

**ENSINO ARTÍSTICO ESPECIALIZADO
ARTES VISUAIS E AUDIOVISUAIS**

CURSO DE CONSERVAÇÃO E RESTAURO DO PATRIMÓNIO

Componente de Formação Técnica-Artística

PROGRAMA

Física e Química Aplicadas

**Opção de Oferta de Escola
Instituto das Artes e da Imagem**

11º E 12º ANOS

**Autora
Francisca de Sousa**

2007

ÍNDICE

Página

1. Introdução	3
2. Apresentação	4
2.1. Finalidades	4
2.2. Objectivos	5
2.3. Visão Geral dos Temas/Conteúdos	6
2.4. Sugestões Metodológicas Gerais	7
2.5. Competências	8
2.6. Recursos	9
2.7. Avaliação	11
3. Desenvolvimento	12
Gestão da carga horária	12
11º Ano	
Componente de Química:	
Tema 1 – Materiais: diversidade e constituição	13
Tema 2 – Reacções químicas	19
Tema 3 – Água	26
Componente de Física:	
Tema 1 – Radiação e matéria	48
12º Ano	
Componente de Química:	
Tema 1 – Tintas, corantes e vernizes	53
Tema 2 – Metais e ligas metálicas	63
Tema 3 – Polímeros sintéticos	69
Tema 4 – Biomoléculas	77
Tema 5 – Cerâmicas	80
Tema 6 – Madeiras e têxteis	85
Componente de Física:	
Tema 1 – Propriedades da matéria.	87
4. Fontes	95

1. INTRODUÇÃO

A inclusão da disciplina de Física e Química Aplicadas no Curso de Conservação e Restauro do Património justifica-se pelo facto de serem ciências naturais empíricas cujo principal objectivo é explicar a estrutura e fenómenos naturais, usando informação recolhida na natureza através de métodos experimentais e modelos matemáticos.

Assim, o papel desta disciplina é determinante para que os alunos adquiram uma cultura científica, competências e conhecimentos que os habilitem a uma melhor compreensão das práticas e tecnologias inerentes às actividades de índole técnico/artística e, como tal, a uma melhor inserção no mundo do trabalho, bem como no prosseguimento dos estudos no ensino superior.

Na elaboração do programa de Física e Química Aplicadas houve a preocupação de contemplar competências e conhecimentos específicos, de forma a integrá-los com os saberes das outras disciplinas de componente técnica/artística. Isto proporcionará aos alunos conhecimentos de Física e Química úteis para a compreensão e explicação de situações técnico-artísticas, o que contribuirá, certamente, para uma maior motivação para o seu estudo. Os temas seleccionados procuram responder às necessidades de formação dos alunos do Curso de Conservação e Restauro do Património. A nível curricular, o estudo destes temas é realçado pela importância que eles têm nos domínios profissionais que muitos destes alunos poderão vir a prosseguir, pelo que, tal estudo poderá ser considerado uma mais-valia formativa.

As actividades praticas de sala de aula ou de laboratório devem ser entendidas como vias para alcançar aprendizagens específicas e não, como algo que se executa após o desenvolvimento dos temas num formato expositivo. O êxito das tarefas na sala de aula depende do trabalho prévio e da reflexão posterior com vista à consolidação de aprendizagens, esperando-se que os alunos, consigam ir mais fundo no tratamento das situações-problema e sejam céleres nos ritmos de aprendizagem.

Prevêem-se, em cada ano (33 semanas), um total de 60 aulas (90 minutos cada), incluindo aulas teórico-práticas e laboratoriais, ficando as restantes 6 para avaliação.

2. APRESENTAÇÃO

2.1. Finalidades

As finalidades da disciplina de Física e Química Aplicadas são:

- Promover a observação e análise de fenómenos contemporâneos em ambientes operativos técnico/artísticos, numa perspectiva de desenvolvimento sustentado;
- Discutir conceitos, processos e inter-relações da Física e da Química e destas com outros ramos dos saberes na área das artes, proporcionando os instrumentos de aprendizagem que permitam desenvolver uma interdisciplinaridade adequada;
- Proporcionar conhecimentos básicos e o desenvolvimento de capacidades para explicar fenómenos e aplicar os conhecimentos científicos associados às diferentes actividades de índole tecnológica e artística;
- Promover a utilização da linguagem científica rigorosa e adequada a cada contexto técnico/artístico;
- Promover a aquisição de competências, atitudes e conhecimentos científicos que contribuam para o desenvolvimento da criatividade e da curiosidade científico/tecnológica;
- Desenvolver capacidades de resolução de problemas práticos e da aplicação dos conhecimentos a novas situações;
- Estimular nos alunos a aquisição de comportamentos e competências que possibilitem uma integração consciente e dinâmica da ciência, da tecnologia, da arte, da sociedade e do ambiente;
- Desenvolver capacidades de avaliação de situações com vista a uma tomada de decisões informada, que valorize o ponto de vista científico;
- Contribuir para o desenvolvimento, nos alunos, de uma cidadania orientada para a aquisição de opiniões científicas próprias, devidamente fundamentadas e respeitando a opinião dos outros;
- Contribuir para o desenvolvimento de alunos participativos, responsáveis e críticos com influência e profissionalismo científico em actividades culturais e artísticas, em sociedades democráticas que respeitem os direitos humanos.

2.2. Objectivos

Os objectivos gerais de aprendizagem que se pretende que o aluno, que frequenta o Curso de Conservação e Restauro do Património, atinja na disciplina de Física e Química Aplicadas, são:

- Conhecer fenómenos, conceitos, processos e inter-relações da Física e da Química nas áreas específicas da Conservação e Restauro;
- Demonstrar capacidades e competências para explicar fenómenos;
- Aplicar os conhecimentos científicos adquiridos nas diferentes actividades de índole tecnológica e artística;
- Planear, realizar e interpretar actividades prático-experimentais;
- Usar correctamente instrumentos de medida e abordar erros e incertezas experimentais;
- Construir tabelas de resultados e interpretar gráficos que expliquem fenómenos ou comportamentos de materiais;
- Resolver problemas práticos e de aplicação dos conhecimentos a novas situações;
- Evidenciar uma linguagem científica rigorosa em cada contexto científico, técnico e artístico;
- Evidenciar competências, atitudes e conhecimentos científicos de forma criativa e empreendedora;
- Integrar de forma consciente os conhecimentos adquiridos na perspectiva da ciência, da tecnologia, da arte, da sociedade e do ambiente;
- Evidenciar capacidades de avaliação de situações com vista a uma tomada de decisões informada, que valorize o ponto de vista científico;
- Debater assuntos científicos, técnicos e artísticos, evidenciando opiniões científicas próprias, devidamente fundamentadas e respeitar as opiniões dos outros;
- Envolver-se de forma participativa, responsável e crítica, evidenciando profissionalismo científico e respeitando os direitos humanos.

2.3. Visão Geral dos Temas / Conteúdos

11º Ano

Componente de Química

Tema 1 – Materiais: diversidade e constituição

Tema 2 – Reacções químicas

Tema 3 – Água

Componente de Física

Tema 1 – Radiação e matéria

12º Ano

Componente de Química

Tema 1 – Tintas, corantes e vernizes

Tema 2 – Metais e ligas metálicas

Tema 3 – Polímeros sintéticos

Tema 4 – Biomoléculas

Tema 5 – Cerâmicas

Tema 6 – Madeiras e têxteis

Componente de Física

Tema 1 – Propriedades da matéria

2.4. Sugestões Metodológicas Gerais

Para que o processo ensino/aprendizagem resulte com eficácia, há que provocar nos alunos atitudes e comportamentos que conduzam a uma aprendizagem interactiva e efectiva, com o saber e o conhecimento científico, fornecendo-lhes instrumentos adequados para a integração na prática da Conservação e Restauro.

Nesta perspectiva a utilização de estratégias diversificadas no decurso das aulas, promove uma aprendizagem activa que contribui, de forma decisiva, para se atingir os objectivos gerais propostos para a disciplina de Física e Química Aplicadas.

O professor deve adoptar uma metodologia centrada na resposta a questões concretas relacionadas com a Conservação e Restauro. As temáticas deverão ser abordadas quer através de aulas baseadas em questões, quer através de trabalho experimental. Na consolidação das aprendizagens e desenvolvimento das temáticas devem ser adoptadas estratégias como aulas expositivas/interactivas, visitas de estudo, vídeos e outras formas de informação.

O professor deve procurar desenvolver nos alunos capacidades de intervenção na aula, quer individual, quer através de trabalhos de grupo. Deste modo as actividades experimentais são um contributo muito importante no desenvolvimento da autonomia e de atitudes participativas, devendo ser sempre exigido o relatório dessas actividades. Os trabalhos de pesquisa sobre os diversos temas constituem também uma forma de participação extremamente valiosa, sobretudo se o professor promover a apresentação e debate desses trabalhos na aula. Através desses trabalhos deve incentivar-se os alunos para que se expressem numa linguagem científica correcta.

É desejável que o professor incuta nos alunos a curiosidade científica, que os motive a ler artigos de revistas, de jornais e de livros de divulgação científica e que os sensibilize para a participação em colóquios, conferências e seminários, bem como para actividades culturais.

2.5. Competências

Na disciplina de Física e Química Aplicadas, o alunos deve ser capaz de:

- Compreender e integrar conceitos e teorias da Física e da Química com saberes do domínio técnico/artístico;
- Interpretar e aplicar linguagem e códigos científicos da Química e da Física em domínios tecnológicos;
- Aplicar conceitos e teorias científicas na resolução de questões específicas do Curso de Conservação e Restauro;
- Conhecer os materiais através das suas propriedades e das grandezas que os definem, de forma a possibilitar a sua utilização criativa e eficiente em situações praticas das disciplinas da componente técnica/artística;
- Pesquisar, analisar, sintetizar, organizar e apresentar escrita e oralmente conhecimentos e informação recolhida;
- Trabalhar individualmente e em grupo;
- Manipular correcta e adequadamente as TIC como suporte do tratamento da informação e dos resultados de actividades prático/experimentais.

2.6. Recursos

Os recursos essenciais para garantir um maior envolvimento do aluno no processo ensino/aprendizagem, são:

- Material e equipamento do laboratório de Química:
 - Material de vidro (goblés, provetas, tubos de ensaio, balões volumétricos, funis, varetas, vidros de relógio, matrizes, buretas, pipetas, coluna cromatográfica...)
 - Outro material de laboratório (esguichos, espátulas, almofariz com pilão, cápsulas de porcelana...)
 - Balança semi-analítica automática
 - Termómetros
 - Medidor de PH e condutímetro
 - Colorímetro
 - Placa de aquecimento com agitador magnético
 - Mufla
 - Refractómetro
- Material e equipamento do laboratório de Física:
 - Fonte de luz branca
 - Prisma óptico (Prisma de Newton)
 - Disco de Newton
 - Feixes de luz monocromáticos
 - *Palmer* e craveira
 - Amperímetro, voltímetro e fios condutores de ligação
 - Fonte de alimentação / gerador electroquímico

- Meios audiovisuais diversificados:
 - Retroprojector
 - Equipamento para projecção de filmes
 - Computadores e software educacional adequado

- Biblioteca/centro de recursos:
 - Livros didácticos e científicos
 - Revistas de divulgação científica, técnica e artística
 - Filmes relativos aos conteúdos leccionados

2.7. Avaliação

A avaliação constitui, para o professor, um auxiliar precioso para aferir as estratégias adoptadas e constatar se os objectivos propostos foram atingidos. Permite, de igual modo, que o aluno consciencialize em cada momento o seu progresso na aprendizagem.

Deste modo, pretende-se avaliação formativa e sumativa. A avaliação formativa advém da interacção professor/aluno. Consiste na constante recolha e tratamento de dados, relativos aos vários domínios da aprendizagem, que revelam os conhecimentos e competências adquiridas, bem como as capacidades e atitudes desenvolvidas, e permite a ambos, professor e aluno, qualificar o desenvolvimento nessas aprendizagens. A avaliação sumativa traduz e quantifica a evolução do aluno na disciplina, devendo ser localizada no tempo, conforme o critério do professor. Consiste na formulação de um juízo globalizante sobre o grau de desenvolvimento dos conhecimentos e competências, capacidades e atitudes do aluno.

Neste sentido sugere-se que se considerem os seguintes elementos e instrumentos de avaliação:

- Testes de avaliação de carácter escrito;
- Relatórios das actividades práticas e laboratoriais realizadas;
- Fichas de trabalho realizadas durante a aula;
- Trabalhos de projecto e de pesquisa;
- Trabalhos de casa e trabalhos de grupo (dentro e fora da aula);
- Intervenções e participação na sala de aula;
- Comportamentos e atitudes demonstradas.

3. DESENVOLVIMENTO

GESTÃO DA CARGA HORÁRIA (tempos lectivos de 90 minutos)

11º Ano

	Temas / Conteúdos	Gestão da carga horária
Componente de Química	Tema 1 – Materiais: diversidade e constituição Tema 2 – Reacções químicas Tema 3 – Água	12 Tempos lectivos 10 Tempos lectivos 26 Tempos lectivos
Componente de Física	Tema 1 – Radiação e matéria	12 Tempos lectivos
	Avaliação	6 Tempos lectivos

12º Ano

	Temas / Conteúdos	Gestão da carga horária
Componente de Química	Tema 1 – Tintas, corantes e vernizes Tema 2 – Metais e ligas metálicas Tema 3 – Polímeros sintéticos Tema 4 – Biomoléculas Tema 5 – Cerâmicas Tema 6 – Madeiras e têxteis	12 Tempos lectivos 10 Tempos lectivos 8 Tempos lectivos 6 Tempos lectivos 8 Tempos lectivos 6 Tempos lectivos
Componente de Física	Tema 1 – Propriedades da matéria	10 Tempos lectivos
	Avaliação	6 Tempos lectivos

11º ANO

COMPONENTE DE QUÍMICA

Tema 1 – Materiais: diversidade e constituição

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ACTIVIDADES	CARGA HORÁRIA
<p>Introdução</p> <p>A Química na Arte e no Restauro:</p> <ul style="list-style-type: none"> - Importância da Química na arte e no restauro; - Materiais usados em arte e em restauro e sua classificação. <p>1.1. Diversidade dos materiais</p> <ul style="list-style-type: none"> • Materiais naturais e materiais sintéticos • Substâncias e misturas • Misturas homogêneas e heterogêneas • Soluções <ul style="list-style-type: none"> - Definição - Constituição: soluto(s) e solvente - Soluções aquosas e não aquosas 	<ul style="list-style-type: none"> • Explicitar a origem natural ou sintética de alguns materiais de uso corrente e de uso em arte e restauro. • Descrever a constituição de materiais, em termos de substâncias que podem existir isoladas umas das outras ou formando misturas. • Caracterizar uma mistura pela combinação de substâncias constituintes e pelo aspecto macroscópico uniforme (mistura homogênea) ou não uniforme (mistura heterogênea) que podem apresentar. • Classificar a composição das substâncias como simples (formadas por um único elemento químico) ou compostas (se formadas por dois ou mais elementos químicos). • Associar solução à mistura homogênea, de duas ou mais substâncias em que uma se designa por solvente (fase dispersante) e a(s) outra(s) por soluto(s) (fase dispersa). • Interpretar solvente como a fase dispersante que tem como características apresentar o mesmo estado físico da solução ou ser o componente em maior quantidade de substância. • Interpretar soluto como a fase dispersa que não apresenta o mesmo estado físico da solução ou que existe em menor quantidade. 	<p>Actividades de sala de aula:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Análise de rótulos de produtos comerciais para a identificação e interpretação da simbologia química quando utilizada; 2. Análise de uma lista de vários materiais, usados em conservação e restauro (por exemplo: argamassas, materiais pétreos, madeira, cloreto de sódio, metais, tinta, álcool etílico, papel, granito, algodão) com vista à identificação dos que são substâncias, misturas heterogêneas e soluções. <p>Actividade laboratorial</p>	<p>1 Tempo lectivo</p> <p>3 Tempos lectivos</p>

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ACTIVIDADES	CARGA HORÁRIA
<ul style="list-style-type: none"> Colóides <ul style="list-style-type: none"> - Definição - Constituição (disperso e dispersante) - Classificação de colóides: gel, sol, emulsão e espumas – Aplicação - Colóides reversíveis e colóides irreversíveis - Colóides e suas propriedades <ul style="list-style-type: none"> - Movimento browniano - Efeito Tyndall Suspensões <ul style="list-style-type: none"> - Definição - Constituição (disperso e dispersante) Soluções verdadeiras, colóides e suspensões: uso em restauro 	<ul style="list-style-type: none"> Caracterizar o estado coloidal pela existência de partículas dispersas numa outra fase, que é geralmente contínua, e pelas dimensões do disperso que variam entre 10^{-9} e 10^{-6}m. Relacionar o estado coloidal com algumas propriedades dos materiais: viscosidade, plasticidade, elasticidade, retenção de água e coesão. Descrever as propriedades que caracterizam o estado coloidal, nomeadamente o movimento browniano e o efeito de Tyndall. Explicitar a utilização de colóides na produção de alguns materiais de construção civil (tintas, vernizes e cimentos) e na indústria têxtil (lã, seda, linho e algodão). Caracterizar as suspensões pelas partículas dispersas numa outra fase, que é geralmente contínua, e pelas dimensões do disperso cujo diâmetro é superior a 1 micrómetro. Interpretar a importância das soluções, colóides e suspensões, em Conservação e Restauro. 	<p>AL 1 – Colóides e suas propriedades.</p> <p>Objectivos: preparar colóides; distinguir solução de colóide; observar as suas propriedades; interpretar o comportamento de soluções e de colóides face à incidência de luz branca.</p> <p>Sugestões: preparação de uma dispersão coloidal de ferro (III) a partir de uma solução saturada de cloreto de ferro (III).</p> <p>Material e equipamento: bico de Bunsen, fonte de luz branca, goblé 50 ml, proveta 10 ml, tubos de ensaio.</p> <p>Reagentes: solução saturada de cloreto de ferro (III) e água.</p> <p>Sugere-se a organização de:</p> <ul style="list-style-type: none"> - Uma tabela com o registo das observações efectuadas para os tubos A e B da experiência; - Uma tabela com as características e propriedades de um sol e de um gel, utilizando exemplos usados em conservação e restauro. 	1 Tempo lectivo para a actividade laboratorial AL1

