DEPARTAMENTO DE QUÍMICA DA UNIVERSIDADE DO PORTO

Metais e Ligas Metálicas

Uma abordagem experimental no secundário

FACULDADE DE CIÊNCIAS
UNIVERSIDADE DO PORTO

Tese de Mestrado em Química para o Ensino

Graça Maria Meireles de Carvalho e Silva

Junho de 2007

Biblioteca
Faculdade de Ciências
Universidade do Porto
D000119379

Graça Maria Meireles de Carvalho e Silva

FACULDADE DE CIÊNCIAS

Metais e Ligas Metálicas

Uma abordagem experimental no Secundário

versão final
aprovada

DISSERTAÇÃO SUBMETIDA À FACULDADE DE CIÊNCIAS DA UNIVERSIDADE DO PORTO
PARA OBTENÇÃO DO GRAU DE MESTRE EM QUÍMICA PARA O ENSINO

UNIVERSIDADE DO PORTO
BIBLIOTECA
Sala
Coloc. TMUP-102
N.º 9530
Depart. Química

DEPARTAMENTO DE QUÍMICA | FACULDADE DE CIÊNCIAS DA UNIVERSIDADE DO PORTO

ORIENTADOR | PROFESSOR DOUTOR ANTÓNIO FERNANDO SOUSA DA SILVA
CO-ORIENTADOR | PROFESSOR DOUTOR DUARTE COSTA PEREIRA
JUNHO 2007

RESUMO

Os novos programas do ensino secundário trazem temas motivadores virados para os contextos sociais em vez de salientar os conteúdos. Os metais marcam, como sempre marcaram, pontos importantes na vida do Homem. A análise deste tema e as aprendizagens envolvidas neste processo representam um desafio para o professor.

Este trabalho teve dois trajectos. Numa primeira instância, teve uma reflexão sobre como utilizar este tema numa perspectiva do ensino que temos e dos alunos que ainda temos. A análise metodológica é válida neste tema mas também o é para o ensino secundário em geral, numa perspectiva do ensino da ciência. Num segundo trajecto, procuramos um desenvolvimento que representasse uma forma diferente de abordar este tema. Esta diferença é importante porque os alunos estão numa fase dos seus estudos em que o seu trajecto futuro é importante.

As actividades práticas foram pensadas com a finalidade de desenvolver competências mas, para isso, não tivemos preocupação com o tempo disponível nem com o tamanho do *curriculum*. São propostas actividades diversas com várias opções de utilização mas com a salvaguarda de dois aspectos relevantes: trabalhar em segurança e desenvolver a responsabilidade social.

O trabalho principal foi realizado com a célula de Hull. Trata-se da adaptação de uma célula existente para o estudo da electrodeposição ao nível industrial. Procurou-se esgotar todas as vertentes pedagógicas do processo. Os aspectos qualitativos e quantitativos foram considerados. O trabalho teve uma aplicação parcial na Escola Secundária Alexandre Herculano, com o desenvolvimento de um projecto no âmbito do «Ciência Viva». O impacto do trabalho, em termos subjectivos, foi positivo.

RESUMO

Os novos programas do ensino secundário trazem temas motivadores virados para os contextos sociais em vez de salientar os conteúdos. Os metais marcam, como sempre marcaram, pontos importantes na vida do Homem. A análise deste tema e as aprendizagens envolvidas neste processo representam um desafio para o professor.

Este trabalho teve dois trajectos. Numa primeira instância, teve uma reflexão sobre como utilizar este tema numa perspectiva do ensino que temos e dos alunos que ainda temos. A análise metodológica é válida neste tema mas também o é para o ensino secundário em geral, numa perspectiva do ensino da ciência. Num segundo trajecto, procuramos um desenvolvimento que representasse uma forma diferente de abordar este tema. Esta diferença é importante porque os alunos estão numa fase dos seus estudos em que o seu trajecto futuro é importante.

As actividades práticas foram pensadas com a finalidade de desenvolver competências mas, para isso, não tivemos preocupação com o tempo disponível nem com o tamanho do *curriculum*. São propostas actividades diversas com várias opções de utilização mas com a salvaguarda de dois aspectos relevantes: trabalhar em segurança e desenvolver a responsabilidade social.

