



**CURSO DE CONSERVAÇÃO E RESTAURO**

**QUÍMICA 1**

(1º ano, 1º semestre)

**2007-2008**

Docente responsável pela disciplina

**Prof. Adjunto João Luís Farinha Antunes**

<b>Carga horária da disciplina</b>	<b>Total de horas de contacto</b>
2 horas teóricas por semana	30 T
2 horas práticas por semana e por turma	30 PL
4,5 ECTS	2 OT

**Objectivos**

Esta disciplina aborda os temas habituais na Química Geral: Ligação Química (noções básicas), Soluções, Ácido-Base, Redox e Compostos de Coordenação, tratando principalmente os sistemas aquosos.

Pretende-se que, no final da disciplina, os alunos sejam capazes de

- Saber ler e escrever fórmulas químicas de compostos iónicos;
- Saber preparar soluções nas diversas unidades de concentração;
- Saber escrever e compreender o sentido de equações químicas simples nos temas da Química Geral;
- Compreender os mecanismos gerais da reactividade e do equilíbrio químico em sistemas aquosos e a sua aplicação a casos concretos da Conservação e Restauro;

O cálculo químico é limitado aos aspectos práticos onde ele é necessário, como na preparação de soluções e cálculos estequiométricos.

O desenvolvimento do programa tem em conta o facto de a maioria dos alunos se inscrever na disciplina com conhecimentos de Química ao nível do 9º ano da escolaridade básica.



## Método de avaliação

Componente teórica.

Exame final escrito.

ou

Duas frequências que dispensam do exame quando ambas tenham avaliação superior ou igual a 10,0 valores.

Neste caso a nota da componente teórica da disciplina é a média das frequências.

Componente prática

Relatórios dos trabalhos experimentais realizados no laboratório. A nota da componente prática é a média das notas de todos os relatórios incluindo a avaliação do desempenho em laboratório.

Os estudantes-trabalhadores devem combinar com o docente responsável, logo na primeira aula prática, a melhor forma de poderem coadunar os seus horários com os dos trabalhos práticos, cuja realização é obrigatória.

São APROVADOS os alunos que tenham avaliação superior a 10,0 valores em cada uma das componentes teórica e prática. A nota final da disciplina é a média ponderada das componentes teórica e prática, valendo a componente teórica 70%.

## Resumo do programa

1. **Introdução**
  - 1.1. A Química na Arte e no Restauro
  - 1.2. Revisão de conceitos básicos de Química
2. **Soluções**
  - 2.1. Condutividade de soluções
  - 2.2. Prática de preparação de soluções
3. **Ácidos e bases**
  - 3.1. Equilíbrio do Carbonato.
4. **Sais**
  - 4.1. Prática de identificação de sais
5. **Compostos de coordenação**
6. **Oxidação-redução (redox)**
7. **Velocidade das reacções e equilíbrio químico**



## Programa

### 1. Introdução

#### 1.1. A Química na Arte e no Restauro

1 aula

Importância da Química na arte e no restauro.  
Materiais usados em arte e restauro e sua classificação.

#### 1.2. Revisão de conceitos básicos de Química

1 aula

Conceitos básicos: átomo, elemento, molécula, íão, iões mais comuns, mole, símbolos químicos, fórmulas químicas, reacção química, equação química, processo físico.  
Tabela periódica: nomenclatura, electronegatividade.  
Cálculo químico: unidades, múltiplos e submúltiplos, massas molares, cálculos estequiométricos.  
Ligação química: iónica, covalente e metálica.  
Óxidos: nomenclatura (oso, ico).

### 2. Soluções

1 aula

Soluções aquosas e não aquosas.  
Mecanismo da dissolução. Solvatação.  
A água. Tipos de água: corrente, destilada, bidestilada e desionizada. Propriedades da água.  
Soluções verdadeiras, soluções coloidais, colóides, emulsões, dispersões, aerossóis.  
Uso em Restauro.  
Concentração de soluções: unidades (g/l; mol/l; % ponderal; % volumétrica; ppm; parte1:parte2)  
Concentração iónica.