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ACTIVIDADES	CARGA HORÁRIA
1.2. Constituição da matéria <ul style="list-style-type: none"> • O átomo: Modelos atómicos. Constituição do átomo • Símbolos químicos • Unidades estruturais. Fórmulas químicas • Estados de agregação • Mudanças de estado 	<ul style="list-style-type: none"> • Reconhecer que a representação da unidade estrutural é a representação química da substância e que as u.e. podem ser átomos, moléculas ou grupos de iões. • Assumir o conceito de átomo como central para a explicação da existência das moléculas e dos iões. • Descrever o modelo actual (muito simplificado) para o átomo como aquele que admite ser este constituído por um núcleo (com protões e neutrões) e electrões girando em torno do núcleo e que no conjunto o átomo é electricamente neutro por ter número de protões igual ao número de electrões. • Interpretar a carga de um ião como a diferença entre o número de electrões que possui e o número de electrões correspondentes ao total dos átomos que o constituem (cada electrão a mais atribui-lhe uma carga negativa: cada electrão a menos atribui-lhe uma carga positiva). • Explicitar que a mudança de estado físico de uma substância não altera a natureza dessa substância e que se mantém a unidade estrutural. 	<p>Actividade de sala de aula:</p> <p>3. Escrita de fórmulas químicas simples, consultando tabela de iões e a Tabela Periódica.</p>	2 Tempos lectivos

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ACTIVIDADES	CARGA HORÁRIA
<p>1.3. Composição quantitativa</p> <ul style="list-style-type: none"> Quantidade de substância: Mole; Massa molar Composição quantitativa de uma solução: <ul style="list-style-type: none"> Concentração mássica (g/l); Concentração molar (mol/l); Percentagem em massa (% m/m); Percentagem em volume (% V/V); Partes por milhão (ppm). Condutividade de soluções. <ul style="list-style-type: none"> Soluções condutoras e não condutoras. Electrólitos Proporcionalidade entre a condutividade e a concentração de soluções Soluções e sua diluição. Factor de diluição 	<ul style="list-style-type: none"> Compreender e utilizar o conceito de Mole. Resolver problemas envolvendo o cálculo de mole e de massa molar. Explicitar a composição quantitativa de uma solução em termos de concentração mássica cuja unidade SI é kg/m^3, embora também se utilize g/cm^3 e em termos de concentração molar cuja unidade SI é mol/dm^3. Descrever a composição quantitativa de uma solução em termos de percentagem em volume, percentagem em massa e partes por milhão. Associar factor de diluição à razão entre o volume final da solução diluída e o volume inicial da solução de partida. Indicar algumas situações laboratoriais de utilização do factor de diluição para a preparação de soluções como em diluições de tintas e vernizes. Relacionar maior e menor diluição de uma solução corada com a cor da solução. Relacionar a condutividade de uma solução com a sua concentração. 	<p>Actividades laboratoriais</p> <p>AL 2 – Preparação de soluções.</p> <p>Objectivo: preparar e diluir soluções, utilizando equipamento adequado de medição de massas e volumes e transferência de sólidos e líquidos.</p> <p>Sugestões: Prepare $50,0 \text{ cm}^3$ de uma solução de concentração $0,030 \text{ mol/dm}^3$ a partir do soluto sólido, por exemplo $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$; dilua a partir da solução anterior, com factores de diluição 2; 2,5; 3 e 4; utilize o colorímetro (selecione o comprimento de onda adequado) para realizar leituras de transmitâncias para cada solução e esboçar o gráfico de concentração em função da transmitância; comparar a graduação das diferentes tonalidades obtidas para as soluções com as respectivas concentrações.</p> <p>Material e equipamento: balança semi-analítica; balão volumétrico $50,0 \text{ ml}$; espátula; frascos para armazenamento da solução; funil de vidro; goblé 150 ml; goblé 50 ml; proveta 10 ml; vidro de relógio; vareta de vidro; colorímetro.</p> <p>Reagentes: $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{ H}_2\text{O}$ e água destilada</p> <p>Sugere-se a apresentação, por escrito, dos cálculos numéricos que fundamentam as etapas seguidas na preparação das soluções.</p> <p>Actividades de sala de aula</p> <p>4. Resolução numérica de exercícios simples sobre a preparação de soluções a partir de sólidos e a partir de soluções mais concentradas.</p>	<p>3 Tempos lectivos</p> <p>1 Tempo lectivo para a actividade laboratorial AL 2</p>

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ACTIVIDADES	CARGA HORÁRIA
		<p>Actividades laboratoriais</p> <p>AL 3 – Medida da condutividade de soluções.</p> <p>Objectivos: aplicar as técnicas e os princípios subjacentes à medição da condutividade de soluções preparadas; tomar contacto com os instrumentos, com valores práticos e escalas de microSiemens e miliSiemens e respectivas conversões.</p> <p>Sugestões metodológicas:</p> <p>Parte I – Condutividade de soluções.</p> <p>Meça a condutividade das soluções a seguir apresentadas: água destilada; água corrente (da torneira); álcool etílico (ou acetona); ácido clorídrico 0,01M; cloreto de sódio a 0,2%. Para o fazer deite num goblé de 50 ml uma porção de solução suficiente para mergulhar a célula. Após a medida, retire a célula da solução, passe-a por água destilada e limpe-a ligeiramente com papel absorvente.</p> <p>Parte II – Efeito da concentração na condutividade de uma solução.</p> <p>Partindo de uma solução de concentração mais elevada (solução-mãe) dilua soluções de concentração inferior, medindo as respectivas condutividades. O professor deverá fornecer uma solução S de concentração desconhecida e que os alunos deverão igualmente medir a condutividade. Anote os valores numa tabela solução-condutividade (dê um título à tabela).</p>	<p>1 Tempo lectivo para a actividade laboratorial AL 3</p>

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ACTIVIDADES	CARGA HORÁRIA
		<p>Material e equipamento: balão volumétrico 50,0 ml; goblé 50 ml; pipetas volumétricas 10, 20, 25, 30, 40 ml; provetas 10, 20, 50 ml; vareta de vidro; condutivímetro. Reagentes: álcool etílico (ou acetona), ácido clorídrico, solução de cloreto de sódio 2 g/l e água destilada.</p> <p>Sugestão de avaliação:</p> <p>O relatório deve incluir: a conversão do valor da concentração da solução de cloreto de sódio (0,2% m/v) para mol/l e para g/l; o cálculo da massa de cloreto de sódio que se esperaria obter se a água da porção de solução evaporasse completamente; o gráfico concentração-condutividade para o cloreto de sódio e as respectivas conclusões; o valor da condutividade de uma solução de cloreto de sódio a 0,09% e o valor da concentração da solução S, lidos através do gráfico.</p> <p>Actividades de sala de aula</p> <p>5. Análise documental sobre a composição química de soluções em diferentes estados físicos (por exemplo: ar, ligas metálicas, água oxigenada, ácido sulfúrico comercial, etanol comercial).</p>	

Tema 2 – Reacções Químicas

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ACTIVIDADES	CARGA HORÁRIA
2.1. Reacções químicas <ul style="list-style-type: none"> • Processo químico / processo físico • Equações químicas • Acerto de equações químicas • Cálculos baseados em equações químicas • Síntese do sulfato de tetraminocobre 	<ul style="list-style-type: none"> • Distinguir um processo químico de um processo físico. • Reconhecer que uma equação química traduz a conservação do número de átomos de cada elemento. • Interpretar uma equação química em termos de quantidade de substância (mole). • Acertar equações químicas. • Realizar cálculos estequiométricos simples. • Reconhecer que o estudo da velocidade das reacções (degradação dos materiais) está sempre presente na análise dos materiais do passado. • Caracterizar a velocidade de uma reacção química em termos quantitativos. 	<p>Actividades laboratoriais</p> <p>AL1 - Síntese de sulfato de tetraminocobre (II).</p> <p>Objectivo: realizar laboratorialmente a síntese do sulfato de tetraminocobre (II) monoidratado (usado em estampaaria têxtil e como fungicida); traduzir a reacção química da síntese por uma equação química; efectuar cálculos estequiométricos.</p>	<p>3 Tempos lectivos</p> <p>1 Tempo lectivo para a actividade laboratorial AL 1</p>
2.2. Velocidade das reacções químicas <ul style="list-style-type: none"> • Avaliação da rapidez ou lentidão de uma reacção • Efeito das concentrações dos reagentes • Mecanismo das reacções • Efeito da temperatura e catalisadores na velocidade das reacções 	<ul style="list-style-type: none"> • Medir a velocidade de uma reacção em termos, por exemplo, do volume do produto gasoso libertado em função do tempo. • Avaliar de modo experimental e quantitativo o efeito da concentração de um reagente na velocidade de uma reacção. • Utilizar as expressões da velocidade em função dos reagentes na interpretação das reacções químicas a nível molecular. • Interpretar qualitativamente a influência da temperatura e o papel dos catalisadores na velocidade das reacções, reconhecendo a sua importância prática. 	<p>Sugestões de execução</p> <p>Antes da actividade laboratorial os alunos deverão analisar os rótulos dos reagentes a usar, de forma a identificarem quais as medidas de segurança que terão de adoptar.</p> <p>A reacção de síntese do sal sulfato de tetraminocobre (II) monoidratado pode ser feita por cristalização lenta deste sal a partir de uma reacção de precipitação entre soluções aquosas de amoníaco e de sulfato de cobre penta-hidratado. Os cristais obtidos são finos (pouco espessos), mais compridos do que largos, de faces paralelipipédicas e de uma cor azul arroxeada.</p>	<p>3 Tempos lectivos</p>

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ACTIVIDADES	CARGA HORÁRIA
		<p>O aluno deve planificar a execução técnica da síntese, seleccionar o material e equipamento. Como complemento da actividade deverá tentar responder a questões do tipo:</p> <ul style="list-style-type: none"> - “Os cristais de sulfato de cobre (II) penta-hidratado devem ser reduzidos a pó”. Apresente uma explicação para este procedimento; - Sabe-se que os cristais obtidos se decompõem facilmente a baixas temperaturas. Sugira um processo de os secar sem correr o risco da sua decomposição. <p>Nota: Esta actividade deverá ser interrompida, para dar tempo à formação, sedimentação e crescimento dos cristais. A aula seguinte destinar-se-á a completar a actividade.</p> <p>Material e equipamento: almofariz com pilão; balança semianalítica; copo 100ml; equipamento para filtração por sucção; papel de filtro; proveta 10 ml; vareta de vidro; vidro de relógio.</p> <p>Reagentes: água destilada, álcool etílico a 96%, amónia a 25% (m/m), sulfato de cobre (II) penta-hidratado.</p>	

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ACTIVIDADES	CARGA HORÁRIA
		<p>Sugestões de avaliação</p> <p>Os alunos poderão:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Verificar se as quantidades de reagentes utilizados estão nas proporções estequiométricas ou se há um reagente em excesso, identificando-o; 2. Calcular o rendimento da síntese; 3. Discutir as respostas dadas às questões colocadas e comentar os valores obtidos. <p>Actividades laboratoriais</p> <p>AL 2 – Estudo experimental da reacção da água oxigenada com o iodeto de potássio.</p> <p>Objectivo: avaliar experimentalmente e de modo quantitativo o efeito da concentração de um reagente na velocidade da reacção.</p> <p>Estudo da concentração da solução de H_2O_2, na velocidade média inicial da reacção: $2 \text{KI (aq)} + \text{H}_2\text{O}_2 \text{(aq)} + 2 \text{HCl (aq)} \rightarrow \text{I}_2 \text{(aq)} + 2 \text{KCl (aq)} + 2 \text{H}_2\text{O (l)}$.</p> <p>O iodo, na presença de iodeto, existe na forma de triiodeto: $\text{I}_2 \text{(aq)} + \text{KI (aq)} \rightarrow \text{KI}_3 \text{(aq)}$</p>	<p>1 Tempo lectivo para a actividade laboratorial AL 2</p>

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ACTIVIDADES	CARGA HORÁRIA
		<p>Ao adicionar à solução “cozimento de amido” (amido parcialmente dissolvido em água, a quente), obtém-se uma solução azul (teste para mostrar a presença de iodo).</p> <p>I_2 (aq) ou KI_3 (aq) + Amido (aq) → Solução azul</p> <p>Se a solução contem já cozimento de amido, quando o I_2 formado atingisse uma certa concentração, a solução mudava de incolor para azul. É este princípio que vai servir de base para o estudo do efeito da concentração da solução de H_2O_2, na velocidade média inicial da reacção.</p> <p>Sugestão metodológicas:</p> <p>A. KI (1,0 g) em H_2O (400 cm^3), a que se adicionaram 5 cm^3 de HCl de concentração 1 mol/dm³;</p> <p>B. Amido solúvel (1,0 g) em água (100 cm^3). Aquecer até se obter uma solução límpida. Arrefecer e filtrar;</p> <p>C. Água oxigenada a 10 volumes (30 cm^3) em água (240 cm^3).</p>	

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ATIVIDADES	CARGA HORÁRIA																																				
		<p>Depois de preparar as soluções referidas proceda da seguinte forma:</p> <p>Em quatro goblés de 100 cm³ coloque as seguintes soluções:</p> <table><tr><td></td><td>1</td><td>2</td><td>3</td><td>4</td><td></td></tr><tr><td>Solução A</td><td>20 cm³</td><td>20 cm³</td><td>20 cm³</td><td>20 cm³</td><td>(Proveta)</td></tr><tr><td>Água</td><td>8 cm³</td><td>6 cm³</td><td>4 cm³</td><td>0</td><td>(Seringa)</td></tr><tr><td>Solução B</td><td>1 cm³</td><td>1 cm³</td><td>1 cm³</td><td>1 cm³</td><td>(Seringa)</td></tr></table> <p>Ponha o cronómetro a funcionar, adicione a cada solução (uma de cada vez) um dado volume de solução C (por meio de seringa) e registe o tempo que demora a aparecer a primeira tonalidade azul em cada goblé;</p> <p>O registo das observações pode ser realizado numa tabela como a seguinte:</p> <p>Tabela – Efeito da adição de água oxigenada às soluções</p> <table><tr><td>Solução C</td><td>1 cm³</td><td>3 cm³</td><td>5 cm³</td><td>9 cm³</td><td>(Seringa)</td></tr><tr><td>Tempo (s)</td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td></tr></table>		1	2	3	4		Solução A	20 cm ³	20 cm ³	20 cm ³	20 cm ³	(Proveta)	Água	8 cm ³	6 cm ³	4 cm ³	0	(Seringa)	Solução B	1 cm ³	1 cm ³	1 cm ³	1 cm ³	(Seringa)	Solução C	1 cm ³	3 cm ³	5 cm ³	9 cm ³	(Seringa)	Tempo (s)						
	1	2	3	4																																			
Solução A	20 cm ³	20 cm ³	20 cm ³	20 cm ³	(Proveta)																																		
Água	8 cm ³	6 cm ³	4 cm ³	0	(Seringa)																																		
Solução B	1 cm ³	1 cm ³	1 cm ³	1 cm ³	(Seringa)																																		
Solução C	1 cm ³	3 cm ³	5 cm ³	9 cm ³	(Seringa)																																		
Tempo (s)																																							

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ACTIVIDADES	CARGA HORÁRIA																				
		<p>Material e equipamento: copo 100 cm³, proveta 50 cm³, seringas de injeções, cronómetro.</p> <p>Reagentes: Água oxigenada a 10 volumes; Iodeto de potássio; HCl de concentração 1 mol/dm³ (diluir o ácido concentrado 12 vezes); amido solúvel e cozimento de amido.</p> <p>Sugestões de avaliação</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Discutir em grupo a relação entre a velocidade da reacção e o tempo que demora a aparecer a cor azul. 2. Para comparar a variação relativa das velocidades iniciais, basta comparar os inversos dos tempos correspondentes, completando o seguinte quadro: <table border="1"> <thead> <tr> <th>Reacção nº</th><th>Tempo (t) em s</th><th>1 / t em s⁻¹</th><th>Concentrações relativas de H₂O₂</th></tr> </thead> <tbody> <tr> <td>1</td><td></td><td></td><td>C</td></tr> <tr> <td>2</td><td></td><td></td><td>3 C</td></tr> <tr> <td>3</td><td></td><td></td><td>5 C</td></tr> <tr> <td>4</td><td></td><td></td><td>9 C</td></tr> </tbody> </table> <ol style="list-style-type: none"> 3. Responder à seguinte questão: “Qual a ordem da reacção em relação a H₂O₂?” 	Reacção nº	Tempo (t) em s	1 / t em s ⁻¹	Concentrações relativas de H ₂ O ₂	1			C	2			3 C	3			5 C	4			9 C	
Reacção nº	Tempo (t) em s	1 / t em s ⁻¹	Concentrações relativas de H ₂ O ₂																				
1			C																				
2			3 C																				
3			5 C																				
4			9 C																				

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ACTIVIDADES	CARGA HORÁRIA
2.3. Equilíbrio Químico • Reacções químicas reversíveis • Reacções em equilíbrio • Caracterização do estado de equilíbrio • Factores que alteram o estado de equilíbrio • Princípio de Le Chatelier	<ul style="list-style-type: none"> • Reconhecer que há transformações (físicas ou químicas) reversíveis. • Reconhecer que o equilíbrio químico é um equilíbrio dinâmico. • Interpretar as situações de equilíbrio para transformações em sistemas fechados. • Reconhecer que em situações de não equilíbrio a composição do sistema varia no tempo até se atingir uma situação de equilíbrio. • Reconhecer que a uma transformação em sistema fechado podem corresponder diferentes situações de equilíbrio: estados de equilíbrio. • Justificar a alteração de um estado de equilíbrio por alteração da concentração de um dos componentes do sistema, sem variação da temperatura. • Estender a justificação anterior ao caso da alteração simultânea das concentrações de todos os componentes do sistema gasoso – variação de volume. • Reconhecer variações de temperatura no decurso de uma transformação química até se atingir o estado de equilíbrio, no caso da reacção directa ser endotérmica ou exotérmica. • Reconhecer o que há de comum nas alterações do estado de equilíbrio – Princípio de Le Chatelier. 		2 Tempos lectivos