O trabalho principal foi realizado com a célula de Hull. Trata-se da adaptação de uma célula existente para o estudo da electrodeposição ao nível industrial. Procurou-se esgotar todas as vertentes pedagógicas do processo. Os aspectos qualitativos e quantitativos foram considerados. O trabalho teve uma aplicação parcial na Escola Secundária Alexandre Herculano, com o desenvolvimento de um projecto no âmbito do «Ciência Viva». O impacto do trabalho, em termos subjectivos, foi positivo.

RESUMO

Os novos programas do ensino secundário trazem temas motivadores virados para os contextos sociais em vez de salientar os conteúdos. Os metais marcam, como sempre marcaram, pontos importantes na vida do Homem. A análise deste tema e as aprendizagens envolvidas neste processo representam um desafio para o professor.

Este trabalho teve dois trajectos. Numa primeira instância, teve uma reflexão sobre como utilizar este tema numa perspectiva do ensino que temos e dos alunos que ainda temos. A análise metodológica é válida neste tema mas também o é para o ensino secundário em geral, numa perspectiva do ensino da ciência. Num segundo trajecto, procuramos um desenvolvimento que representasse uma forma diferente de abordar este tema. Esta diferença é importante porque os alunos estão numa fase dos seus estudos em que o seu trajecto futuro é importante.

As actividades práticas foram pensadas com a finalidade de desenvolver competências mas, para isso, não tivemos preocupação com o tempo disponível nem com o tamanho do *curriculum*. São propostas actividades diversas com várias opções de utilização mas com a salvaguarda de dois aspectos relevantes: trabalhar em segurança e desenvolver a responsabilidade social.

O trabalho principal foi realizado com a célula de Hull. Trata-se da adaptação de uma célula existente para o estudo da electrodeposição ao nível industrial. Procurou-se esgotar todas as vertentes pedagógicas do processo. Os aspectos qualitativos e quantitativos foram considerados. O trabalho teve uma aplicação parcial na Escola Secundária Alexandre Herculano, com o desenvolvimento de um projecto no âmbito do «Ciência Viva». O impacto do trabalho, em termos subjectivos, foi positivo.

ÍNDICE

RESUMO iv
ABSTRACT v
SIGLAS E ABREVIATURAS x
GRANDEZAS E UNIDADES x
Capítulo I 1
1. Introdução 2
1.1. Contextualização Geral do Tema 2
1.2. Identificação do Tema 2
1.3. Objectivos 3
1.3.1. Objectivos do Trabalho Investigativo 3
1.3.2. Objectivos de Trabalho Operacional 4
1.4. Plano Geral da Dissertação 5
Capítulo II 7
2. Revisão da Literatura 8
2.1. As Reformas Curriculares 8
2.1.1. As Reformas Curriculares em Portugal 10
2.1.2. A Química no Ensino Secundário 11
2.1.2.1. O Ensino da Química em «Ciências e Tecnologias» 12
2.1.2.2. Os Cursos Tecnológicos e Profissionais 13
2.1.2.3. A Química no 12º ano do Ensino Secundário 14
2.2. A Didáctica da Química 15
2.2.1. Ensino experimental/CTSA 15
2.2.2. Ensino por competências 17
2.2.3. Concepções alternativas e ensino experimental 18
2.2.4. Trabalho Prático e Estudo de Casos 20
Capítulo III 21
3. Os Metais 22
3.1. Metalurgia dos Metais 22
3.1.1. Introdução histórica 22
3.1.2. Aspectos geológicos 24
3.1.3. A Série Electroquímica 25
3.1.4. Metalurgia do Cobre 29
3.1.5. Metalurgia do Alumínio 32
3.1.6. Metalurgia do Ferro 38

3.2. Electrólise – Fundamentos 40
3.2.1. As Leis da Electrólise 41
3.2.2. Electroquimica Industrial 44
3.2.2.1. Electrólise do Cloreto de Sódio 45
3.2.2.2. Electrólise do Cloreto de Zinco 47
3.3. Ligas Metálicas 48
Capítulo IV 53
4. Exploração do Tema 54
4.1. Actividades Experimentais Propostas 54
4.1.1. Actividades Práticas de Exploração 54
4.1.1.1. Alquimia do Ouro 55
4.1.1.2. Propriedades dos Metais 55
4.1.1.4. Rasgar o Alumínio duma Lata de Refrigerante 56
4.1.1.5. Uma Electrólise Colorida 57
4.1.1.6. Electrólise do Cloreto de Zinco 57
4.1.1.7. Anodização do Alumínio 58
4.1.2. Actividades Experimentais Desenvolvidas – Purificação do Cobre 59
4.1.2.1. Construção da Célula de Hull 62
4.1.2.2. Ensaios com a Célula de Hull 63
4.1.2.3. Ensaios com dois Cátodos 67
4.1.2.4. Resultados da electrodeposição 68
4.1.2.5. Aplicações da Electrodeposição 69
4.2. Visitas de Estudo 71
4.2.1. Visita a uma Mina 71
4.2.2. Visita a uma Galvanoplastia 73
4.3. Aplicação ao Ensino: o «Ciência Viva» na E. S. A. H. 74
4.4. Recursos disponíveis on-line 76
Capítulo V 79
5. Aspectos Finais 80
5.1. Conclusões 80
5.2. Recomendações e Sugestões 81
6. Bibliografia 83
ANEXOS 87

