendeste nas actividades práticas (laboratoriais).

- d. Na aula de actividades práticas.

	1	2	3	4	5
a.1. Identificaste o material e equipamento de laboratório e explicar a sua utilização/função.					
a.2. Manipulaste com correcção e respeito por normas de segurança, material e equipamento.					
a.3. Recolheste, registaste e organizaste dados das observações .					
a.4. Executaste, correctamente as técnicas previamente ilustradas ou demonstradas.					
a.5. Apresentaste os resultados com um número de algarismos significativos compatíveis com as condições da experiência e afectado da respectiva incerteza absoluta.					

- b. Antes e depois da actividade prática.

	1	2	3	4	5
b.1- Planeaste a experiência antes de ir para a aula.					
b.2- Analisaste os dados recolhidos de acordo com a matéria dada.					

b.3- Interpretaste os resultados obtidos e comparando-os com as hipóteses de partida .						
b.4- Discutiste os limites de validade dos resultados obtidos respeitantes ao observador, aos instrumentos e à técnica usados.						
b.5- Reformulaste o planeamento de uma experiência a partir dos resultados obtidos.						
b.6- Identificastes parâmetros que afectavam a experiência de modo a não se repetirem ou serem evitados.						
b.7- Justificaste os dados obtidos na experiência quando não correspondiam ao esperado.						
b.8- Elaboraste relatórios da actividade experimental realizada.						

c. Na realização das actividades práticas.

	1	2	3	4	5
c.1- Apresentaste e discutiste na turma as propostas de trabalho e resultados obtidos.					
c.2- Utilizaste vários formatos para aceder e apresentar informação.					
c.3- Reflectiste sobre pontos de vista contrários aos seus.					
c.4- Rentabilizaste o trabalho em equipa através de processos de negociação, conciliação e acção conjunta, com vista à apresentação de um produto final.					
c.5- Assumiste responsabilidade nas tuas posições e atitudes.					
c.6- Conciliaste os ritmos de trabalho com os objectivos das actividades.					

d. Classifica as afirmações seguintes de 1 (mau ou pouco) a 5 (bom a muito).

	1	2	3	4	5
d.1- Gostei das aulas de Física de exposição de matéria.					
d.2- Gostei da forma como as aulas de actividades práticas de Física foram organizadas.					
d.3- O meu interesse pela Física aumentou					
d.4- Aprendi nas aulas de actividades práticas.					
d.5- Tenho de fazer um esforço de compreensão nas aulas de Física.					
d.6- Frequentemente não sei o que se espera que faça nas aulas de Física.					

➤ As aulas de física contribuíram para aumentar as minhas expectativas de:

	1	2	3	4	5
a. estudar mais ciência					
b. estudar ciência na universidade					
c. trabalhar em ciência					
d. ser professor de ciências					
e. seguir uma carreira profissional na área das tecnologias					
f. ser cientista					

➤ A ciência e a tecnologia:

	1	2	3	4	5
a. são importantes para a sociedade					
b. facilitam as nossas vidas e mais confortáveis.					
c. os benefícios são maiores do que os malefícios.					
d. ajudam ao desenvolvimento dos países					
e. estão acontecer coisas excitantes na ciência e na tecnologia.					

FIM

Muito obrigada.
Professora Estagiária Madalena Carvalho

Teste diagnóstico

Nome: _____ Número: _____; Data: ____/____/____

1. Classifica as seguintes frases como verdadeiro ou falso no caso de não souberes classificar preenche a coluna não sei.

	Verdadeiro	Falso	Não sei
1.1. O sabor dos ácidos é amargo e apimentado.			
1.2. Todas as substâncias com cheiros fortes e marcados são ácidos.			
1.3. Todos os ácidos são fortes e “poderosos”.			
1.4. As substâncias ácidas não podem ser ingeridas.			
1.5. As substâncias que provocam queimaduras são todas ácidas.			
1.6. Os ácidos têm $\text{pH} < 7$.			
1.7. Os frutos são alcalinos.			
1.8. Os ácidos fortes originam soluções de pH mais elevado do que ácidos fracos.			
1.9. Todos os ácidos fortes são ácidos concentrados.			
1.10. Todos os ácidos e bases são perigosos e fazem mal.			
1.11. A reacção de um ácido qualquer com uma base qualquer origina sempre soluções neutras.			
1.12. Soluções com diferentes valores de pH têm cores diferentes.			
1.13. O pH é uma medida da acidez.			
1.14. Soluções aquosas de sais não têm valor de pH.			

2. O que entendes por substância com propriedades ácidas e quais as suas características?

3. O que entendes por substância com propriedades básicas e quais as suas características?

4. Em que estados físicos se podem encontrar substância que quando colocadas em solução dão origem a soluções:

	Gasoso	Líquido	Sólido
ácidas			
básicas			

5. Indica três exemplos de ácidos que utilizas no:

a. dia-a-dia

- i. _____
 ii. _____
 iii. _____

- b. laboratório de química.
- i. _____
 - ii. _____
 - iii. _____

6. Indica três exemplos de bases que utilizas no:

- a. dia-a-dia
- i. _____
 - ii. _____
 - iii. _____

- b. laboratório de química.
- i. _____
 - ii. _____
 - iii. _____

7. Explica por que motivo se usa indicadores em soluções ácidas e básicas no laboratório de química.

8. Comenta a seguinte afirmação: “todos os compostos químicos que têm hidrogénio na sua composição são ácidos.”

9. Considera as seguintes soluções. Indica justificando, em cada caso:

Soluções	pH
A	1
B	3
C	10
D	7
E	9,2
F	7,8
G	8,5
H	6,5

a. as soluções ácidas;

b. as soluções básicas

c. a solução mais ácida

d. a solução mais básica

e. a solução neutra

10. Classifica *seguintes frases como verdadeiras ou falsas. Caso não saibas responder assinala a coluna “não sei”.*

	Verdadeiro	Falso	Não sei
10.1. Algumas soluções aquosas são bases fortes, porque:			
a. têm uma grande concentração de iões metálicos.			
b. têm uma grande concentração em iões H^+ .			
c. os seus iões estão pouco dissociados.			
d. têm uma grande concentração de iões OH^- .			

11. Escreve a equação química que traduz a reacção da dissociação ou da ionização das seguintes substâncias em solução aquosa:

- a. NaOH;
- b. HNO_3 ;
- c. $Ca(OH)_2$;
- d. HCl;
- e. $Al_2(SO_4)_3$;
- f. H_2S ;
- g. NaBr;
- h. KNO_3 ;
- i. NaCl;
- j. Na_2SO_4 .

12. Quantos iões se formam quando se dissocia 1 mole de hidróxido de sódio?

Teste diagnóstico

Nome: _____ Número: _____; Data: ____/____/____

- 13.** Classifica os seguintes materiais da vida quotidiana em ácidos, bases ou neutros no caso de não souberes classificar preenche a coluna não sei.

Materiais	Características dos materiais			
	Ácido	Base	Neutro	Não sei
Sumo de laranja				
Vinagre				
Bebidas com gás				
Citrinos				
Coca-Cola				
Limonada				
Água da chuva				
Leite				
Café				
Vitamina C				
Vinho				
Elixir oral				
Sabão				
Aspirina				
Detergentes				
Cerveja				

CD

CD contém documentos elaborados para as aulas da componente de:

- Física
- Química

as páginas de internet acedidas entre Setembro de 2009 a Junho de 2010.

Também contém os Projectos de Investigação Educacional I e II e o Relatório de Estágio.