Tema 3 – Água

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ACTIVIDADES	CARGA HORÁRIA
<p>3.1. Água da chuva, água destilada e água pura</p> <ul style="list-style-type: none"> Água chuva, água destilada/desionizada e água pura: composição química e Ph Ácido ou base: classificação de alguns materiais Escala Sorensen. Ph: uma medida de acidez, basicidade e neutralidade Concentração hidrogeniónica e o Ph Ácidos e bases: evolução histórica dos conceitos. Ácidos e bases segundo a teoria protónica Bronsted–Lowry Água destilada e água pura. Auto-ionização da água Ionização de ácidos em água Ionização/dissociação bases em água 	<ul style="list-style-type: none"> Caracterizar as composições químicas médias da chuva “normal”, da água destilada e da água pura relacionando-as com os respectivos valores de Ph. Utilizar o valor de Ph de uma solução para a classificar como ácida, alcalina ou neutra. Relacionar quantitativamente a concentração hidrogeniónica de uma solução e o seu valor de Ph. Explicitar o significado da escala Sorensen quanto às condições de definição e aos limites da sua aplicação. Explicitar marcos históricos importantes na interpretação de fenómenos ácido-base. Interpretar os conceitos de ácido e de base segundo a teoria protónica Bronsted–Lowry. Estabelecer a diferença entre água destilada e água “pura”. Caracterizar o fenómeno de autoionização da água em termos de extensão e das espécies químicas envolvidas. Discutir para uma solução, qualquer que seja o valor de Ph, a acidez e a alcalinidade relativas (ex: quanto mais ácida, menos alcalina). Reconhecer que na água “pura” a concentração do ião hidrogénio é igual à concentração do ião hidróxido. Explicitar o significado ionização/dissociação. Diferenciar a reacção de ionização de “reacção” de dissociação. 	<p>Actividades de sala de aula</p> <ol style="list-style-type: none"> Pesquisa dos diferentes tipos de água que se podem utilizar em aplicações de restauro, relacionando-as com os custos da sua utilização. Análise da composição de diversas águas e sua comparação quanto à salinidade total, acidez, dureza e componentes específicos (determinados iões, espécies químicas anfótericas, pares conjugados ácido-base) e relacionamento da concentração com a respectiva solubilidade. 	<p>7 Tempos lectivos</p>

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ACTIVIDADES	CARGA HORÁRIA
<ul style="list-style-type: none"> • Reacção ácido-base. Pares conjugados ácido-base: orgânicos e inorgânicos. Espécies químicas anfótericas • Poliacidos e polibases • Tampões de ácido-base • Aplicação da constante de equilíbrio às reacções de ionização ácidos/bases em água • Força relativa de ácidos e bases • Neutralização: reacções. ácido-base • Titulação ácido-base. Indicadores • Sais. Formação de sais • Nomenclatura de sais. Sais hidratados 	<ul style="list-style-type: none"> • 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 os valores das constantes de acidez de ácidos distintos com a extensão das respectivas ionizações. • Aplicar em casos concretos o conceito de ácido forte e base forte. • Comparar as constantes de acidez e de basicidade de um par ácido-base conjugada. • Explicitar o efeito da variação da temperatura na autoionização da água e consequentemente, no valor de Ph com base na Lei de Le 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. 	<p>Actividades laboratoriais</p> <p>AL 1 – Ácido ou base: uma classificação de alguns materiais.</p> <p>A classificação de águas e de outras soluções aquosas em ácidas, neutras ou alcalinas, requer processos de avaliação qualitativa e quantitativa com recurso a indicadores ou ao medidor de Ph electrónico previamente calibrado.</p> <p>Avaliação qualitativa (indicadores em solução ou em papel) ou quantitativa (medidor de Ph electrónico) de acidez, de basicidade e de neutralidade de soluções aquosas. Apreciação do efeito da temperatura no Ph de uma solução.</p> <p>Objectivos: classificar uma solução aquosa como ácida, neutra ou alcalina a partir da medição do Ph ou do uso de indicadores; comparar vantagens e desvantagens de diferentes processos de avaliação da acidez/alcalinidade de uma solução aquosa; verificar a variação do valor do Ph provocado pela alteração da temperatura; interpretar a variação do valor do Ph provocado pela alteração da temperatura com base na autoionização da água e no princípio de Le Chatelier; relacionar a natureza ácida ou básica da água analisada com características geológicas da região de captação; aplicar a metodologia de resolução de problemas por via experimental.</p>	<p>1 Tempo lectivo para a actividade laboratorial AL 1</p>

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ACTIVIDADES	CARGA HORÁRIA
	<ul style="list-style-type: none"> Referir processos de detecção do “ponto final”: o aparecimento/desaparecimento de uma turvação, a mudança de coloração na solução ou a mudança de cor de uma substância intencionalmente adicionada designada por indicador. Relacionar o ponto de equivalência de uma neutralização com a selecção do indicador. Associar o indicador ácido-base ao 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 que corresponde ao intervalo de Ph em que se verifica a mudança de “cor ácida” para “cor alcalina” ou a situação inversa. Conhecer critérios de selecção de um indicador e aplica-los numa volumetria Indicar alguns dos indicadores mais vulgarmente utilizados : fenolftaleína, azul de bromotimol e alaranjado de metilo. Interpretar a estrutura de sais em termos das ligações químicas neles existentes. Explicitar o significado de ligação iónica distinguindo-a de ligação covalente. Designar sais (regras de nomenclatura). Representar quimicamente sais a partir da sua designação. 	<p>Sugestões de execução</p> <p>O tipo de trabalho que se propõe permite que esta actividade seja desenvolvida em grupos de 2 alunos. Cada grupo deverá analisar uma amostra diferente das dos restantes grupos devendo todos ao resultados da turma serem registados num quadro comum. Assim, os alunos poderão apreciar o que é comum a todas as amostras (variação do Ph com a temperatura) e aquilo que é diferente de caso para caso.</p> <p>As amostras de água a usar devem ser diversificadas, colhidas na origem (mares, rios, lagos e fontes) ou engarrafadas (de nascente e minerais).</p> <p>Para efeito de rentabilização do tempo de execução da tarefa e de modo a permitir que todos os grupos possam utilizar os tipos de equipamento, os grupos de alunos deverão usa-los rotativamente.</p> <p>A organização dos resultados poderá ser feita na forma de um quadro semelhante ao que se sugere:</p>	

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ACTIVIDADES	CARGA HORÁRIA																																																																																																			
		<table><tr><td></td><td colspan="3">Cor das soluções com os indicadores</td><td colspan="2">Ph da solução a ...°C</td><td colspan="4">Ph da solução a diferentes temperaturas, usando medidor ou sensor</td><td></td></tr><tr><td></td><td>Indicador1</td><td>Indicador 2</td><td>Indicador3</td><td>Medidor electrónico</td><td>Sensor</td><td>Classificação da solução</td><td>5 °C</td><td>20 °C</td><td>40 °C</td><td>Classificação da solução</td></tr><tr><td>Água destilada 1</td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td></tr><tr><td>Água destilada 2</td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td></tr><tr><td>Água bidestilada</td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td></tr><tr><td>Água da chuva</td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td></tr><tr><td>Água da fonte</td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td></tr><tr><td>Água do mar</td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td></tr><tr><td>Outras</td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td></tr></table> <p>No final da actividade podem pôr-se algumas questões aos alunos:</p> <p>1 Em que situações tem vantagens a medição do Ph com medidor ou sensor em relação à utilização de indicadores?</p> <p>2 Qual é a diferença nas características ácido e base das diferentes amostras ensaiadas à temperatura ambiente e à temperatura de 60 °C?</p> <p>Material e equipamento: copos para uso de medidores de Ph e sensores; frascos de recolha de águas diversas; placa de aquecimento com agitador magnético; suporte para tubos de ensaio; tubos de ensaio; varetas de vidro; termómetros de -10 a 110 °C; medidor de Ph de bancada com eléctrodo combinado; sensor de Ph; frigorífico.</p>		Cor das soluções com os indicadores			Ph da solução a ...°C		Ph da solução a diferentes temperaturas, usando medidor ou sensor						Indicador1	Indicador 2	Indicador3	Medidor electrónico	Sensor	Classificação da solução	5 °C	20 °C	40 °C	Classificação da solução	Água destilada 1											Água destilada 2											Água bidestilada											Água da chuva											Água da fonte											Água do mar											Outras											
	Cor das soluções com os indicadores			Ph da solução a ...°C		Ph da solução a diferentes temperaturas, usando medidor ou sensor																																																																																																
	Indicador1	Indicador 2	Indicador3	Medidor electrónico	Sensor	Classificação da solução	5 °C	20 °C	40 °C	Classificação da solução																																																																																												
Água destilada 1																																																																																																						
Água destilada 2																																																																																																						
Água bidestilada																																																																																																						
Água da chuva																																																																																																						
Água da fonte																																																																																																						
Água do mar																																																																																																						
Outras																																																																																																						

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ACTIVIDADES	CARGA HORÁRIA
		<p>Reagentes: indicadores em solução (alaranjado de metilo, vermelho de metilo, azul de bromo fenol, tornesol, fenolftaleína, índigo carmim, entre outros); Indicador em papel: universal (de escala larga e estreita); tipos de água diferentes: destilada, chuva, abastecimento público, fontes, furos artesanais mesa (de nascente e mineral), gaseificada, mar, carbonatadas e outras soluções aquosas; soluções tampão para calibração do medidor de Ph electrónico.</p> <p>Nota: Deverá ter uma amostra de água destilada que, após obtenção, deverá ser colocada imediatamente em recipiente fechado para se evitar o contacto com o dióxido de carbono e a outra amostra de água destilada que deverá ser deixada em contacto com a atmosfera durante uma semana.</p> <p>Sugestões para avaliação</p> <p>Cada grupo deverá :</p> <ul style="list-style-type: none"> - Colaborar na organização do quadro comum de registo dos dados obtidos; - Responder às questões formuladas anteriormente. <p>Actividades laboratoriais</p> <p>AL 2 – Neutralização: uma reacção de ácido-base.</p> <p>Objectivos: conhecer processos para neutralizar resíduos de ácidos/bases; realizar tecnicamente uma titulação; seleccionar indicadores adequados à titulação entre um ácido forte e uma base forte de acordo com a zona de viragem do indicador.</p>	2 Tempos lectivos para a actividade laboratorial AL 2

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ATIVIDADES	CARGA HORÁRIA								
		<p>Sugestões metodológicas</p> <p>O professor poderá demonstrar a montagem e procedimento técnico aproveitando para questionar os alunos:</p> <ol style="list-style-type: none">1. Que cuidados de segurança a ter na realização da experiência, nomeadamente na manipulação de ácidos e bases?2. Porque é que a concentração do titulaste (hidróxido de sódio) tem de ser rigorosamente conhecida e não deve ser preparada no laboratório a partir do sólido?3. Como apresentar os resultados obtidos?4. Como calcular a concentração inicial em ácido? <p>A tabela que se segue é um exemplo possível de apresentação dos resultados.</p> <table><tr><th>Volume de titulante (cm³)</th><th>Ph</th></tr><tr><td>1</td><td></td></tr><tr><td>2</td><td></td></tr><tr><td>...</td><td></td></tr></table> <p>No início da aula laboratorial fornecer a cada grupo de alunos uma amostra de um ácido forte (se possível um resíduo) para realizarem a titulação. Poderão ser usados, em simultâneo, um indicador e o medidor electrónico de Ph. Os alunos podem observar que a mudança de cor se opera durante a variação brusca do valor de Ph, típica da titulação ácido forte – base forte.</p>	Volume de titulante (cm ³)	Ph	1		2		...		
Volume de titulante (cm ³)	Ph										
1											
2											
...											

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ACTIVIDADES	CARGA HORÁRIA
		<p>Apresenta-se, em seguida, um procedimento possível:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Medir rigorosamente com uma pipeta 3 tomas de 20 cm³ para cada um dos três balões Erlenmeyer. 2. Adicionar 3 gotas do indicador a cada balão. 3. Encher a bureta, depois de devidamente preparada, com solução padrão de NaOH de concentração rigorosa 4. Registrar o volume inicial de titulante na bureta, atendendo aos algarismos significativos. 5. Proceder à adição cuidadosa de titulante na bureta até ocorrer a viragem de cor do indicador, que permaneça por agitação durante 30s. 6. Registrar o volume final de titulante na bureta, atendendo aos algarismos significativos. 7. Repetir o ensaio até obtenção de três volumes concordantes ($\Delta V \leq 0,10 \text{ cm}^3$). 8. Lavar de imediato e abundantemente a bureta com água da torneira (NaOH (aq) “ataca” o vidro). 9. Calcular a concentração da solução de ácido. <p>Material e equipamento: balão de Erlenmeyer; barra magnética para agitação (facultativo); bureta de 50 ml; esguicho; funil para buretas; garra para bureta; pipeta volumétrica de 20 ml; placa com agitação magnética (facultativo; compete ou pipetador automático; suporte universal; medidor electrónico de Ph com eléctrodo combinado.</p> <p>Reagentes: solução de ácido forte (por exemplo H₂SO₄) 0,050 mol/dm³, solução de base forte (por exemplo NaOH) 0,10 mol /dm³; solução alcoólica de fenolftaleína e/ou indicador vermelho de metilo.</p>	

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ACTIVIDADES	CARGA HORÁRIA
3.2. Chuva ácida <ul style="list-style-type: none"> • Acidificação da chuva: Formação, controlo e correcção • Impacto em alguns materiais • Ácidos e carbonatos. Equilíbrio do carbonato • Evolução do carbonato com o Ph do meio • Dissolução e reprecipitação do calcário por variação do Ph do meio • Meteorização das rochas carbonatadas por acção do CO₂, SO₂ (chuvas ácidas) e nitratos 	<ul style="list-style-type: none"> • Distinguir chuva ácida de chuva “normal” quanto ao Ph, tendo como referência Ph 5,6 à temperatura de 25 °C. • Relacionar o valor 5,6 do Ph da chuva com o dióxido de carbono da atmosfera. • Relacionar o Ph inferior a 5,6 da chuva com a presença de poluentes na atmosfera. • Explicitar as principais consequências da chuva ácida nos ecossistemas e no património arquitectónico natural edificado. • Reconhecer que os fenómenos de acidificação na atmosfera podem assumir as formas “húmida” (chuva, nevoeiro e neve) e “seca” (deposição de matéria particulada). • Identificar a origem dos óxidos de enxofre e dos óxidos de azoto responsáveis pela acidificação da chuva. • Interpretar a formação de ácidos a partir de óxidos de enxofre e azoto da atmosfera explicitando as equações químicas. • Compreender formas de minimizar a chuva ácida a nível pessoal, social e industrial. • Interpretar a adição de cal aos solos como forma de minorar a sua acidez. • Justificar a importância do conhecimento químico na resolução de problemas ambientais. • Caracterizar o impacto dos ácidos sobre os carbonatos como uma reacção ácido-base onde o dióxido de carbono é um produto. 	<p>Actividades de sala de aula</p> <p>3. Pesquisa documental sobre a evolução da chuva ácida.</p>	<p>3 Tempos lectivos</p>

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ACTIVIDADES	CARGA HORÁRIA
3.3. Reacções de oxidação-redução (redox) <ul style="list-style-type: none"> Perspectiva histórica Número de oxidação: espécie oxidada (reductor) e espécie reduzida (oxidante) Oxidante e reductor: conceito relativo Pares conjugados de oxidação-redução Reacção ácido – metal: a importância do metal Série electroquímica. Noção de semi-reacção Redução electrolítica e redução electroquímica Extracção dos metais Degradação dos metais: a corrosão Protecção de um metal por outro metal Conservação e revestimento dos materiais: galvanoplastia e galvanostegia. 	<ul style="list-style-type: none"> Caracterizar o impacto dos ácidos nos metais como uma reacção redox. Situar cronologicamente a evolução conceptual do termo oxidação. Interpretar uma reacção redox em termos de transferência de electrões. Atribuir estados de oxidação dos elementos, em substâncias simples e compostas. Encarar a oxidação como cedência de electrões e redução c/o ganho de electrões. Interpretar reacção redox como ocorrência simultânea de oxidação e redução. Identificar os pares oxidação/redução. Reconhecer que as espécies químicas comportam-se como espécie oxidada/rezida consoante a espécie com que reage. Associar a ocorrência de uma reacção ácido-metal à possibilidade do metal se oxidar com redução simultânea do ião hidrogénio. Reconhecer que a maior parte dos metais existe na natureza na forma combinada com outros elementos formando minerais. Relacionar a corrosão dos metais com o processo de deterioração por via electroquímica.: formação de ferrugem, verdetes e oxidação da prata. Interpretar o aumento da corrosão dos metais pela presença da humidade, ácidos/bases, e poluentes do ar e da água. Discutir os prejuízos que a corrosão acarreta: danificação de construções, pontes, barcos... Identificar a galvanoplastia/galvanostegia como técnicas de conservação/revestimento de metais. 	<p>Actividades de sala de aula</p> <p>4. Pesquisar processos tecnológicos de protecção dos metais.</p> <p>Actividades laboratoriais</p> <p>AL 3.1 – Série electroquímica: o caso dos metais.</p> <p>Objectivos: organizar uma série electroquímica; seleccionar um metal a usar como protecção de outro; perceber que há metais que se degradam mais rapidamente que outros.</p> <p>Sugestões de execução</p> <p>Os alunos devem ordenar os metais magnésio, alumínio, zinco e cobre, de acordo com o seu poder reductor. Para isso promove-se o contacto entre cada um dos metais e soluções aquosas de sais contendo os cations dos outros metais.</p> <p>Os alunos deverão planificar os ensaios a realizar, conjugando os pares : metal – solução. No total, cada grupo, deverá realizar 12 ensaios.</p>	<p>4 Tempos lectivos</p> <p>1 Tempo lectivo para a actividade laboratorial AL 3.1.</p>

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ACTIVIDADES	CARGA HORÁRIA
		<p>Soluções a utilizar: nitratos dos metais referidos, de concentração $0,1 \text{ mol/dm}^3$, a preparar com antecedência. Os ensaios deverão ser realizados em placas de micro-escala (ou pequenos tubos de ensaio em suporte), de modo a que em cada linha se coloque o mesmo metal e em cada coluna se adicione a mesma solução (de acordo com a tabela).</p> <p>Todos os ensaios deverão ser realizados em condições controladas de volume e temperatura das soluções e para o mesmo metal usar dimensões idênticas (por exemplo magnésio em fita e cobre em fio).</p> <p>As reacções (se as houver) ocorrerão à temperatura ambiente, embora a modificação do sistema seja visível mais rapidamente em alguns casos do que noutros. Por isso é conveniente deixar os metais em contacto com as soluções durante toda a aula.</p> <p>Sugestões para avaliação:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Organizar o quadro de registo das observações efectuadas. 2. Interpretar as situações em que ocorreu reacção e escrever a respectiva equação química. 3. Organizar a série electroquímica dos metais testados segundo o número de reacções em que cada metal esteve envolvido. 4. Com base nesta actividade, responder às seguintes questões : <p>Qual dos metais usados poderia ser utilizado como contentor de qualquer das soluções usadas? Por que é que se protegem os cascos metálicos dos navios com zinco?</p>	