ÍNDICE DE FIGURAS

Figura 1 – A relação das memórias na sua construção 19
Figura 2 – Ustulação de minério 23
Figura 3 – Moedas da Idade Média 23
Figura 4 – Mina de Neves do Corvo (visão geral) 29
Figura 5 – Alguns minerais da mina 29
Figura 6 – Sequência do processo industrial Também pode ser visualizado numa animação flash da Southern Peru 30
Figura 7 – Esquema da electro-refinação do cobre 31
Figura 8 – Contaminação das água na Mina de S. Bernardo, a Aljustrel 32
Figura 9 – Esquema do processo Bayer 33
Figura 10 – Esquema da electrólise do alumínio 34
Figura 11 –Mapa das empresas de produção de alumina (azul) e do alumínio (rosa) na Europa 35
Figura 12 – Esquema de funcionamento do alto forno 38
Figura 13 – Esquema geral da electrólise em que se deposita um metal 41
Figura 14 – Electrólise do cloreto de sódio fundido 46
Figura 15 – Electrólise do cloreto de zinco 47
Figura 16 – Análise da importância dos materiais para a Sociedade no tempo 48
Figura 17 – Moeda "dourada" obtida 55
Figura 18 e 19 – Manuseamento do bico de Bunsen pelos alunos 56
Figura 20 – Electrólise duma solução de cloreto de sódio 57
Figura 21 – Electrólise em que se utiliza 2 eléctrodos de alumínio 58
Figura 22 – Aspecto do alumínio anodizado 58
Figura 23 – Medidas padrão da Célula de Hull 61
Figura 24 – Esquema da célula de Haring-Blum 61
Figura 25 – Do projecto à célula 62
Figura 26 – Montagem utilizada para o estudo com a célula de Hull 63
Figura 27 – Resultados iniciais: (a) para potencial de 5,0V (b) com e de 1,0V 64
Figura 28 – Resultado com gelatina (a) e com ureia (b) e respectivo ânodo (c) 64
Figura 29 – Electro-refinação do cobre durante 20 minutos 65
Figura 30 – Eléctrodo de cobre com desgaste maior à esquerda 65
Figura 31 – Cátodo de alumínio 66
Figura 32 – Eléctrodo de aço com depósito de cobre 66

Figura 33 – O eléctrodo de zinco dentro da célula 67
Figura 34 – Montagem para a utilização de 2 cátodos 67
Figura 35 – Aspecto dos cátodos após 20 minutos de electrólise 68
Figura 36 – Deposição de cobre ao fim de 20 minutos 69
Figura 37 – Obtenção de uma placa de latão revestida com cobre 69
Figura 38 – Visão geral da mina 72
Figura 39 e 40 – Alunos do curso tecnológico no laboratório 74
Figura 41 – Aplicação do indicador de couve-roxa 75
Figura 42 – Aplicação da electrólise na obtenção duma "medalha" 75
Figura 43 – A alquimia do ouro 75
Figura 44 – Electrólise do cloreto de sódio 99
Figura 45 – Electrólise do cloreto de zinco 102
Figura 46 – Esquema da electrólise para anodização do alumínio 106
Figura 47 – Esquema da electrólise com a célula de Hull 111
Figura 48 – Distribuição das Minas existentes em Portugal 114