#### 2.1. Condutividade de soluções

1 aula

Soluções condutoras e não condutoras. Electrólitos.  
Resistência. Condutância. Condutividade. Condutividade normalizada. Unidades.  
Lei de Ohm. Lei de Pouillet.  
Conduímetros. Células de medida de condutividade.  
Proporcionalidade entre a condutividade e a concentração das soluções.

#### 2.2. Prática de preparação de soluções

Instrumentos de medida de volumes e massas/pesos. Rigor e Precisão.  
Preparação de soluções, aquosas e não aquosas, com diversas unidades de concentração e precisão.  
Medida da condutividade de soluções preparadas e estudo do efeito da concentração.

### 3. Ácidos e bases

3 aulas

Conceito de ácido e base segundo Arrhenius e segundo Bronsted.  
Pares conjugados ácido-base.  
Poliácidos e polibases.  
Força dos ácidos e das bases: Ácidos fortes e ácidos fracos. Ácidos orgânicos e inorgânicos.  
Constante de acidez.  $K_a$  e  $pK_a$ .  
Escala de pH.  
Medida de pH. Indicadores.  
Ácidos e bases mais comuns no Património e no Restauro.  
Nomenclatura dos sais derivados (eto, ito, ato).  
Espécies anfipróticas.  
Tampões de ácido-base.  
Neutralização. Titulação ácido-base.  
Importância do controle da acidez do meio em arte e restauro.



### 3.1. Equilíbrio do Carbonato.

Evolução do Carbonato com o pH do meio. Hidrogenocarbonato (Bicarbonato).  
Diagrama de especiação.  
Dissolução e reprecipitação do calcário por variação do pH do meio.  
Meteorização das rochas carbonatadas por acção do CO<sub>2</sub>, SO<sub>2</sub> (chuvas ácidas) e nitratos.

## 4. Sais

Importância dos sais em arte e restauro.  
Sais solúveis e insolúveis. Sais polihidratados.  
Solubilidade. Produto de solubilidade.  
Sais mais comuns. Proveniência dos sais.  
Sais ácidos e sais alcalinos  
Movimento dos sais no interior dos materiais porosos.  
Degradação dos materiais porosos por acção sais.  
Dessalinização de objectos.

### 4.1. Prática de identificação de sais

Identificação de cloretos, sulfatos e carbonatos com nitrato de prata, nitrato de bário e ácido nítrico.  
Monitorização da dessalinização de um objecto por condutimetria .

## 5. Compostos de coordenação

Noção de complexo ou composto de coordenação. Ião central. Ligandos.  
Nº de coordenação.  
Ligandos mono e polidentados. Quelatos. Agentes sequestrantes.  
O uso de compostos de coordenação em restauro.  
O caso particular do EDTA. Influência do pH e do tipo de ião complexado na sua acção.

## 6. Oxidação-redução (redox)

Noção de oxidação e redução, redutor e oxidante.  
Números de oxidação comuns dos elementos Hidrogénio, Oxigénio, alcalinos e em substâncias elementares.  
Potencial de redução. Série electroquímica. Noção de semi-reacção  
Elemento de pilha. Cátodo e ânodo. Elemento de pilha bimetálico e de concentração.  
Redução electrolítica e redução electroquímica.  
Oxidantes e redutores usados em restauro.

## 7. Velocidade das reacções e equilíbrio químico

Diagramas de energia potencial para as reacções químicas  
Energia de activação  
Factores que influenciam a velocidade das reacções  
Constantes de equilíbrio  
Princípio de *Le Chatelier*

13 aulas  
+ 1 frequência  
+ 1 flexibilização



### **Bibliografia geral**

1. TIMAR-BALASZY, Agnés; EASTOP, Dinah -- **Chemical Principles of Textile Conservation**. Oxford [etc.]: Butterworth, 1998.
2. CORREIA, C.; NUNES, A. – **Química 11º ano**. Porto: Porto Editora, 1995
3. STOKER, H. Stephen -- **Introduction to Chemical Principles**. New Jersey: Prentice Hall, 1999 (Cap 16 – Reaction rates and Chemical Equilibrium) (*estanteQui52 do IPT*)
4. ATKINS, P.W.; BERAN, J.A. -- **General Chemistry**. New York: Scientific American Books, 1992 (*estanteQui52 do IPT*)