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ACTIVIDADES	CARGA HORÁRIA
		<p>Actividades laboratoriais</p> <p>AL 3.2 – Galvanoplastia e Galvanostegia</p> <p>Objectivos: explicar as técnicas de galvanostegia e galvanoplastia na protecção de um material por um metal, para evitar a corrosão e/ou embelezá-lo; seleccionar um metal e a solução aquosa a usar numa dada galvanoplastia ou galvanostegia.</p> <p>Sugestões metodológicas</p> <p>Pretende-se que os alunos discutam aspectos técnicos e fundamentos teórica associados a processos usados no revestimento de metais por outros metais, para purificação destes, para protecção à "corrosão" e/ou embelezamento. Deverá ser feita uma discussão prévia e contextualizada, na Conservação e Restauro, acerca da aplicação destes processos.</p> <p>Material e equipamento: amperímetro / miliamperímetro; copo 400 ml de forma baixa; fios condutores de ligação; fonte de alimentação/gerador electroquímico, Interruptor; vareta de vidro.</p> <p>Outros materiais: água, sulfato de cobre penta-hidratado, ferro (por exemplo em prego ou em lâmina), zinco e cobre (em lâmina).</p> <p>Sugestões para avaliação</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Organizar o quadro de registo das observações efectuadas. 2. Responder às seguintes questões : <p>Qual o metal e a solução a usar para se fazer uma niquelagem ? Qual o metal e a solução a usar para se fazer uma cromagem ? Seria possível cobrear o magnésio ?</p>	<p>1 Tempo lectivo para a actividade laboratorial AL 3.2</p>

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ACTIVIDADES	CARGA HORÁRIA
<p>3.4. Solubilidade e reacções de precipitação</p> <ul style="list-style-type: none"> Espécies químicas dissolvidas na água do mar Solubilidade: solutos e solventes Solubilidade de sais em água: muito e pouco solúveis Dureza da água Solução não saturada e saturada de sais em água Aplicação da constante de equilíbrio à solubilidade de sais em pouco solúveis: constante do produto de solubilidade Identificação de sais 	<ul style="list-style-type: none"> Identificar as espécies químicas mais comuns na água do mar, relacionando-as com a sua composição média. Relacionar a existência de espécies químicas na água com a dissolução de sais e do dióxido de carbono da atmosfera. Relacionar a concentração de soluções saturadas e não saturadas numa determinada substância com a solubilidade respectiva, a dada temperatura e pressão. Diferenciar sais pelo valor da solubilidade em água: muito, pouco e mediana/ solúveis. Caracterizar a dissolução como resultado da interacção soluto/solvente. Apresentar razões que justificam a não existência de um solvente universal e a existência de limite da dissolução de qualquer soluto, em soluções reais. Explicitar formas de controlar o tempo de dissolução mantendo a temperatura e pressão constantes. Compreender que numa solução saturada de um sal na presença deste no estado sólido o equilíbrio é dinâmico. Explicitar o significado da constante de produto de solubilidade, K_s. Compreender que a presença de algumas espécies químicas em solução pode alterar a dissolução de outras substâncias. Associar a dureza total de uma água à presença dos cátions cálcio e magnésio. 	<p>Actividades laboratoriais</p> <p>AL 4 – Solubilidade: solutos e solventes</p> <p>Apesar da água ser um bom solvente não é um solvente universal nem existem solutos universais. No entanto, dissolve determinados materiais, cuja solubilidade pode variar com a temperatura e é dependente da natureza das interacções soluto-solvente.</p> <p>Objectivos: concluir sobre os factores que afectam a solubilidade de um soluto num solvente; traçar a curva de solubilidade de um soluto num solvente em função da temperatura.</p> <p>Sugestões metodológicas</p> <p>Para que os alunos possam encontrar resposta ao modo como a natureza do par soluto-solvente interfere na solubilidade de um soluto em vários solutos, propõe-se uma abordagem do tipo experimental planificada pelos próprios alunos. As questões a ter em conta poderão ser:</p> <ol style="list-style-type: none"> Quais os solutos e solventes a testar? Poderão ser disponibilizados vários solutos (substâncias iónicas e covalentes) e solventes (polares e apolares). Sugere-se os solutos cloreto de sódio, cloreto de cálcio, carbonato de cálcio, iodo, heptano e os solventes água, etanol e n-hexano entre outros. 	<p>4 Tempos lectivos.</p> <p>2 Tempos lectivos para a actividade laboratorial AL 4</p>

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ACTIVIDADES	CARGA HORÁRIA																																
	<ul style="list-style-type: none"> Interpretar o efeito do dióxido de carbono na mineralização de uma água. Interpretar a precipitação selectiva de sais a partir de uma solução aquosa, por evaporação do solvente. Interpretar a formação de estalactites e estalagmites em grutas calcárias. Apresentar razões para a facilidade da ocorrência da poluição das águas e a dificuldade de despoluição das mesmas em termos da solubilidade. Associar as diferentes técnicas de destilação, de evaporação - condensação, osmose inversa e de membranas de ultrafiltração a processos de dessalinização das águas. 	<p>2. Para que a conclusão seja válida que condições se devem utilizar? Os alunos deverão considerar como variáveis a controlar, isto é manter constante durante o ensaio, a temperatura, o volume de solvente e a quantidade de soluto. Sugere-se o uso de 5 cm³ de solvente e 0,5 g de soluto. As condições da mistura dos dois componentes também deverão ser equivalentes, daí a agitação vigorosa após a adição seguida de repouso, em todos os tubos de ensaio de forma equivalente.</p> <p>3. A preparação prévia de uma tabela de registo deverá ser feita pelos alunos, pois ajudá-los-á a pensar no que vão fazer, porquê e como. Sugere-se o uso de uma tabela de dupla entrada, por soluto e por solvente, onde se registe “muito solúvel”, “pouco solúvel” e “muito pouco solúvel”. Para facilitar a tomada de decisão sobre a extensão da solubilização, poder-se-á deixar como termo de comparação uma amostra igual de cada um dos solutos (sem solvente) num tubo de ensaio igual.</p> <table border="1"> <thead> <tr> <th>Solvente (5 cm³) Solutos (0,5g)</th><th>Água</th><th>Etanol</th><th>n-hexano</th></tr> </thead> <tbody> <tr> <td>Cloreto de sódio</td><td></td><td></td><td></td></tr> <tr> <td>Cloreto de cálcio</td><td></td><td></td><td></td></tr> <tr> <td>Iodo</td><td></td><td></td><td></td></tr> <tr> <td>n-heptano</td><td></td><td></td><td></td></tr> <tr> <td>Água</td><td></td><td></td><td></td></tr> <tr> <td>Etanol</td><td></td><td></td><td></td></tr> <tr> <td>n-hexano</td><td></td><td></td><td></td></tr> </tbody> </table> <p>Nota : Para tornar mais nítidas as duas fases líquidas poder-se-á adicionar umas gotas de corante alimentar à fase em que ele for solúvel.</p>	Solvente (5 cm ³) Solutos (0,5g)	Água	Etanol	n-hexano	Cloreto de sódio				Cloreto de cálcio				Iodo				n-heptano				Água				Etanol				n-hexano				
Solvente (5 cm ³) Solutos (0,5g)	Água	Etanol	n-hexano																																
Cloreto de sódio																																			
Cloreto de cálcio																																			
Iodo																																			
n-heptano																																			
Água																																			
Etanol																																			
n-hexano																																			

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ACTIVIDADES	CARGA HORÁRIA
		<p>Para responder à segunda questão “<i>O que acontece à solubilidade em água de uma substância quando se varia a temperatura?</i>” pode-se escolher um soluto (nitrato de potássio) e um solvente (água) e ensaiar qual o valor da temperatura mínima para a qual misturas de um certo volume de solvente (10cm^3) dissolvem por completo diferentes massas desse soluto. Sugere-se usar quatro amostras de soluto de massas diferentes (4,0g ; 7,5g ; 12,5g ; 17,5g) e por razões de economia de tempo cada um dos grupos trabalhará com uma amostra de uma determinada massa , realizando, pelo menos, três ensaios , cujo resultado final não apresente uma variação superior a 1°C. A média aritmética dos valores determinados representa o valor mais provável da temperatura à qual a solução está em equilíbrio com a fase sólida. O conjunto dos 4 resultados da temperatura, para as 4 misturas ensaiadas, são os valores a serem utilizados por toda a turma na construção do gráfico.</p> <p>Assim:</p> <p>A – Cada grupo prepara uma amostra de nitrato de potássio com uma das massas correspondentes ao ensaio (4,0g ; 7,5g ; 12,5g ; 17,5g) e coloca-a num tubo de ensaio (20x200mm);</p> <p>B – Pipetar 10cm^3 de água destilada, transferir para o tubo de ensaio e agitar com uma vareta até dissolver a maior quantidade;</p> <p>C – Colocar o tubo de ensaio dentro de um copo de 250 ml com cerca de 200 cm^3 de água quente;</p>	

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ACTIVIDADES	CARGA HORÁRIA
		<p>D – Agitar cuidadosamente a mistura em banho de água aquecida até todo o nitrato de potássio estar totalmente dissolvido;</p> <p>E – Retirar o tubo de ensaio do copo, introduzir o termómetro e continuar a agitar cuidadosamente a mistura à medida que vai arrefecendo;</p> <p>F – Observar a solução e quando se iniciar a cristalização registar o valor da temperatura;</p> <p>G – Repetir os procedimentos C a F com o mesmo tubo de ensaio até se obterem leituras que não devem diferir mais do que 1 °C;</p> <p>H – Proceder ao traçado da curva de solubilidade (massa de potássio dissolvido/ 100g de água em função da temperatura);</p> <p>I – Comparar o gráfico obtido com outros que vêm descritos na literatura.</p> <p>Nota: A melhor observação é a que se realiza quando se olha para a extremidade inferior do tubo de ensaio onde se irão depositar os cristais à medida que se formam.</p> <p>No final das actividades algumas questões poderão ser colocadas aos alunos para discussão em particular:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Qual o soluto mais solúvel na água? 2. Qual o soluto mais solúvel em n-hexano? 3. Para cada um dos solutos ensaiados como varia a solubilidade nos diversos solventes? 4. Qual o soluto mais solúvel na água? 5. Qual o soluto mais solúvel em n-hexano? 	

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ACTIVIDADES	CARGA HORÁRIA
		<p>6. Para cada um dos solutos ensaiados como varia a solubilidade nos diversos solventes?</p> <p>7. Como varia o poder dissolvente de cada solvente com os solutos ensaiados?</p> <p>8. Caracterizar o tipo de ligações químicas existentes em cada um dos solutos ensaiados (iónica ou covalente) e em cada solvente (covalente polar ou apolar) e estabelecer a associação verificada para os pares soluto – solvente onde a solubilização foi mais extensa (maior solubilidade).</p> <p>9. Por que é que as águas “ricas” em cálcio são “pobres” em iões fluoreto? (Sugestão: Ter em conta valores tabelados para Kps de fluoretos).</p> <p>10. Será que a solubilidade de todos os sais aumenta sempre com a temperatura? (Sugestão: Explorar dados disponíveis, gráficos ou tabelas, relativos a outros sais tais como cloreto de sódio, sulfato de cério (II) entre outros).</p> <p>Material e equipamento: balança semi-analítica; contentor para resíduos; copo de 250 ml; placa de aquecimento; pipeta graduada de 5ml; pompete ou pipetador automático; rolhas para tubos de ensaio de 16x200mm; rolhas para tubos de ensaio de 20x200mm; suporte para tubos de ensaio de 16x200mm; suporte para tubos de ensaio de 20x200mm; termómetros (-10 a 110 °C); tubos de ensaio 16x200mm; tubos de ensaio 20x200mm, varetas de vidro.</p> <p>Reagentes: água, hexano, etanol, propanona, iodo, carbonato de cálcio, cloreto de sódio, cloreto de cálcio, nitrato de potássio e acetato de cálcio.</p>	

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ACTIVIDADES	CARGA HORÁRIA
		<p>Nota: O nitrato de potássio e o acetato de cálcio devem ser recuperados das soluções preparadas, para ser usado por outros grupos, por evaporação parcial do solvente, filtração e secagem na estufa (atenção ao ponto de fusão).</p> <p>Sugestões para avaliação</p> <p>Todos os grupos devem :</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Colaborar no traçado da curva de solubilidade (massa de nitrato de potássio ou acetato de cálcio dissolvido/100g de água em função da temperatura); 2. Comparar as curvas obtidas e relacionar o seu traçado (declive) com a variação da solubilidade com a temperatura; 3. Discutir as limitações do procedimento experimental; 4. Responder às questões formuladas anteriormente. <p>Actividades laboratoriais</p> <p>AL 5 – Identificação de sais</p> <p>A classificação analítica dos catiões baseia-se, normalmente, na diferença de solubilidade dos seus cloretos, sulfuretos, hidróxidos e carbonatos.</p> <p>Para a identificação de aniões recorre-se habitualmente, a uma classificação que tem por base as reacções dos diferentes aniões com soluções aquosas de nitrato de prata e cloreto de bário.</p>	<p>1 Tempo lectivo para a actividade laboratorial AL 5</p>

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ACTIVIDADES	CARGA HORÁRIA
		<p>Objectivos: aplicar as técnicas e os princípios subjacentes à determinação de catiões e de aniões.</p> <p>Sugestões metodológicas</p> <p>Nesta actividade apresentam-se duas possibilidades em alternativa ou para serem realizadas em simultâneo por grupos diferentes.</p> <p>AL 5.1 – Identificação dos iões Cu^{2+} e SO_4^{2-} no sulfato de cobre pentaidratado</p> <p>A - Identificação do catião Cu^{2+}</p> <p>A identificação do catião Cu^{2+} dá-se através:</p> <ul style="list-style-type: none"> - de uma reacção de precipitação: $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{HO}^{-}(\text{aq}) \leftrightarrow \text{Cu}(\text{HO})_2(\text{s});$ - da formação de um ião complexo: $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 4 \text{NH}_3(\text{aq}) \leftrightarrow [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}(\text{aq}).$ <p>Material e equipamento: balança semi-analítica; pipetas conta-gotas; suporte de tubos de ensaio; tubos de ensaio 10x100 mm.</p> <p>Reagentes: solução de NaHO 2 mol/dm³; NH₃ 1:1; solução de CuSO₄.5H₂O 30 g/dm³.</p> <p>Procedimento</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Num tubo de ensaio colocar 2ml de uma solução de sulfato de cobre. 	

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ACTIVIDADES	CARGA HORÁRIA
		<p>2. Adicionar solução de NaHO, gota a gota, forma-se um precipitado gelatinoso azul-claro, insolúvel em excesso de reagente, mas solúvel em ácidos minerais.</p> <p>3. Para outro tubo de ensaio, adicionar 2 ml da solução referida em 1. Juntar lentamente, solução aquosa de NH₃. Verificar a formação de um precipitado gelatinoso azul-claro, solúvel em excesso de reagente, originando uma solução de cor azul intensa.</p> <p>B - Identificação do anião SO₄²⁻.</p> <p>A identificação do anião SO₄²⁻ dá-se através:</p> <ul style="list-style-type: none"> - duas reacções de precipitação: $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) + \text{Ba}^{2+}(\text{aq}) \leftrightarrow \text{BaSO}_4(\text{s})$ e $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) + \text{Pb}^{2+}(\text{aq}) \leftrightarrow \text{PbSO}_4(\text{s});$ - da respectiva solubilidade em ácidos e em alcalinos: $\text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 3 \text{HO}^{-}(\text{aq}) \leftrightarrow [\text{Pb}(\text{HO})_3]^{-}(\text{aq}).$ <p>Material e equipamento: bico de Bunsen; pinça para tubos de ensaio; pipetas conta-gotas; suporte para tubos de ensaio; tubos de centrifuga.</p> <p>Reagentes: solução de BaCl₂ a 2%; HCl concentrado; Pb(CH₃COO)₂ com 0,1 mol/dm³; KHO concentrado; solução de CuSO₄.5H₂O 30 g/dm³.</p>	

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ACTIVIDADES	CARGA HORÁRIA
		<p>Procedimento</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Deitar para um tubo de centrifuga, 2ml da solução a analisar. 2. Adicionar, gota a gota, solução de BaCl_2. Forma-se um precipitado branco. 3. Centrifugar e desprezar o líquido sobrenadante. 4. Adicionar 3-4 gotas de HCl concentrado e verificar a não solubilização do precipitado. 5. Para outro tubo de centrifuga, adicionar 2 ml da solução a analisar e adicionar, gota a gota, solução aquosa de $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$. Verificar a formação de um precipitado branco. 6. Centrifugar e desprezar o líquido sobrenadante. 7. Verificar a solubilidade deste precipitado em solução de KHO concentrada. <p>AL 5.2 – Identificação dos iões Ca^{2+} e CO_3^{2-} num material pétreo ou cerâmico.</p> <p>A - Identificação do catião Ca^{2+}.</p> <p>Ensaio de uma chama (via seca). A chama é vermelho-tijolo.</p> $\text{CaCO}_3 (\text{s}) + 2 \text{H}^+ (\text{aq}) \leftrightarrow \text{CO}_2 (\text{g}) + \text{Ca}^{2+} (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l}).$ <p>Material e equipamento: bico de Bunsen; cápsula de porcelana; fio de platina ou ansa de cromoníquel; pinça para tubos de ensaio; pipetas conta-gotas; suporte de tubos de ensaio; tubos de ensaio 10x100 mm.</p> <p>Reagentes: HCl 2 mol/dm³; amostra de material pétreo ou cerâmico; água desionizada.</p>	

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ACTIVIDADES	CARGA HORÁRIA
		<p>Procedimento</p> <ol style="list-style-type: none"> Colocar num tubo de ensaio uma porção da amostra reduzida a pó. Adicionar HCl até cessar a efervescência. Transferir para uma cápsula de porcelana e evaporar até à secura. Deixar arrefecer a cápsula, adicionar 2 ml de água desionizada e agitar; filtrar, se necessário. Humedecer, no filtrado, um fio de platina ou cromoníquel limpo e levar várias vezes à zona oxidante da chama do bico de Bunsen. Esta adquire uma cor vermelho-tijolo, característica do ião Ca^{2+}. <p>B - Identificação do anião CO_3^{2-}.</p> <p>Reacções fundamentais:</p> $\text{Ba}(\text{HO})_2 (\text{aq}) + \text{CO}_2 (\text{g}) \leftrightarrow \text{BaCO}_3 (\text{s}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l})$ $\text{CaCO}_3 (\text{s}) + 2 \text{H}^+ (\text{aq}) \leftrightarrow \text{CO}_2 (\text{g}) + \text{Ca}^{2+} (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l}).$ <p>Material e equipamento: almofariz; bico de Bunsen; pinça para tubos de ensaio; pipetas conta-gotas; tubos de ensaio 10x100 mm; suporte para tubos de ensaio; papel de filtro; proveta de 5ml.</p> <p>Reagentes: fenolftaleína; casca de ovo; solução de $\text{Ba}(\text{HO})_2$ (solução saturada recentemente preparada); HCl 2 mol/dm³; solução de Na_2CO_3 0,1 mol/dm³.</p>	