ÍNDICE DE TABELAS

Tabela 1 – Abundância relativa de elementos terrestres 24
Tabela 2 – Caracterização dos aspectos nativos dos metais na Crusta Terrestre 25
Tabela 3 – Série reactiva estruturada segundo os potenciais de redução 26
Tabela 4 – Densidade de corrente da reacção de formação de hidrogénio em H_2SO_4 1 $mol.dm^{-3}$ 44
Tabela 5 – Parâmetros de processos de electro-refinação 59
Tabela 6 – Resultados obtidos com eléctrodos Cu|Cu e com d.d.p. aplicada de 1V 64
Tabela 7 – Resultados experimentais da electro-refinação 66
Tabela 8 – Electrodeposição de cobre em $CuSO_4$ 0,75M em H_2SO_4 2M 67
Tabela 9 – Resultados da electrólise com 2 cátodos 68
Tabela 10 – Condições de electrodeposição 68
Tabela 11 – Resultados da electrodeposição do cobre 69

SIGLAS E ABREVIATURAS

AS – Nível de estudos em Inglaterra equivalente ao ensino secundário

CHEM – Chemistry

CTS – Ciência, Tecnologia e Sociedade

CTSA – Ciência, Tecnologia, Sociedade e Ambiente

DES – Department of Education and Science, USA

EUA – Estados Unidos da América, igual a USA

NSF – National Science Foundation, USA

NSTA – National Science Teachers Association, USA

PISA – Programme for International Student Assessment

PFC – Polifluorocarboneto

SALTERS – Science on Social Context Advanced Learning Program for Teachers and Educators Resources

(s) – sólido

(l) – líquido

(g) – gasoso

(aq) – aquoso

GRANDEZAS E UNIDADES

A – ampere

$A.cm^{-2}$ – amperes por centímetro quadrado

atm – atmosfera

cm – centímetro

mA – miliampere

$mA.cm^{-2}$ – miliampere por centímetro quadrado

$mol.dm^{-3} = M$ – mole por decímetro cúbico

Km – quilómetro

KWh – quilowatt-hora

ppm – partes por milhão

V – volt

ºC – grau celsius

$E^{\theta}_{ox/red}$ – *potencial padrão de um par oxido-redutor*

E^{θ}_{cel} – potencial padrão da célula

F – número de Faraday = 9,65 x 10^4 coulomb por mole

I – intensidade de corrente

i_0 – densidade de corrente de permuta

R – resistência (ohm)

η – sobretensão, é o desvio entre o potencial experimental e o potencial de equilíbrio para a solução considerada.

$V = i \,.\, R$

$q = \int I \cdot dt$ – carga transportada num intervalo de tempo

$m_X = \frac{M_X}{n \cdot F} \int I \cdot dt$ – determinação da massa depositada pela passagem de carga q

$\Delta G^{\theta} = - n. \cdot F. E^{\theta}_{cel}$ – relação entre a energia de Gibbs e o potencial de uma célula

$\theta_p = \frac{m_{produto}}{m_{reagente\ consumido}} \times 100\%$ – rendimento material

$\phi = \frac{(m \cdot n \cdot F)/M_X}{q} \times 100\%$ – eficiência de corrente

$m_X = \frac{I_M \cdot t \cdot M}{n \cdot F}$ – massa de metal depositado

CAPÍTULO I

1. **Introdução** 	1.1. Contextualização Geral do Tema 1.2. Identificação do Tema 1.3. Objectivos 1.4. Plano Geral da Dissertação

1. Introdução

1.1. Contextualização Geral do Tema

O tema deste trabalho, «Metais e Ligas Metálicas», ocorre no novo programa de Química do 12º ano do ensino secundário e também no programa B do 11º ano. Trata-se de um tema importante na Reforma Curricular em curso que se pode caracterizar por uma componente tecnológica importante, que salienta a importância de se inserirem os conteúdos da ciência na realidade da vida actual. Esta característica é um factor motivacional relevante para alunos da área tecnológica e do 12º ano, e, já que é uma disciplina opcional, pode ser razão para os alunos a escolherem. Porém, como se trata de uma escolha, é necessário desenvolver também actividades para fora do espaço sala de aula, para transmitir à comunidade escolar a mensagem de que a Química não é apenas uma opção, antes representa uma verdadeira mais-valia nos *curricula* da sua escola.

De facto, vivemos um novo e grande desafio no ensino da Química: não basta continuar a utilizar o ensino clássico, mesmo que tenha uma boa componente experimental, é necessário ser mais versátil, ir além dos conceitos e desenvolver aspectos tecnológicos e de aplicação. A criação de recursos que permitam trabalhar de modo inovador é importante e só numa reflexão investigativa se torna possível desenvolver um projecto que se revela bastante complexo. Esperemos que possa contribuir para ser o sucesso dos alunos e inverter o abandono da química, que se regista actualmente.