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ACTIVIDADES	CARGA HORÁRIA
		<p>Procedimento</p> <ol style="list-style-type: none"> Colocar num tubo de ensaio uma porção da amostra, previamente lavada e reduzida a pó e adicionar 2ml de HCl. Aquecer ligeiramente e aproximar uma vareta com uma gota de $\text{Ba}(\text{HO})_2$ da boca do tubo. O aparecimento de imediato de uma turvação branca indica a presença do ião carbonato. Repetir o ponto 1. Tapar a boca do tubo com um papel de filtro embebido em Na_2CO_3 e no qual se colocaram duas gotas de fenolftaleína. Interpretar o resultado obtido. <p>Sugestão de avaliação</p> <p>Os alunos deverão elaborar um relatório final da análise efectuada.</p>	

COMPONENTE DE FÍSICA

Tema 1 – Radiação e matéria

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ACTIVIDADES	CARGA HORÁRIA
<p>Introdução</p> <p>A importância da Física na Arte e no Restauro</p> <p>1.1 Natureza da luz</p> <ul style="list-style-type: none"> • Dispersão da luz branca • Espectro visível • Luz como forma de energia 	<ul style="list-style-type: none"> • Identificar a luz como fenómeno ondulatório. • Explicar a dispersão da luz branca pelo prisma óptico. • Distinguir radiação monocromática de radiação policromática. • Caracterizar o espectro visível. • Relacionar frequência e comprimento de onda de radiações electromagnéticas através de $c=\lambda \cdot f$. • Reconhecer a dualidade dos aspectos corpuscular e ondulatório da luz. 	<p>Actividades práticas de sala de aula</p> <p>AP 1 - Dispersão da luz branca com um prisma óptico.</p> <p>Objectivos: distinguir radiação monocromática de radiação policromática; perceber que a luz branca resulta da junção de várias radiações monocromáticas; separar as radiações monocromáticas que constituem um feixe policromático fazendo-o passar através de prisma óptico; perceber que as radiações de cores primárias não se decompõem quando atravessam o prisma óptico porque são monocromáticas; compreender a absorção selectiva da luz por soluções coradas.</p> <p>Sugestões metodológicas</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Colocar a folha de cartolina sobre a placa de um retroprojector e um prisma óptico sobre a respectiva lente. Com a sala escurecida, observar a dispersão da luz. 2. Sobre o feixe de luz emergente, colocar um copo com solução aquosa de nitrato de níquel e registar quais as radiações absorvidas. Repetir com outras soluções coradas. 	<p>1 Tempo lectivo</p> <p>2 Tempos lectivos</p> <p>1 Tempo lectivo para a actividade pratica AP 1</p>

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ACTIVIDADES	CARGA HORÁRIA
		<p>Material e equipamento: prisma óptico (Prisma de Newton); folha de cartolina com um pequeno orifício ou fenda estreita no centro; retroprojector; solução de nitrato de níquel ou outras soluções coradas.</p> <p>Sugestão de avaliação</p> <p>Os alunos poderão discutir em grupo e interpretar:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Fenómenos como a formação do arco-íris. 2. O efeito de soluções coradas na luz dispersa por um prisma, comparando os respectivos espectros. 	

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ACTIVIDADES	CARGA HORÁRIA
1.2 Fenómenos de interacção luz/matéria • Propagação da luz • Reflexão e refacção da luz	<ul style="list-style-type: none"> • Distinguir meios transparentes de meios opacos. • Utilizar os princípios de propagação dos raios luminosos. • Interpretar fenómenos de reflexão e de refacção da luz, com base nas leis macroscópicas. • Aplicar as leis da reflexão da luz para determinar o percurso dos raios luminosos. • Identificar a refacção da luz como resultado do facto de a velocidade da luz não ser a mesma em meios diferentes. • Reconhecer que na superfície de separação de dois meios transparentes há sempre uma parte da luz que se refracta e outra que se reflecte. • Definir índice de refacção de um meio óptico em relação a outro e índice de refacção absoluto. • Reconhecer a simultaneidade dos fenómenos de refacção, reflexão e absorção. • Indicar as condições em que ocorre a reflexão total da luz. Definir ângulo crítico. 		3 Tempos lectivos

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ACTIVIDADES	CARGA HORÁRIA										
<p>1.3 Absorção diferenciada da luz:</p> <p>A cor da matéria</p> <ul style="list-style-type: none">• Absorção de radiações visíveis e a cor• Síntese aditiva. Cores primárias, secundárias e complementares• Síntese subtractiva. Cores primárias, secundárias e complementares• Teoria da cor• Temperatura da cor• Oposição de cor. Contraste simultâneo e sucessivo. Saturação de uma cor	<ul style="list-style-type: none">• Descrever a síntese aditiva e a subtractiva.• Identificar as cores primárias, secundárias e complementares.• Explicar as sensações cromáticas em função das interações luz/superfície.• Explicar o resultado das interações luz/superfície como um dos parâmetros da obtenção da cor.• Reconhecer a síntese óptica como o funcionamento simultâneo das sínteses aditiva e subtractiva.• Identificar a tonalidade, a saturação e a luminosidade como características da cor.	<p>Actividades práticas de sala de aula</p> <p>AP 2 – Sobreposição de feixes luz monocromáticos com cores primárias.</p> <p>Objectivos: obter as cores secundárias da luz por sobreposição de feixes monocromáticos de cores primárias; obter a luz branca por junção de feixes de luz com as cores primárias.</p> <p>Sugestões metodológicas</p> <p>1. Faça a sobreposição dos feixes de luz dois a dois e observe a cor da luz resultante.</p> <p>2. Sobreponha os três feixes simultaneamente e observe o resultado.</p> <p>Material necessário: feixes de luz monocromáticos (vermelho, verde e azul).</p> <p>Sugestão de avaliação</p> <p>O registo das observações pode ser feito na seguinte tabela:</p> <table><tr><th>Cor dos feixes</th><th>Cor resultante da sobreposição</th></tr><tr><td>Vermelho e azul</td><td></td></tr><tr><td>Vermelho e verde</td><td></td></tr><tr><td>Verde e azul</td><td></td></tr><tr><td>Vermelho, verde e azul</td><td></td></tr></table>	Cor dos feixes	Cor resultante da sobreposição	Vermelho e azul		Vermelho e verde		Verde e azul		Vermelho, verde e azul		<p>2 Tempos lectivos</p> <p>1 Tempo lectivo para a actividade pratica AP 2</p>
Cor dos feixes	Cor resultante da sobreposição												
Vermelho e azul													
Vermelho e verde													
Verde e azul													
Vermelho, verde e azul													

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ACTIVIDADES	CARGA HORÁRIA
1.4. Radiações electromagnéticas <ul style="list-style-type: none"> • Espectro de radiação electromagnética • Radiações UV • Radiações IV • Raios X • Laser • Métodos de análise de obras de arte utilizando radiações electromagnéticas 	<ul style="list-style-type: none"> • Situar a luz no espectro electromagnético. • Descrever o espectro electromagnético. • Caracterizar algumas radiações não visíveis do espectro electromagnético. • Indicar as aplicações de algumas radiações electromagnéticas na área do restauro. 		2 Tempos lectivos

12º ANO

COMPONENTE DE QUÍMICA

Tema 1 – Tintas, corantes e vernizes

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ACTIVIDADES	CARGA HORÁRIA
1.1. Tintas, corantes e vernizes <ul style="list-style-type: none"> • Importância da indústria química na sua produção • Definição e aplicação • Impactes ambientais 	<ul style="list-style-type: none"> • Reconhecer a importância da produção de corantes e pigmentos na Indústria Química. • Associar o desenvolvimento da indústria dos corantes e pigmentos à necessidade de proteger e embelezar os materiais. • Associar a tinta a um material constituído por uma dispersão de pigmentos ou corantes num solvente aos quais se adicionam materiais em menor quantidade para conferir propriedades particulares. • Associar verniz à mistura homogénea de componentes idênticos aos de uma tinta. • Referir a utilização de tintas e vernizes em situações como exteriores e interiores de imóveis, automóveis, barcos, tubagens industriais, embalagens, etc. • Associar problemas ambientais relacionados com as tintas e vernizes, emissão de compostos orgânicos voláteis, libertação de compostos com metais tóxicos, entre outros. • Justificar medidas para diminuir a quantidade de emissão de VOCs e compostos com metais tóxicos, como a utilização de tintas de água e a diminuição dos óxidos e sais de metais nos pigmentos. 	<p>Actividades práticas de sala de aula</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Pesquisa documental sobre a importância dos corantes na Indústria Química. 2. Pesquisa documental sobre tintas e vernizes onde conste: <ul style="list-style-type: none"> - Componentes maioritários e minoritários de diferentes tintas e vernizes; - Tipos de tintas usados na actualidade e que são considerados ecologicamente mais correctos. 	<p>1 Tempo lectivo</p>

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ACTIVIDADES	CARGA HORÁRIA
<p>1.2. Composição química de tintas, corantes e vernizes</p> <p>1.2.1. Pigmentos</p> <ul style="list-style-type: none"> Definição e origem Toxicidade de pigmentos Tipos de pigmentos Pigmentos orgânicos – moléculas orgânicas complexas. Pigmentos inorgânicos – óxidos metálicos e sais Extracção e isolamento de pigmentos 	<ul style="list-style-type: none"> Associar pigmento a um material constituído por partículas sólidas insolúveis no solvente da tinta à qual lhe dão cor e que em simultâneo lhe podem conferir propriedades protectoras. Identificar a origem natural de alguns dos primeiros pigmentos, como o ocre vermelho (Fe_2O_3), extraído de minerais existentes em rochas. Associar as cores e tonalidades baças e térreas de pinturas em monumentos e quadros antigos à variedade de minerais utilizados como pigmentos e ao processo de mistura com óleos e barro para revestimento das superfícies a pintar. Referir a introdução progressiva de pigmentos orgânicos sintéticos, de moléculas bastante complexas. Associar a toxicidade dos pigmentos inorgânicos à presença de catiões de metais como o chumbo, arsénio, cádmio e o mercúrio ou ainda o crómio no anião cromato. Identificar o sulfureto de zinco, sulfato de bário, óxidos de ferro (III), de crómio (III) e de titânio (IV) e os cromatos de chumbo, de zinco e de bário como alguns pigmentos inorgânicos usados na produção de tintas. Conhecer algumas regras de nomenclatura de substâncias inorgânicas (ácidos, hidróxidos, sais e óxidos). Associar a cada composto que entra na composição de pigmentos a respectiva fórmula química. 	<p>Actividades laboratoriais</p> <p>AL 1 – Extracção e isolamento de corantes.</p> <p>Objectivos: interpretar cromatografia como um método de separação dos componentes de uma mistura que se baseia no diferente comportamento de partição desses mesmos componentes entre a fase móvel e a fase estacionária; identificar os principais componentes de uma cromatografia: fase móvel (eluente), fase estacionária, suporte e reveladores de cromatogramas; Identificar a coluna de cromatografia como suporte da fase estacionária e a fase móvel como transportadora da amostra; Interpretar a maior ou menor afinidade dos componentes da amostra com a fase estacionária, através do maior ou menor intervalo de tempo de permanência na coluna; separar alguns dos componentes corados através de uma cromatografia em coluna.</p> <p>Sugestões metodológicas</p> <p>A actividade proposta pode ser efectuada a partir de plantas verdes ou de pasta de tomate, pelo que se apresentam as actividades I e II em alternativa, ou para serem realizadas em simultâneo por grupos diferentes.</p> <p>1. Extracção e isolamento dos corantes de plantas verdes.</p> <p>Esta actividade tem como objectivo separar os diferentes corantes que conferem a cor às plantas verdes, usando a cromatografia em coluna.</p>	<p>2 Tempos lectivos</p> <p>2 Tempos lectivos para a actividade laboratorial AL 1</p>

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ACTIVIDADES	CARGA HORÁRIA
		<p>Material e equipamento: almofariz e mão; argola e noz; balança de precisão $\pm 0,1$ g; canivete; coluna cromatográfica; copos de 200ml e 400ml; Erlenmeyer de 100 ml; espátula; funil; funil ou ampola de decantação; papel de filtro; pipeta de Pasteur; provetas de 25, 50 e 100 ml; suporte universal; vareta de vidro.</p> <p>Reagentes: acetona, algodão, alumínio, areia lavada, clorofórmio, éter de petróleo 40º-60º, sulfato de sódio anidro e folhas de plantas verdes.</p> <p>Procedimento</p> <p>A – Extracção dos corantes.</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Cortar em pequenos pedaços, cerca de 10 g de folhas de plantas (ervas, espinafres, agriões...) e macerar num almofariz com uma pequena quantidade de areia. 2. Transferir o material para um copo de 200ml, adicionar 30ml de acetona e agitar, deixar repousar cerca de 10 min, adicionar 20 ml de água e agitar de novo. 3. Filtrar a solução para um funil de separação. 4. Adicionar 30 ml de éter de petróleo 40º- 60º (10:90), agitar (com os devidos cuidados), deixar repousar e recolher a fase orgânica para um Erlenmeyer. 5. Retirar a água, eventualmente existente na solução, com sulfato de sódio, durante cerca de 10 min e filtrar. 6. Evaporar o solvente na <i>hotte</i> até se obter 2-3 ml de solução. 	

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ACTIVIDADES	CARGA HORÁRIA
		<p>B – Preparação da coluna de cromatografia.</p> <ol style="list-style-type: none"> Colocar um pedaço de algodão na base da coluna. Colocar areia na base da coluna, sobre o algodão, até cerca de 0,5 cm de altura. Encher a coluna até um terço com éter do petróleo e juntar uma suspensão de alumina (5g) em éter de petróleo, deixar sedimentar e adicionar uma nova camada (fina) de areia. Deixar escoar o solvente até que o nível atinja quase a camada superior de areia e aplicar com uma pipeta de Pasteur, a solução concentrada do extracto de corantes. Deixar que a solução penetre na coluna e lavar a parte superior com 2ml de éter de petróleo (não deixar secar a coluna no topo). Iniciar a ebulição da coluna utilizando como eluente uma mistura de acetona /éter de petróleo 40º-60º (10:90) e continuar até recolher a fracção amarela (carotenóides) Mudar o eluente para acetona/éter de petróleo (25:75) o qual vai separar uma das clorofilas (clorofila α-verde). Remover a zona verde restante (clorofila-β, amarelo - esverdeado) utilizando clorofórmio como eluente. 	

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ACTIVIDADES	CARGA HORÁRIA
		<p>2. Extracção e isolamento dos corantes da pasta de tomate.</p> <p>Esta actividade tem como objectivo separar os diferentes corantes que conferem a cor vermelha ao tomate, usando a cromatografia em coluna.</p> <p>Material e equipamento: argola e noz; coluna cromatográfica; copos de 100ml; Erlenmeyer de 100 ml com rolha esmerilada; funil ou ampola de decantação; proveta de 10 ml, suporte universal.</p> <p>Reagentes: acetona, alumina (óxido de alumínio), areia lavada, diclorometano, éter de petróleo 40º- 60º, sulfato de sódio anidro e pasta de tomate em tubo.</p> <p>Procedimento</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Extracção do pigmento corado. 2. Espremer o tubo de concentrado de tomate para um copo, até se obter cerca de 2cm de altura de pasta. 3. Adicionar 5ml de acetona. 4. Agitar esta mistura durante cerca de 1min e deixar em repouso, no escuro, durante 10 minutos. 5. Transferir para um funil de separação, adicionar 5ml de água e agitar. 6. Adicionar 5 ml de éter de petróleo e agitar esta mistura vigorosamente. 	

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ACTIVIDADES	CARGA HORÁRIA
		<p>7. Colocar o funil verticalmente num suporte e deixar separar as camadas. Verificar que a camada superior (éter de petróleo) está intensamente corada.</p> <p>8. Deixar escoar a camada inferior (aquosa) e lavar a camada superior com 2x2ml de água; desprezar as águas de lavagem.</p> <p>9. Transferir o extracto de éter de petróleo para um pequeno Erlenmeyer com rolha esmerilada, adicionar uma porção de sulfato de sódio anidro para secar e deixar em repouso durante 10 minutos.</p> <p>10. Filtrar para um recipiente limpo e seco.</p> <p>Proceder de forma análoga à descrita para as plantas verdes.</p> <p>Sugestão de avaliação</p> <p>Resposta a um questionário sobre a actividade laboratorial em desenvolvimento, onde deverão especificar o significado dos termos: cromatografia, fase móvel, fase estacionária, suporte e eluente.</p>	

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ACTIVIDADES	CARGA HORÁRIA
<p>1.2.2. Ligação química</p> <ul style="list-style-type: none"> Ligação química covalente Parâmetros de ligação: energia, comprimento e ângulo de ligação Geometria molecular Electronegatividade dos átomos dos elementos químicos Polaridade das ligações e polaridade das moléculas <ul style="list-style-type: none"> Ligação química iónica Ligações químicas secundárias (atracões dipolo-dipolo; pontes de hidrogénio e forças de dispersão) 	<ul style="list-style-type: none"> Explicar a estrutura da molécula H_2, utilizando o modelo de ligação covalente. Estabelecer a comparação da estrutura da molécula de H_2 com a estrutura de outras moléculas tais como O_2 e N_2. Interpretar o facto do Hélio formar moléculas. Explicar a estrutura das moléculas HCl, H_2O, NH_3 e CH_4, pelo modelo de ligação covalente. Representar as moléculas H_2, O_2, N_2, HCl, H_2O, NH_3 e CH_4 na notação de Lewis. Associar electronegatividade à capacidade do átomo atrair para si os electrões da ligação em que se encontra envolvido com outro átomo. Interpretar a variação da electronegatividade ao longo do período na TP. Associar ligação polar à ligação covalente em que os electrões que a asseguram estão mais atraídos por um átomo do que por outro, em virtude da sua maior electronegatividade. Interpretar a geometria da molécula para as moléculas H_2, O_2 e N_2. Interpretar que numa ligação polar, os átomos envolvidos partilham de modo diferente os electrões envolvidos na ligação. Interpretar que nas moléculas de H_2, O_2 e N_2 as ligações são apolares porque não existe diferença de electronegatividade entre os átomos envolvidos, por serem iguais. Distinguir as ligações secundárias e relaciona-las com as propriedades da substância. 	<p>Actividades de sala de aula</p> <p>3. Construção de modelos moleculares com "caixas de modelos moleculares" ou utilizando o computador.</p> <p>4. Análise de tabelas de valores de comprimentos, energias e ângulos de ligação, correlacionando-os com algumas geometrias moleculares.</p>	3 Tempos lectivos

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ACTIVIDADES	CARGA HORÁRIA
<p>1.2.3. Ligantes: definição e função</p> <p>1.2.4. Solventes e/ou diluentes</p> <ul style="list-style-type: none"> • Função dos solventes/diluentes • Toxicidade de solventes • Classes de solventes • Hidrocarbonetos alifáticos e aromáticos. Outros tipos de solventes – álcoois, acetonas e éteres • Preparação de uma tinta 	<ul style="list-style-type: none"> • Associar ligante a uma mistura de compostos orgânicos que formam uma película depois de seca e oxidada. • Interpretar a função do ligante numa tinta ou verniz como agregador das partículas do pigmento favorecendo a sua adesão à superfície onde é aplicado. • Interpretar a função do solvente ou do diluente numa tinta/verniz como a de um agente que lhe é adicionado com a finalidade de facilitar a sua aplicação. • Interpretar que a velocidade de evaporação do solvente condiciona a formação adequada da película polimérica. • Associar a diminuição progressiva do odor de uma tinta ou verniz aplicados com a diminuição progressiva da velocidade de evaporação do solvente ou diluente. • Relacionar a toxicidade de solventes com a emissão de VOCs e de outras substâncias contaminantes de águas subterrâneas e/ou superficiais quando aqueles não são tratados nem recuperados. • Associar solvente orgânico a um composto geralmente constituído por carbono, hidrogénio e eventualmente oxigénio, azoto e halogéneos. • Identificar famílias de compostos orgânicos (hidrocarbonetos e aromáticos). • Caracterizar classes de compostos orgânicos do tipo álcool, acetona e éter. 	<p>Actividades de sala de aula</p> <p>5. Pesquisa de pontos de ebulição de solventes e apreciação da volatilidade relativa, analisando a importância da volatilidade do solvente no seu uso em Restauro.</p> <p>6. Pesquisa documental sobre cuidados a ter na selecção de uma tinta ou um verniz em função da finalidade de aplicação.</p> <p>Actividades laboratoriais</p> <p>AL 2 – Preparação de uma tinta.</p> <p>Objectivos: preparar uma tinta a partir de materiais de uso corrente como tijolos e giz de cor; Identificar os componentes de uma tinta; associar a cada componente de uma tinta a sua função nessa mesma tinta.</p> <p>Material e equipamento: almofariz; martelo; proveta de 10 ml; vareta de vidro.</p> <p>Reagentes: Tijolo vermelho ou giz de cor, ovos e água.</p>	<p>2 Tempos lectivos</p> <p>1 Tempo lectivo para a actividade laboratorial AL 2</p>

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ACTIVIDADES	CARGA HORÁRIA
		<p>Procedimento</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Partir um pedaço de tijolo com a ajuda do martelo (usar óculos) esmagando os pedaços obtidos em bocados mais pequenos possíveis com o auxílio de um almofariz. 2. Adicionar 10 ml de água e continuar a esmagar o tijolo até se obter uma pasta. 3. Medir o volume de pasta obtida com o objectivo de calcular o número de gemas de ovo (para cada 10 ml de pasta é necessária uma gema de ovo). 4. Separar, para uma cápsula, as gemas das claras e com a ajuda de uma vareta de vidro, mexer as gemas até ficarem com um tom amarelado. Neste momento, adicionar a gemada obtida à pasta de tijolo anterior e misturar muito bem. Está pronta a tinta. <p>O pó avermelhado obtido do tijolo é o pigmento óxido de ferro (III), a água é o solvente e as gemas são o ligante.</p> <p>Nota: pode também obter-se uma tinta utilizando giz de cor e pode ainda, conjugar-se diferentes pigmentos para se obter cores diferentes ou introduzir variantes de cor por adição de plantas trituradas em almofariz.</p> <p>Sugestão de avaliação</p> <p>Os alunos poderão classificar os materiais usados na preparação da tinta como aditivo, ligante e solvente.</p>	

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ACTIVIDADES	CARGA HORÁRIA
<p>1.2.5. Aditivos: definição e finalidade</p> <p>1.2.6. Composição/aplicação</p> <p>Tipos de tintas</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Caracterizar os aditivos de uma tinta quanto à sua composição e função: amaciadores, estabilizadores, fixotrópicos e anticongelantes. • Associar aditivos aos materiais que se adicionam em pequenas quantidades às tintas e vernizes de forma a melhorar algumas propriedades especiais como o aspecto da superfície e o espalhamento. • Associar a cada utilização pretendida para uma tinta ou verniz a composição adequada em termos de solvente, pigmentos, ligantes e aditivos. • Distinguir diferentes tipos de tintas: tintas de óleos, de água, de esmalte, de epóxis e de <i>shellac</i>. 		1 Tempo lectivo

Tema 2 – Metais e ligas metálicas

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ACTIVIDADES	CARGA HORÁRIA
<p>2.1. Importância dos metais ao longo dos tempos</p> <ul style="list-style-type: none"> Perspectiva histórica da utilização dos metais: Era do Cobre, Era do Bronze e Era do Ferro Aplicações e impactes ambientais 	<ul style="list-style-type: none"> Reconhecer a importância fundamental dos metais na evolução da espécie humana: as eras do cobre, do bronze e do ferro e a era do aço. Identificar a importância dos metais nos meios de transporte, computadores, nas comunicações por satélite, nos processos alimentares e de conservação, na construção, nas aplicações biomédicas, na produção e transporte de corrente eléctrica, nos equipamentos domésticos. Relacionar a necessidade de proceder à reciclagem e revalorização dos equipamentos metálicos após o uso com a cada vez maior escassez de recursos de origem natural. 	<p>Actividades práticas de sala de aula</p> <ol style="list-style-type: none"> Pesquisar informação sobre a descoberta e utilização dos metais, numa perspectiva histórica. Estabelecer uma comparação dos campos de utilização dos metais e de outros materiais como os materiais plásticos, cerâmicos e outros utilizando diversas fontes de informação. 	<p>1 Tempo lectivo</p>

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ACTIVIDADES	CARGA HORÁRIA
<p>2.2. Como se distinguem metais de outros materiais</p> <p>2.2.1. A distribuição electrónica</p> <ul style="list-style-type: none"> Breve história da evolução do modelo atómico até à quantificação de energia Modelo actual: modelo quântico Números quânticos (n, l, m_l e m_s) Orbitais (s, p, d) Princípio da energia mínima Princípio da exclusão de Pauli Regra de Hund Configuração electrónica dos átomos de elementos de $Z < 23$ <p>2.2.2. Os metais e a Tabela Periódica dos elementos</p> <ul style="list-style-type: none"> A estrutura e posição na T.P. Configurações electrónicas Características dos elementos e propriedades das substâncias elementares Posição dos elementos metálicos na Tabela Periódica Raio atómico e energia de ionização: sua variação com o número atómico 	<ul style="list-style-type: none"> Referir os contributos dos vários cientistas e propostas de modelo atómico, para a formalização do modelo atómico actual. Interpretar o átomo segundo o modelo que prevê a existência de níveis de energia. Descrever o modelo quântico do átomo em termos n^{os} quânticos, orbitais e níveis energia. Estabelecer as configurações electrónicas dos átomos dos elementos ($Z \leq 23$) atendendo aos princípios da energia mínima e da exclusão de Pauli e à regra de Hund. Reconhecer na TP um instrumento organizador de conhecimentos sobre o universo dos elementos químicos. Distinguir entre características do elemento e propriedades das substâncias elementares. Identificar, para os elementos representativos da TP, a periodicidade das propriedades físicas e químicas das substâncias elementares. Interpretar o raio atómico e a energia de ionização em termos de distribuição electrónica. Identificar a posição de cada elemento na TP segundo o grupo e o período. Diferenciar informações contidas na TP respeitantes aos elementos e às substâncias elementares correspondentes. Relacionar a posição dos elementos representativos com configuração electrónica. 		5 Tempos lectivos

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ACTIVIDADES	CARGA HORÁRIA
<p>2.2.3. Ligação química dos metais</p> <ul style="list-style-type: none"> Ligação metálica Rede cristalina dos metais 	<ul style="list-style-type: none"> Associar a ocorrência de ligação metálica entre átomos que apresentam simultaneamente baixa energia de ionização, várias orbitais de valência vazias e um número de electrões de valência menor que o número de orbitais de valência. Interpretar a ligação metálica como resultado da interacção electrostática entre os iões “metálicos” da rede cristalina tridimensional e os electrões nela dispersos. 		
<p>1.3. Estrutura e propriedades dos metais</p> <ul style="list-style-type: none"> Propriedades características dos metais como substâncias e materiais: condutibilidade eléctrica e térmica, ductilidade, maleabilidade e brilho Metais e o vidro: o caso do cristal 	<ul style="list-style-type: none"> Interpretar a maleabilidade, a ductilidade e a condutibilidade eléctrica como propriedades que, caracterizam um material metálico, relacionando com a ligação química/estrutura. Interpretar a estrutura dos metais segundo uma rede cristalina. Relacionar a presença de metais na composição de um cristal como meio de melhorar algumas propriedades como a refacção da luz, o brilho e as formas das faces facetadas no cristal. 		2 Tempos lectivos
<p>1.4. Ligas metálicas</p> <ul style="list-style-type: none"> Soluções sólidas: definição Alguns casos : aço e aço inoxidável, bronze, “ouro”, “prata de lei”, amálgamas, estanho, latão, constantan, cuproníquel, solda Composição de uma liga metálica 	<ul style="list-style-type: none"> Interpretar liga metálica como sol. sólida. Identificar os metais da TP nas ligas metal. Interpretar a utilização de ligas metálicas em detrimento dos metais, pelas propriedades vantajosas que apresentam. Reconhecer a importância das ligas metálicas, por se poder controlar a composição e as suas propriedades. 	<p>Actividades de sala de aula</p> <ol style="list-style-type: none"> Pesquisar o significado de “ouro de 18 e 24 quilates” – grau de pureza e quais os materiais que se ligam ao ouro. Pesquisar a abundância e localização de minérios utilizados na extracção de metais. 	1 Tempo lectivo

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ACTIVIDADES	CARGA HORÁRIA
	<ul style="list-style-type: none"> • Descrever o processo de formação da liga metálica a partir da mistura dos componentes fundidos e posteriormente arrefecidos para permitir a formação de um sólido uniforme. • Identificar a amálgama como uma liga de mercúrio com outro(s) metal(ais). • Identificar a composição de algumas ligas. • Reconhecer a importância especial dos aços na sociedade industrializada actual. • Interpretar o significado de alguns termos usados vulgarmente, ex: "ouro de lei" 	<p>Actividades laboratoriais</p> <p>AL 1 – Composição de uma liga metálica.</p> <p>Objectivos: determinar a composição de uma liga metálica; utilizar métodos químicos para análise qualitativa de cátions metálicos; aplicar métodos de análise quantitativa e/ou de separação de iões; caracterizar a reactividade de cátions metálicos.</p> <p>Sugestões metodológicas</p> <p>As ligas metálicas presentes nos objectos variam grandemente na sua composição, de acordo com os objectivos pretendidos. Por exemplo o latão, denominação tradicionalmente aplicada às ligas do sistema cobre-zinco, tem teores de zinco que variam entre 5 e 40%, pode ter 1% de estanho para aumentar a resistência à corrosão. Nos vulgares cliques é adicionado uma percentagem inferior a 1% de manganês para aumentar a dureza da liga.</p> <p>A presença dos diferentes metais pode ser verificada após conversão da liga numa solução de iões metálicos, por acção de ácido nítrico. Os cátions metálicos na solução obtida podem ser identificados por testes específicos, separados por precipitação selectiva ou determinados quantitativamente por métodos apropriados (por exemplo titulação ou colorimetria).</p>	<p>1 Tempo lectivo para a actividade laboratorial AL1</p>

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ACTIVIDADES	CARGA HORÁRIA
		<ol style="list-style-type: none"> 1. A análise qualitativa de catiões pode ser efectuada através de reacções específicas, designadas por “análise de toque”. A “análise de toque” permite uma discussão perene sobre a reactividade dos catiões (incluindo equilíbrios de solubilidade, de oxidação-redução, de ácido-base e de complexação) com as vantagens da micro-escala (a maioria dos teste são efectuados por adição de uma gota de reagente a uma gota de solução problema, sobre papel de filtro, sendo os iões identificados pelo aparecimento de uma mancha colorida). 2. A precipitação selectiva de catiões metálicos pode ser utilizada como método de análise quantitativa ou como processo auxiliar (nomeadamente para retirar da solução iões interferentes). No entanto, recomenda-se que a sua utilização seja sempre associada à sua importância prática em processos de descontaminação e recuperação de resíduos metálicos. 3. Os métodos de titulação redox ou complexiométricos podem constituir uma opção privilegiada por respeitarem uma técnica conhecida e com pouca exigência de material (apenas material de vidro). No entanto, deve-se ter em conta os problemas decorrentes das baixas concentrações das espécies minoritárias nalgumas ligas e possíveis interferências entre os iões presentes na solução. 4. Os métodos colorimétricos são adequados para determinação de componentes de baixa concentração em solução. Este é o caso, por exemplo, da determinação do manganês presente num clipe (os iões Mn^{2+} (aq) – solução incolor – são convertidos a MnO_4^- (aq) – solução violeta – com iodeto de potássio). 	

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ACTIVIDADES	CARGA HORÁRIA
		<p>Recomenda-se uma abordagem simplificada ao método colorimétrico e à lei de Beer: em soluções suficientemente diluídas, a absorvência (A) de uma solução é directamente proporcional à concentração da substância corada (C) ou seja, $A = a.C$, sendo a constante de proporcionalidade. Esta constante de proporcionalidade (a) é determinada com o auxílio de uma solução de concentração conhecida.</p> <p>Material, equipamento e reagentes.</p> <p>Dependendo da metodologia escolhida podem ser necessários:</p> <ul style="list-style-type: none"> • Solução HNO_3 16 mol/dm³ • Reagentes para análise de toque • Centrifuga • Colorímetro ou espectrofotómetro <p>Sugestões para avaliação</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Identificação das reacções químicas envolvidas na determinação dos catiões presentes na solução. 2. Justificação da escolha do método de determinação quantitativa. 3. Comparação dos resultados obtidos com os resultados expectáveis a partir da informação existente sobre a composição das ligas comumente utilizadas. 	

Tema 3 – Polímeros sintéticos

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ACTIVIDADES	CARGA HORÁRIA
3.1. Generalidades e definições <ul style="list-style-type: none"> • Marcos históricos da indústria dos polímeros • Homopolímeros e co-polímeros • Tipos de polimerização: adição e condensação • Classificação de polímeros • Modos de aplicação dos polímeros • Factores que afectam as propriedades dos polímeros • Mecanismos de degradação dos polímeros sintéticos 	<ul style="list-style-type: none"> • Identificar contextos na arte e no restauro onde se utilizam materiais poliméricos e caracterizar situações tornadas possíveis pelo uso desses materiais. • Conhecer alguns marcos importantes da história dos polímeros: o primeiro plástico semi-sintético, a baquelite, o acetato de celulose, o policloreto de vinilo (PVC) (1930), o celofane, a resina de ureia formaldeído, a poliamida, o polimetacrilato de metilo, o polietileno, o poliestireno, as resinas epoxi, o poliéster, o silicone e os bioplásticos. • Identificar um polímero sintético quando é obtido por reacção de síntese a partir de materiais não poliméricos, os monómeros. • Diferenciar homo e co-polímeros pelo nº e tipo de monómeros envolvidos na prática de controlar a extensão da reacção de polimerização correspondente. • Caracterizar os monómeros segundo o número e a natureza dos grupos funcionais. • Identificar, a partir da estrutura do(s) monómero(s) o tipo de reacção de polimerização: condensação ou adição. • Caracterizar os polímeros segundo famílias relacionando essas famílias com os grupos funcionais dos monómeros. • Diferenciar família química (estrutura) de polímeros de marca registada (comercial). • Caracterizar os mecanismos que conduzem à degradação dos polímeros sintéticos. 	<p>Actividades práticas de sala de aula</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Recolher e classificar amostras de objectos de plástico usando os sistemas de classificação. 2. Pesquisar vantagens e desvantagens da utilização de polímeros, relativamente a outros materiais. 	3 Tempos lectivos

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ACTIVIDADES	CARGA HORÁRIA
3.2. Polímeros vinílicos usados em arte e restauro <ul style="list-style-type: none"> • Polietilenos • Polivinilacetatos (PVA). Polivinilalcoois (PVAC) • Poliacrilatos • Identificação de plásticos • Sintetização de polímeros 	<ul style="list-style-type: none"> • Identificar a composição química geral que caracteriza os polímeros vinílicos. • Reconhecer os polímeros vinílicos usados em arte e restauro: polietilenos; polivinilacetatos (PVA); polivinilalcoois (PVAC); poliacrilatos. • Relacionar o seu comportamento químico com as propriedades importantes para a arte e restauro. • Diferenciar a família química de polímeros vinílicos (de natureza estrutural) de marca registada (de natureza comercial). 	<p>Actividades laboratoriais (<u>facultativas</u>)</p> <p>AL 1 – Identificação de plásticos através de testes físico-químicos.</p> <p>Objectivos: distinguir os diferentes tipos de plásticos através de testes físico-químicos; classificar um dado plástico em função do seu comportamento face ao aquecimento.</p> <p>Sugestões metodológicas</p> <p>Esta actividade laboratorial deverá ser precedida da separação, pelos alunos, de vários tipos de plásticos, entre um conjunto diversificado, a fim de identificarem ou comprovarem a simbologia existente nos mesmos.</p> <p>Para tal devem ser executados:</p> <ul style="list-style-type: none"> - Ensaio físico-químico para os diversos tipos de plástico previamente identificados através da simbologia; - Um conjunto de ensaios físico-químicos aplicados a uma amostra de plástico não identificado, a fim de proceder à sua caracterização, por comparação com os resultados anteriormente obtidos. 	2 Tempos lectivos