1.2. Identificação do Tema

No 12º ano, o tema «*Metais e Ligas Metálicas*» tem uma primeira parte introdutória com a mesma designação onde se aborda a importância de alguns metais e a sua caracterização na Tabela Periódica e propriedades coligativas. São revistos alguns dos conceitos aprendidos nos anos anteriores. A segunda parte aborda as questão de degradação e protecção dos metais, ou seja, estuda-se as reacções de oxidação-redução e as suas aplicações típicas. Na terceira parte, *Metais, Ambiente e Vida*, abordam-se as questões de extracção mineira e estudam-se as reacções de complexação para justificar a diversidade de cores que se obtêm com iões metálicos. Estudam-se os metais no organismo humano abordando questões de toxicidade, de transporte e de efeito tampão.

Dá-se relevância às reacções ácido-base, num contexto complexo. Finalmente, a quarta parte aborda a questão do uso dos metais como catalisadores, aplicado a fenómenos da vida e aplicado a fenómenos industriais.

Na verdade, é um tema muito vasto que nos permite equacionar novos percursos com enquadramentos mais dirigidos aos possíveis percursos dos alunos. Atendendo a que se pretende desenvolver essa aprendizagem em contexto, pode-se estudar os metais fazendo uma abordagem mais do tipo industrial, isto é, explorando as questões de mineração, processamento, protecção e reciclagem; ou fazer uma abordagem mais biológica, analisando o papel dos metais nos sistemas de suporte de vida, sua metabolização e toxicidade.

A primeira abordagem tem grande interesse para os alunos vocacionados para as engenharias e actividades tecnológicas, portanto com aspectos comuns ao tema em Física e Química B do 11º ano, e a segunda abordagem tem todo o interesse para os alunos com inclinação para as ciências da saúde. Os conteúdos são igualmente abordados e não parece ser necessário dar tudo a todos, antes parece ser uma sobrecarga.

Neste estudo pretendemos desenvolver alguns percursos segundo a primeira perspectiva, a abordagem industrial. Não temos a preocupação de percorrer exaustivamente os conteúdos desse tema, do *currículo* do 12º ano, pois interessa mais analisar novas explorações com relevância e actualidade, do que cumprir um percurso, que já foi escrito nas Orientações Curriculares.

1.3. Objectivos

1.3.1. Objectivos do Trabalho Investigativo

1. Adquirir conhecimentos sobre o tema «*Metais e Ligas Metálicas*» tanto no aspecto científico como no tecnológico e ambiental.
2. Analisar o trabalho e a experiência existente nas diferentes situações escolares e caracterizar os seus sucessos e fracassos.
3. Conhecer a relevância dos processamentos industriais e como isso afecta a nossa sociedade e ambiente.
4. Realizar um trabalho transversal de modo a conseguir, com sucesso, a integração deste novo tema, a partir dos contextos envolvidos.

1.3.2. Objectivos de Trabalho Operacional

Este trabalho teve aplicação na Escola Secundária Alexandre Herculano, no âmbito do Projecto Ciência Viva, de onde recebeu financiamento próprio. Para isso, fez-se algum trabalho exploratório com a colaboração de uma turma do 11º ano B. Deveria realizar-se também a exploração nas aulas de Química do 12º ano mas isso não foi possível pois não abriu uma turma de Química. Devido aos critérios aplicados na nova reforma, esta disciplina está condenada a desaparecer, se não se fizer alguma coisa para inverter esta tendência.

Nestas actividades pretendeu-se:

1. Explorar situações motivadoras para de aprendizagem dos alunos.
2. Estudar as propriedades dos metais e ligas que indiciam o interesse social deste tema.
3. Obter metais sobre a forma de filme ou camadas, por via química e por via galvanostética.
4. Reconhecer / demonstrar a relação quantidade / espessura – propriedades para utilização que demonstram a poupança de recursos.
5. Identificar as diversas "fontes" de metais, salientando a utilização da reciclagem como componente relevante na poupança de recursos.
6. Demonstrar a necessidade de passos intermédios de conversão das diversas fontes de metais (mineral; metal; sal metálico; metal).
7. Elaborar protocolos de execução experimental para a sala de aula e para o laboratório, apoiados numa perspectiva social, as relações e os objectivos a atingir em cada utilização.