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ATIVIDADES	CARGA HORÁRIA																																																																
		<p>Os resultados poderão ser organizados num quadro semelhante ao que se segue:</p> <table><tr><th rowspan="3">Tipo de Plástico</th><th colspan="6">Registo de observações</th></tr><tr><th colspan="2">Teste de flutuação</th><th rowspan="2">Teste do aquecimento</th><th rowspan="2">Teste de chama</th><th rowspan="2">Teste de combustão</th><th rowspan="2">Teste de acetona</th></tr><tr><th>Em água</th><th>Em álcool isopropílico</th></tr><tr><td>PTE</td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td></tr><tr><td>PEAD</td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td></tr><tr><td>PCV</td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td></tr><tr><td>PEBD</td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td></tr><tr><td>PP</td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td></tr><tr><td>PS</td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td></tr><tr><td>Plástico não identificado</td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td></tr></table> <p>Teste 1: (teste de comportamento em água) – Num copo de 250 ml, colocar cerca de 175 cm³ de água à temperatura ambiente. Introduzir a amostra e agitar com uma vareta para retirar bolhas de ar aderentes. Deixar repousar e observar se flutua ou mergulha.</p> <p>Teste 2: (teste de comportamento em álcool isopropílico) – Num copo de 250 ml, colocar 64g de álcool isopropílico (a 70%) e adicionar água até perfazer 100 g de solução. Introduzir a amostra e observar se flutua ou mergulha.</p> <p>Teste 3: (teste do aquecimento) – Colocar num copo de 250 ml cerca de 125 cm³ de água e aquecer até à ebulição. Com o auxílio de uma pinça, mergulhar a amostra e observar o aspecto (amolecido ou não).</p>	Tipo de Plástico	Registo de observações						Teste de flutuação		Teste do aquecimento	Teste de chama	Teste de combustão	Teste de acetona	Em água	Em álcool isopropílico	PTE							PEAD							PCV							PEBD							PP							PS							Plástico não identificado							
Tipo de Plástico	Registo de observações																																																																		
	Teste de flutuação			Teste do aquecimento	Teste de chama	Teste de combustão	Teste de acetona																																																												
	Em água	Em álcool isopropílico																																																																	
PTE																																																																			
PEAD																																																																			
PCV																																																																			
PEBD																																																																			
PP																																																																			
PS																																																																			
Plástico não identificado																																																																			

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ACTIVIDADES	CARGA HORÁRIA
		<p>Teste 4: (teste da chama) – Colocar um fio de cromoníquel na chama de um bico de bunsen até ficar ao rubro. Com cuidado, tocar com o fio na amostra de plástico. Levar o fio novamente à chama e observar a cor desta (verde ou amarela).</p> <p>Teste 5: (teste de combustão) – Preparar uma amostra em forma de anel (com um orifício no centro). Segurar a amostra com uma pinça e aquece-la na chama até começar a arder. Retirar e observar a cor da chama que ela tem até arder por completo azul ou amarela).</p> <p>Teste 6: (teste da acetona) – Colocar num copo de 150 ml, 30 cm³ de acetona e tapa-lo com um vidro de relógio (não aproximar de chamas). Introduzir a amostra na acetona e aguardar cerca de 5s. Comprimir a amostra e verificar se fica dilatada /amolecida.</p> <p>Material, equipamento e reagentes: Bico de Bunsen; balança de precisão $\pm 0,01$ g, copo de 100 ml; pinça metálica; placa de aquecimento; fio de cromoníquel, propanona (acetona), álcool isopropílico a 70%.</p> <p>Sugestão de avaliação</p> <p>Organizar o quadro de registo das observações efectuadas.</p> <p>Responder à questão: qual(ais) o(s) plástico(s) ensaiado(s) que é(são) termofixo(s) ?</p>	

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ACTIVIDADES	CARGA HORÁRIA
		<p>AL 2 – Sintetizar polímeros.</p> <p>Objectivos: identificar os monómeros e as unidades estruturais no nylon 6.10; sintetizar um polímero de condensação, traduzir a reacção de síntese do nylon 6.10 através da equação química correspondente.</p> <p>Sugestões metodológicas</p> <p>A intenção deste trabalho é a familiarização dos alunos com os procedimentos inerentes a uma reacção de síntese que ocorre à temperatura ambiente. O modelo de trabalho sugerido procura colocar o aluno em situação de pensar sobre o que pretende obter e justificar os procedimentos a usar.</p> <p>Sugerem-se as seguintes etapas:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. O que se pretende obter? Uma poliamida – o nylon 6.10. 2. O que será preciso para preparar uma poliamida? <p>Se na cadeia polimérica existe um grupo amida ele poderá ser obtido por reacção entre uma amina e um ácido carboxílico. Para haver uma reacção de polimerização cada monómero deverá possuir dois grupos funcionais. Precisamos pois de ter uma diamina e um diácido.</p>	

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ACTIVIDADES	CARGA HORÁRIA
		<p>3. O que será preciso para preparar o nylon 6.10?</p> <p>A análise da cadeia polimérica permite-nos verificar que entre cada grupo amida existe alternadamente, uma cadeia de 6 átomos de carbono e uma cadeia de 8 átomos de carbono. Isto permite inferir qual a estrutura da diamina e do diácido. No caso serão: o 1,6 – hexanodiamina e o cloreto de decanodioílo</p> <p>4. O que provocará a reacção?</p> <p>Será necessário por em contacto os dois reagentes usando soluções diluídas de ambos, por isso é preciso usar solventes adequados a cada caso. O cloreto de decanodioílo não é solúvel em água, usa-se tetracloreto de carbono. O 1,6 – hexanodiamina é solúvel em água. Como a reacção é favorecida em meio alcalino, dissolve-se este numa solução aquosa de carbonato de sódio.</p> <p>5. Preparação dos reagentes para a reacção de síntese</p> <p>Cloreto de decanodioílo: 4 gotas em 10 ml de tetracloreto de carbono 1,6 – hexanodiamina: solução a 5% em carbonato de sódio a 12%</p> <p>Preparar as soluções dos reagentes, seleccionando primeiro as quantidades pretendidas. Escolhendo o equipamento necessário e efectuando os cálculos.</p> <p>Preparar as soluções e armazená-las, tendo em conta as regras de segurança.</p>	

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ACTIVIDADES	CARGA HORÁRIA
		<p>6. Como obter o filamento de nylon?</p> <p>As soluções dos dois reagentes são imiscíveis. Na superfície de contacto das soluções ocorrerá a reacção formando-se uma película de nylon, substância sólida insolúvel em ambos os solventes. Coloca-se no copo de reacção a solução mais densa (a solução em tetracloreto de carbono) e depois com muito cuidado a menos densa, não agitando. Com uma pinça retira-se a película de nylon que se vai enrolando em torno de uma vareta. À medida que se retira o nylon formado, os reagentes voltam a entrar em contacto formando uma ova película. Formar-se-á nylon enquanto houver reagentes. O processo de enrolamento do filamento de nylon deverá ser feito de forma regular. O filamento ainda enrolado na vareta deve ser cuidadosamente lavado com água corrente para retirar o excesso de reagentes. Desenrola-se cuidadosamente e deixa-se secar sobre papel absorvente.</p> <p>Material, equipamento e reagentes: balança semianalítica; copo de 250 ml; copo de 50 ml; pinça com ponta serrilhada; conta-gotas; proveta de 10 ml; provetas de 25 ml e de 50 ml; varetas de vidro; vidro de relógio, cloreto de decanodiol, 1,6 – hexanodiamina, tetracloreto de carbono, carbonato de sódio.</p> <p>Sugestão de avaliação</p> <p>Explicitar e justificar os procedimentos utilizados em cada uma das etapas seguidas.</p> <p>Escrever a equação química que traduz a reacção de síntese do nylon 6.10.</p> <p>Indicar razões que justifique a designação “nylon 6.10”.</p>	

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ACTIVIDADES	CARGA HORÁRIA
1.3. Polímeros de condensação usados em arte e restauro <ul style="list-style-type: none"> Resinas epóxicas Poliésteres 	<ul style="list-style-type: none"> Relacionar a estrutura dos polímeros de condensação com a reacção de síntese. Reconhecer os polímeros de condensação usados em arte e restauro: resinas epóxicas; poliésteres e outros polímeros de condensação. Relacionar o comportamento químico com as propriedades importantes para arte/restauro. Diferenciar a família química de polímeros de condensação (de natureza estrutural) de marca registada (de natureza comercial). 		2 Tempos lectivos
3.4. Polímeros de Silício usados em arte e restauro <ul style="list-style-type: none"> Silanos e siloxanos Silicato de etilo e resinas de silicone 	<ul style="list-style-type: none"> Identificar, a partir da estrutura química, silanos e siloxanos. Caracterizar as reacções de polimerização que conduzem à formação de silicato de etilo e de resinas de silicone. Relacionar o comportamento químico com as propriedades importantes para a arte e restauro. Diferenciar a família química de polímeros de silício (de natureza estrutural) de marca registada (de natureza comercial). 		1 Tempo lectivo

Tema 4 – Biomoléculas

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ATIVIDADES	CARGA HORÁRIA
4.1. Proteínas <ul style="list-style-type: none"> • Principais aminoácidos com importância em arte e restauro • Péptido. Ligação peptídica. Hidrólise da ligação peptídica • Materiais de arte e restauro compostos principalmente por proteínas (Gelatinas e colas animais, ovo, caseína) 	<ul style="list-style-type: none"> • Identificar os principais aminoácidos com importância em arte e restauro. • Reconhecer as proteínas como polímeros naturais de aminoácidos. • Reconhecer a importância das ligações de hidrogénio em biomoléculas. • Caracterizar a ligação peptídica. • Verificar quais as condições em que pode ocorrer a hidrólise da ligação peptídica. • Identificar os materiais que em arte e restauro são compostos principalmente por proteínas (Gelatinas e colas animais, ovo, caseína). 		1 Tempo lectivo
4.2. Lípidos <ul style="list-style-type: none"> • Composição dos óleos e gorduras • Óleos secantes 	<ul style="list-style-type: none"> • Identificar a composição química de óleos/gorduras. • Reconhecer as gorduras e os óleos como ésteres de ácidos gordos e glicerol. • Conhecer a estrutura química e as principais propriedades dos óleos secantes mais comuns. • Descrever os mecanismos da secatividade. 		1 Tempo lectivo

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ACTIVIDADES	CARGA HORÁRIA
4.3. Glícidos e polissacarídeos <ul style="list-style-type: none"> • Monossacarídeos (glucose e outros açúcares) • Polissacarídeos (celulose, amilose e amilopectina) • Materiais de arte e restauro compostos principalmente por polissacarídeos (algodão e linho, colas de amido, gomas e mucilagens, derivados semisintéticos da celulose) 	<ul style="list-style-type: none"> • Distinguir monossacarídeos de dissacarídeos em termos estruturais. • Reconhecer os polissacarídeos como polímeros naturais com relevo para a celulose e amido. • Identificar materiais que em arte e restauro são compostos principalmente por polissacarídeos (algodão e linho, colas de amido, gomas e mucilagens, derivados semisintéticos da celulose). 		1 Tempo lectivo
4.4. Cerídeos <ul style="list-style-type: none"> • Classificação de ceras • Composição de ceras • Uso em arte e restauro 	<ul style="list-style-type: none"> • Distinguir entre ceras propriamente ditas (cerídeos) e outras ceras. • Classificar as ceras. • Reconhecer a composição geral das ceras propriamente ditas (cerídeos). • Identificar ceras sintéticas: ceras de polietileno; ceras microcristalinas; ceras de polietilenoglicóis (PEG). • Reconhecer o seu uso em arte e restauro. 		1 Tempo lectivo

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ACTIVIDADES	CARGA HORÁRIA
4.5. Terpenos <ul style="list-style-type: none"> • Classificação. Composição química • Materiais de arte e restauro compostos principalmente por terpenos 	<ul style="list-style-type: none"> • Classificar terpenos. • Reconhecer a sua composição química geral. • Identificar materiais de arte e restauro compostos principalmente por terpenos: essência de terebintina; Colofónia; Sandaraca; Copal; Dammar; Mastic; Elemi. 		1 Tempo lectivo
4.6. Degradação das substâncias naturais <ul style="list-style-type: none"> • Principais causas da degradação das substâncias naturais • Mecanismos de degradação 	<ul style="list-style-type: none"> • Identificar as principais causas da degradação das substâncias naturais. • Caracterizar os mecanismos que conduzem a essa degradação. • Enumerar as consequências que essa degradação pode ter numa obra de arte 		1 Tempo lectivo

Tema 5 – Cerâmicas

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ACTIVIDADES	CARGA HORÁRIA
5.1. A estrutura das fases cerâmicas <ul style="list-style-type: none"> • Tipos de estruturas cristalinas • Polimorfismo 	<ul style="list-style-type: none"> • Caracterizar a estrutura das fases cerâmicas. • Distinguir os diferentes tipos de estruturas cristalinas. • Prever as condições em que pode ocorrer o polimorfismo. 		1 Tempo lectivo
5.2. A estrutura dos silicatos <ul style="list-style-type: none"> • Silicatos fibrosos • Laminares • Quartzo • Vidros • Outras estruturas 	<ul style="list-style-type: none"> • Distinguir os diferentes silicatos caracterizando a sua estrutura. • Relacionar a estrutura do silicato com as propriedades apresentadas pelo material. 		2 Tempos lectivos

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ACTIVIDADES	CARGA HORÁRIA
5.3. Argamassas e cimentos 5.3.1. Cal <ul style="list-style-type: none"> • Cal viva: produção e extinção • Cal apagada: sua utilização 5.3.2. Classificação dos cimentos <ul style="list-style-type: none"> • Constituintes do cimento • Teoria da hidráulidade • Factores que afectam a secagem 5.3.3. Argamassas hidráulicas	<ul style="list-style-type: none"> • Referir o processo de produção e de extinção da cal viva. • Explicitar as condições de aplicação da cal apagada. • Classificar cimentos e argamassas de acordo com o processo de secagem. • Descrever os factores que afectam a secagem. • Associar a composição química do cimento com o fim a que ele se destina. • Aplicar a teoria da hidráulidade. 		2 Tempos lectivos

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ATIVIDADES	CARGA HORÁRIA								
5.4. Vidros • O estado vítreo	<ul style="list-style-type: none">• Caracterizar o estado vítreo e prever o seu comportamento face a oscilações de temperatura.• Comparar a composição química dos vidros com as suas características.• Enumerar os factores que influenciam a formação da estrutura vítrea.• Conhecer outros materiais de matriz vítrea, os materiais refractários.• Reconhecer o fabrico de uma grande variedade de formas para atender as necessidades da indústria, sendo alguns produtos: refractários de sílica, refractários aluminosos, refractários de magnésio, refractários de cromo e cromo-magnésio, entre outros.	<p>Actividades laboratoriais</p> <p>AL 1 – O estado vítreo.</p> <p>AL 1.1 – Vidros.</p> <p>Objectivos: interpretar o papel do fundente no baixar da temperatura de fusão da sílica, conhecer como obter um vidro a partir de matérias-primas convenientes; testar de forma adequada as propriedades do vidro obtido para algumas funções correntes.</p> <p>Sugestões metodológicas</p> <p>Na obtenção de um vidro sódico pretende-se que os alunos:</p> <p>Preparem amostras com diferente teor de sílica (principal constituinte da areia) e fundente a fim de investigarem uma possível relação percentual capaz de provocar a fusão nas condições da mufla (temperatura de fusão < 1100°C).</p> <table><tr><th>Teor de sílica, % (m/m)</th><th>Teor de Na₂O ou de Na₂CO₃, % (m/m)</th></tr><tr><td>100</td><td>0</td></tr><tr><td>...</td><td>...</td></tr><tr><td>0</td><td>100</td></tr></table>	Teor de sílica, % (m/m)	Teor de Na ₂ O ou de Na ₂ CO ₃ , % (m/m)	100	0	0	100	<p>2 Tempos lectivos</p> <p>1 Tempo lectivo para a actividade laboratorial AL 1</p>
Teor de sílica, % (m/m)	Teor de Na ₂ O ou de Na ₂ CO ₃ , % (m/m)										
100	0										
...	...										
0	100										

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ACTIVIDADES	CARGA HORÁRIA
		<p>Procurar informação sobre o tipo de homogeneização, tipo de contentor para as amostras, a “rampa de aquecimento” e as alterações esperadas ao nível do produto final.</p> <p>Realizar testes laboratoriais com as amostras de vidro obtidas (por exemplo: solubilidade em água, dureza, acção de ácidos e de bases).</p> <p>Sugestões para avaliação</p> <p>Efectuar o relatório crítico sobre as actividades realizadas.</p> <p>AL 1.2 – Materiais transparentes e índice de refacção.</p> <p>Objectivos: relacionar a diferença do índice de refacção dos materiais com a sua composição; estabelecer comparações entre as propriedades de plásticos e de vidros e relaciona-las com o seu uso.</p> <p>Sugestões metodológicas</p> <p>Antes realização desta actividade os alunos devem realizar uma pesquisa sobre as semelhanças e diferenças entre vidro comum, vidro de cristal e acrílico. As questões colocadas anteriormente podem ser o ponto de partida para essa pesquisa.</p> <p>Propõe-se solicitar cada grupo a trazer amostras de materiais transparentes (vidros ou plásticos) e proceder à determinação do índice de refacção das amostras seleccionadas, usando o refractómetro.</p>	

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ATIVIDADES	CARGA HORÁRIA																																	
		<table><tr><td>Amostra de material</td><td>Índice de refração</td><td>Outros parâmetros (ex: densidade)</td></tr><tr><td>Vidro de janela</td><td></td><td></td></tr><tr><td>Vidro de cristal</td><td></td><td></td></tr><tr><td>Vidro de laboratório</td><td></td><td></td></tr><tr><td>Plástico acrílico</td><td></td><td></td></tr><tr><td>Plástico</td><td></td><td></td></tr><tr><td>...</td><td></td><td></td></tr></table> <p>Cada grupo deverá apresentar os resultados obtidos a toda a turma e colectivamente, interpretar as diferenças encontradas com base em tabelas de composição típicas dos vidros.</p> <p>O quadro que se segue apresenta uma comparação de algumas vantagens/desvantagens do vidro face ao acrílico.</p> <table><tr><td>Vidro</td><td>Plástico acrílico</td></tr><tr><td>Barato</td><td>Caro</td></tr><tr><td>Difícil de riscar</td><td>Fácil de riscar</td></tr><tr><td>Riscos permanentes</td><td>Riscos podem-se eliminar</td></tr><tr><td>Alto índice de refração</td><td>Baixo índice de refração</td></tr><tr><td>Maior densidade</td><td>Menor densidade</td></tr></table> <p>Sugestões para avaliação</p> <p>Apresentação e discussão dos resultados e conclusões obtidas perante toda a turma.</p>	Amostra de material	Índice de refração	Outros parâmetros (ex: densidade)	Vidro de janela			Vidro de cristal			Vidro de laboratório			Plástico acrílico			Plástico			...			Vidro	Plástico acrílico	Barato	Caro	Difícil de riscar	Fácil de riscar	Riscos permanentes	Riscos podem-se eliminar	Alto índice de refração	Baixo índice de refração	Maior densidade	Menor densidade	
Amostra de material	Índice de refração	Outros parâmetros (ex: densidade)																																		
Vidro de janela																																				
Vidro de cristal																																				
Vidro de laboratório																																				
Plástico acrílico																																				
Plástico																																				
...																																				
Vidro	Plástico acrílico																																			
Barato	Caro																																			
Difícil de riscar	Fácil de riscar																																			
Riscos permanentes	Riscos podem-se eliminar																																			
Alto índice de refração	Baixo índice de refração																																			
Maior densidade	Menor densidade																																			

Tema 6 – Madeiras e têxteis

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ACTIVIDADES	CARGA HORÁRIA
6.1. Propriedades das madeiras 6.1.1. Propriedades organolépticas: cor, brilho e cheiro 6.1.2. Propriedades químicas <ul style="list-style-type: none"> • Composição química • Comportamento com a temperatura 6.1.3. Propriedades físicas <ul style="list-style-type: none"> • Densidade • Humidade • Retracção 	<ul style="list-style-type: none"> • Reconhecer a cor, o brilho e o cheiro como propriedades importantes na aplicação de uma madeira. • Relacionar a cor com a presença de substâncias tóxicas que protegem a madeira dos insectos e fungos. • Caracterizar o comportamento químico da madeira: combustibilidade e oxidação por exposição ao ar. • Definir, através da relação matemática, o teor de humidade. • Classificar as madeiras quanto ao seu teor de humidade. • Relacionar a variação de humidade da madeira com as retracções tangencial, radial e axial. • Relacionar a densidade de uma madeira com a classificação em folhosas e resinosas. 		2 Tempos lectivos

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ACTIVIDADES	CARGA HORÁRIA
6.2. Secagem da madeira <ul style="list-style-type: none"> • Teor de humidade. Determinação do teor de humidade • Secagem natural e artificial 	<ul style="list-style-type: none"> • Distinguir entre a humidade absoluta e relativa do ar. • Definir o teor de humidade de uma madeira. • Conhecer as normas nacionais sobre a determinação do teor de humidade da madeira. • Determinar o teor de humidade de um provete de madeira. • Relacionar o teor de humidade da madeira com as condições de aplicação (temperatura e humidade do ambiente). • Caracterizar as condições de secagem da madeira (temperatura, estado higrométrico do ambiente, humidade, espessura das peças e estrutura da madeira). • Distinguir as condições de secagem natural das condições de secagem artificial. • Conhecer os defeitos resultantes da secagem. 		2 Tempos lectivos
6.3. Conservação de madeiras Produtos preservadores	<ul style="list-style-type: none"> • Identificar os factores que determinam a necessidade de preservar a madeira. • Conhecer os processos de preservação. • Identificar produtos preservadores. 		1 Tempo lectivo
6.4. Materiais têxteis Fibras têxteis	<ul style="list-style-type: none"> • Identificar as fibras naturais que são usadas no fabrico de têxteis (ex: algodão, linho, entre outros). 		1 Tempo lectivo

COMPONENTE DE FÍSICA

Tema 1 – Propriedades da matéria

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ATIVIDADES	CARGA HORÁRIA
1.1. Estados físicos da matéria. Pontos de fusão e de ebulição	<ul style="list-style-type: none"> • Descrever os estados físicos da matéria. • Relacionar os pontos de fusão e de ebulição como propriedades identificadoras das substâncias. 		1 Tempo lectivo
1.2. Massa volúmica. Densidade	<ul style="list-style-type: none"> • Aplicar o conceito de massa volúmica na resolução de relações massa/volume. 	<p>Actividades laboratoriais <u>(facultativa)</u></p> <p>AL 1 – Determinação da densidade de um material sólido homogéneo.</p> <p>Objectivos: utilizar equipamento adequado à determinação da massa e do volume de um sólido homogéneo; reconhecer a densidade como uma característica dos materiais; construir e interpretar gráficos para determinação de propriedades dos materiais.</p> <p>Sugestões metodológicas</p> <p>A densidade é uma propriedade que depende do tipo de empacotamento das partículas que constituem determinada substância. Esse empacotamento pode ser mais ou menos denso, conforme a estrutura da substância, isto é o tipo de ligação química presente: esta determina a distância entre as partículas. Como é óbvio, a densidade também depende do tamanho das partículas e da massa de cada uma.</p> <p>O que se pretende nesta actividade é determinar a densidade de alguns materiais homogéneos relacionando a massa e o volume do corpo em estudo.</p>	

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ACTIVIDADES	CARGA HORÁRIA																								
		<p><i>Procedimento</i></p> <p>Para o corpo A, seleccione o(s) instrumento(s) de medida adequado(s) e determine as suas medidas. Calcule o respectivo volume.</p> <p>Com a balança, determine a massa do corpo A.</p> <p>Repita o procedimento para todos os corpos.</p> <p>Material e equipamento: corpos de alumínio (formas geométricas regulares e diferentes massas); balança electrónica $\pm 0,1\text{g}$; <i>palmer</i> e craveira.</p> <p><i>Sugestão de avaliação</i></p> <p>Organização de uma tabela com o registo das medições efectuadas para cada um dos corpos.</p> <table border="1"> <thead> <tr> <th>Corpo</th><th>Volume, V (cm³)</th><th>Massa, m (g)</th><th>M/V (g/cm³)</th></tr> </thead> <tbody> <tr> <td>A</td><td></td><td></td><td></td></tr> <tr> <td>B</td><td></td><td></td><td></td></tr> <tr> <td>C</td><td></td><td></td><td></td></tr> <tr> <td>D</td><td></td><td></td><td></td></tr> <tr> <td>E</td><td></td><td></td><td></td></tr> </tbody> </table> <p>Representação gráfica da função $m = f(V)$ e utilização da noção de declive para a determinação da densidade do material.</p>	Corpo	Volume, V (cm ³)	Massa, m (g)	M/V (g/cm ³)	A				B				C				D				E				
Corpo	Volume, V (cm ³)	Massa, m (g)	M/V (g/cm ³)																								
A																											
B																											
C																											
D																											
E																											

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ACTIVIDADES	CARGA HORÁRIA
<p>1.3. Propriedades mecânicas</p> <ul style="list-style-type: none"> • Tenacidade. Esforços mecânicos • Elasticidade. Plasticidade <ul style="list-style-type: none"> - Tensão. Deformações - Lei de Hooke. Módulo de Young • Dureza. Escalas de dureza • Maleabilidade e ductilidade 	<ul style="list-style-type: none"> • Identificar os esforços e as propriedades mecânicas dos materiais. • Interpretar gráficos tensão/deformação para os vários tipos de esforços. • Enunciar a lei de Hooke e aplicar a sua relação matemática. • Interpretar e relacionar as escalas de dureza. • Caracterizar a maleabilidade e a ductilidade. • Distinguir os comportamentos dos materiais quanto à maleabilidade e ductilidade. • Caracterizar a resiliência. • Comparar a resiliência de diferentes materiais. 	<p>AL 2 – Determinação do módulo de Young de um aço.</p> <p>Objectivos: associar as deformações causadas em sólidos às forças exteriores que lhe são aplicadas; explicitar a causa de uma deformação.</p> <p>Sugestões metodológicas</p> <p>Ao realizar esta actividade, o aluno compreenderá que os sólidos mesmo sendo rígidos são mais ou menos deformáveis por acção de forças exteriores. Na prática, os tipos básicos de deformação são causados por tracção, por compressão, por flexão e por corte. A nível estrutural, qualquer acção deformadora provoca alterações, tanto nas posições iniciais das partículas elementares como nas distâncias entre as partículas.</p> <p>Os alunos deverão comprovar que para deformações de pequena amplitude, o sólido retoma geralmente a conformação original quando cessa a acção das forças exteriores – período elástico – aumentando a intensidade da força entra-se num período plástico – inviabilidade de retorno à conformação inicial e aumentando ainda mais o valor da força atinge-se a rotura do sólido.</p>	<p>2 Tempos lectivos</p> <p>1 Tempo lectivo para a actividade laboratorial AL 2</p>

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ACTIVIDADES	CARGA HORÁRIA
		<p>Os alunos deverão:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Montar correctamente o equipamento e usar os instrumentos de medida adequados à realização da experiência; 2. Explicitar a sensibilidade de cada instrumento de medida e as incertezas absolutas de leitura; 3. Representar graficamente a força aplicada em função da deformação; 4. Calcular o módulo de Young do aço; 5. Comparar o valor do módulo de Young obtido experimentalmente com valores tabelados. <p>Material e equipamento: fios de aço, dispositivo suspensor (com escala milimétrica dotada de nónio e nível de bolha de ar), cargas e massas (dotadas de dois ganchos), balança electrónica, <i>palmer</i>, fita métrica.</p>	
<p>1.4. Porosidade e Capilaridade</p> <ul style="list-style-type: none"> • Noção de porosidade, capilaridade e permeabilidade • Volume de sólidos porosos: volume aparente; volume real • Densidade de sólidos porosos: densidade aparente; densidade real 	<ul style="list-style-type: none"> • Caracterizar os fenómenos de porosidade (porosidade aberta) e de capilaridade. • Reconhecer que a sua presença em determinados materiais, nomeadamente materiais cerâmicos, causa anomalias que conduzem à perda de coesão e desagregação; fendilhação e fissuração; erosão. • Definir coeficiente de capilaridade. • Relacionar o coeficiente de capilaridade com adições, em argamassas, que motivam possivelmente pela lentidão da reacção pozolânica. 	<p>AL 3 – Monitorização de uma dessalinização por condutimetria.</p> <p>A dessalinização é um procedimento que leva pelo menos duas semanas a ser realizado, para se obter uma curva de dessalinização que tende para um patamar. Obriga a que os alunos façam medições diárias de condutividade na primeira semana e de 2 em 2 dias na segunda semana.</p>	<p>3 Tempos lectivos</p> <p>1 Tempo lectivo para a actividade laboratorial AL 3</p>

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ACTIVIDADES	CARGA HORÁRIA
<ul style="list-style-type: none"> Absorção de água por capilaridade. Velocidade de absorção de água Caracterização da estrutura do poro e suas propriedades em materiais de construção Anomalias causadas na matéria originadas pela presença de poros e de capilares: perda de coesão e desagregação; fendilhação e fissuração; erosão 	<ul style="list-style-type: none"> Interpretar gráficos que traduzem a absorção de água por capilaridade. Relacionar a velocidade de absorção de água em diferentes materiais com as características observadas nesses materiais. 	<p>Mas esta actividade permite também fazer a determinação da porosidade e da densidade de um objecto irregular como uma pedra, um tijolo ou um azulejo.</p> <p>Objectivos: determinar a porosidade e a densidade de um objecto irregular, como uma pedra, um tijolo ou um azulejo; determinar a porosidade aberta, a capacidade de absorção de água e a velocidade de absorção de água e compará-las em diversos materiais (pedras, cerâmicas, etc.); associar as deformações causadas em sólidos às forças exteriores que lhe são aplicadas; explicitar a causa de uma deformação; treinar o traçado de gráficos.</p> <p>A monitorização da dessalinização de uma peça dá-nos indicação de quando a dessalinização está completa. Consiste na avaliação ou medida da concentração dos sais na água de dessalinização, sais estes que provêm da peça.</p> <p>Existem vários métodos para a monitorização. No procedimento seguido neste trabalho vamos seguir a evolução da concentração dos sais na água de imersão medindo a sua condutividade, mantendo a peça a dessalinizar em presença da mesma água, sem a mudar.</p> <p>A condutividade é uma grandeza proporcional à concentração dos sais. Assim, traçando um gráfico da condutividade em função do tempo de imersão podemos avaliar a evolução dos sais.</p>	

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ACTIVIDADES	CARGA HORÁRIA
		<p>Procedimento:</p> <p>Procedimento prévios à dessalinização.</p> <p>Limpe mecanicamente a peça de poeira ou terras soltas que contenha.</p> <p>Pese a peça. Envolve a peça com um fio metálico e prenda-a de modo a poder manipulá-la com facilidade segurando-a pelo fio.</p> <p>Pese de novo a peça, agora com o fio.</p> <p>Pese o recipiente onde será realizada a dessalinização. Verta no recipiente um volume de água destilada de pelo menos dez vezes o volume da peça (provisoriamente admita uma densidade de 2 para a cerâmica). O volume de água deve ser conhecido! Pese o conjunto recipiente + água. Meça a condutividade da água.</p> <p>Imersão</p> <p>Mergulhe a peça na água, tomando nota do momento de imersão da peça – dia, hora, minuto – começando então a contagem do tempo.</p> <p>Pese o conjunto recipiente + água + peça (para no futuro poder controlar o nível de água que deve ser constante).</p> <p>Tape o recipiente.</p> <p>Meça a condutividade da água de imersão após aproximadamente 5 min, 15 min, 30 min, 1 hora, 2 horas, 5 horas e regularmente 1 vez por dia durante o tempo restante de imersão (que deverá ser de cerca de 2 semanas, no mínimo).</p>	

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ACTIVIDADES	CARGA HORÁRIA
		<p>Antes de cada medida ajuste a quantidade de água ao valor inicial adicionando água destilada, com agitação.</p> <p>No fim da imersão retire a peça do recipiente e limpe-a rapidamente com um pano molhado. Pese a peça. Pese a peça suspensa dentro de água.</p> <p>Sugestões de avaliação</p> <p>No fim da dessalinização da peça apresente um relatório que deve incluir, sobretudo, os resultados das medidas de condutividade ao longo do tempo: tabelas de resultados e as respostas às seguintes perguntas:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Calcule o volume da peça. 2. Calcule a porosidade da peça. 3. Calcule a densidade da peça estudada. 4. Trace o gráfico <u>condutividade – tempo</u> com os resultados obtidos. 5. Trace o gráfico <u>condutividade normalizada – tempo</u>. <p>Este relatório deve conter algum texto que torne a leitura dos resultados clara.</p>	

CONTEÚDOS	OBJECTIVOS	ATIVIDADES	CARGA HORÁRIA
1.5. Propriedades térmicas da matéria • Calor e temperatura • Capacidade térmica • Dilatação térmica • Condutividade térmica	<ul style="list-style-type: none"> • Distinguir os conceitos de calor e energia. • Identificar e converter as escalas termométricas. • Definir capacidade térmica mássica de uma substância. • Descrever condições de dilatação térmica. • Definir coeficiente de expansão térmica. • Definir coeficiente de condutividade térmica. • Descrever as condições de condução térmica. 		2 Tempos lectivos

4. FONTES

4.1. Bibliografia de Física

DE GRANDIS, L. (1986). *Theory and Use of Colour*. New York: Prentice-Hall, Abrams.

Livro com ilustrações muito elucidativas sobre a luz e a cor.

HECHT, E. (1991). *Óptica*. Lisboa: Fundação Calouste Gulbenkian.

Livro para consulta com esquemas exemplificativos sobre óptica e formação de imagens.

BRANCO, C. A. G. M. (1994). *Mecânica dos Materiais*. Lisboa: Fundação Calouste Gulbenkian.

Livro para o professor que contém informações, para consulta, acerca dos materiais e suas propriedades.

MOURA, Horácio (1985). *Tecnologia dos Materiais – 10º Ano*. Porto: Edições ASA.

Livro para o professor e para o aluno que trata dos avanços da tecnologia e da sua aplicação.

PIRES, J. Sobral; PIRES, M. Carvalho (1981). *Mecânica dos Materiais – Tecnologia Mecânica – 10º Ano*. Lisboa: Edições ASA.

Livro para o professor e para o aluno, com linguagem adequada ao seu nível etário, e que fornece preciosas informações acerca das propriedades físicas dos materiais.

4.2. Bibliografia de Química

M. L. Gomez (1998). *La Restauration. Examen científico aplicado a la conservation de obras de Arte*, Madrid: Ediciones Cátedra S.A.

Livro muito completo sobre técnicas de conservação de obras de arte fundamentadas cientificamente.

Matteini M., Moles A. (2001). *La química en la restauration*. San Sebastián: Editorial Nerea S.A.

Livro excelente para o professor e alunos (mais interessados) que evidencia as inúmeras aplicações da química na conservação e no restauro.

ATKINS P. W. e BERAN, J. A. (1992). *General Chemistry*. 2ª edição. New York: Scientific American Books.

Livro de química geral para professores e para consultas pontuais de alunos, que pretende desenvolver nos alunos uma atitude científica, focando a necessidade de aprender química pensando numa maneira pessoal de dar resposta aos problemas, colocando questões em vez de aplicar fórmulas. Para todos os temas.

CHANG. R. (1994). *Química*. 5ª edição. Lisboa: McGraw-Hill Portugal.

Este livro definições básicas de Química assim como, as ferramentas necessárias para o estudo de muitos e diversificados tópicos. Contempla abordagens multidisciplinares de muitas questões de interesse tecnológico, social e ambiental. Para todos os temas.

IUPAC Physical Chemistry Division. (1993). *Quantities, Units and Symbols in Physical Chemistry* (2nd edition). Oxford: Blackwell Scientific Publications.

Livro de consulta onde se encontram normas para nomes e simbologia de grandezas e unidades em Química – Física. Para todos os temas.

HALL, N. (ED.) (1999). *The Age of the Molecule*. London: Royal Society of Chemistry.

Trata dos avanços da química em vários domínios de aplicação, em especial aos novos materiais e aos novos desafios que se colocam no século XXI.

4.3. Bibliografia Essencial Sobre Trabalho Laboratorial

VOGEL, Bassett, Denney, Jeferry, Mendham (1981). *Análise Inorgânica Quantitativa*. 4ª edição. Rio de Janeiro: Editora Guanabara.

Livro para o professor, com propostas de experiências que podem ser realizadas na sala de aula, acompanhados de uma explicação dos fundamentos teóricos mais relevantes.

Beran, J. A. (1994). *Laboratory Manual for Principles of General Chemistry*. 5th edition. New York: John Wiley & Sons.

Obra importante de química geral, com uma introdução de segurança e normas de trabalho em laboratórios de química, seguida de um manual de experiências no formato de fichas, precedidas do suporte teórico necessário.

SIMÕES, T. S. e outros. (2000). *Técnicas Laboratoriais de Química, Bloco II*, Porto: Porto Editora.

Livro com experiências adequadas ao nível etário dos alunos e com muito interesse.

OLIVEIRA, M. L. e outros. (2000). *Técnicas Laboratoriais de Física, Bloco II*. Porto: Porto Editora.

Livro com experiências adequadas ao nível etário dos alunos e com muito interesse.