1.4. Plano Geral da Dissertação

O presente trabalho de investigação foi estruturado em cinco capítulos. O primeiro capítulo faz a contextualização e apresentação do estudo realizado. No segundo capítulo faz-se uma análise dos percursos educativos em química, quer em Portugal, quer no estrangeiro, para procurar explicar o progresso realizado, as dificuldades encontradas e as razões de procurar novos enquadramentos da aprendizagem.

O terceiro capítulo descreve contextos de estudo dos metais e suas ligas. Começa por uma descrição histórica e descreve todo o percurso de obtenção do metal, purificação e protecção, centrando-se em três dos metais mais importantes da actualidade: cobre, alumínio e ferro. Procuramos encontrar situações que representem a actividade industrial em Portugal. Aí, fizemos a ligação a situações concretas do capítulo quarto para criar uma dinâmica própria de uma aprendizagem interessante.

No quarto capítulo expomos um conjunto de recursos que foram seleccionados durante este estudo e que consideramos úteis neste contextos. Nesse sentido, fez-se a sua descrição, salientando a sua utilidade e modo de obtenção: tradução e/ ou adaptação e exploração prática. Podem ser utilizados tal como se apresentam ou seleccionar e utilizar segundo a disponibilidade de tempo e do local onde se lecciona. Fizemos também a descrição do trabalho realizado na Escola Secundária Alexandre Herculano durante este estudo pois fez-se um protocolo de colaboração que contou com o financiamento do «Ciência Viva».

O quinto capítulo encerra este trabalho com as conclusões que se obtiveram do trabalho de investigação, as limitações do trabalho de campo e lança ideias para continuar a desenvolver o tema. Os documentos de trabalho produzidos, com utilidade directa para a sala de aula, foram colocados em anexo.

Este trabalho é um estudo com uma mistura da componente didáctica e científica. É, na realidade, uma descrição exacta daquilo que o professor do secundário deve fazer constantemente, na preparação das aulas de cada ano escolar.

CAPÍTULO II

2. Revisão da Literatura

2.1. As Reformas Curriculares

2.2. A Didáctica da Química

2. Revisão da Literatura

Ao colocar o tema «Metais e Ligas Metálicas» no início do novo programa de Química do 12º ano, dá-se início a uma abordagem da química no secundário de um modo bem diferente do que é habitual.

A obtenção de metais foi um ponto de viragem na evolução do Homem. Pode mesmo dizer-se que foi um dos pilares do seu desenvolvimento, criando as primeiras profissões, em mineração e em fundição. Hoje, após grande evolução científica e tecnológica, continuamos a depender da existência de metais para a criação de novos materiais, exploração de novas combinações, produção de novas ligas e novas aplicações. Acresce, também, que o aumento das necessidades de materiais nos coloca na situação de promover a responsabilidade social dos cidadãos para promover a reciclagem eficaz dos metais que, obviamente, podem esgotar. Este é um contributo fundamental para o designado «*desenvolvimento sustentável*».

Nesta perspectiva, temos também necessidade de reflectir sobre a melhor abordagem de ensino/aprendizagem, pois, as alterações curriculares previstas parecem ser mais exigentes mas há menos tempo para a exploração dos temas. Além disso, uma reforma precisa ser bem explicada para ter resultados operacionais relevantes. Questiona-se o modo como e o porquê desta mudança e como realçar os aspectos válidos da reforma.

Perceber o porquê e como a nossa sociedade atinge este ponto, é uma necessidade pedagógica importante. A formação científica e social é aqui observada para sugerir percursos de aprendizagem aberta sem preocupações de conteúdo relevante.

2.1. As Reformas Curriculares

A formação de futuras gerações é uma das acções fundamentais no desenvolvimento de um país. No século XX ocorreu a massificação da educação e as Escolas entraram em ciclos de Reformas para ajustamento às necessidades sociais e das nações. E assim se faz o percurso para a educação em ciência para todos (Galvão, 2006).

As grandes mudanças começaram no final da 2ª Guerra Mundial, com a estruturação das Reformas Curriculares necessárias para actualizar o conhecimento que se desenvolveu extraordinariamente durante a guerra. Na organização dos programas contribuiu notoriamente o livro de R. Tyler (1949) que introduziu nos EUA o uso de

«*objectivos, estabelecer e executar experiências de aprendizagem, avaliação*». Em 1956, é lançado o primeiro satélite, *Sputnik*, pela União Soviética, o que revela a necessidade de melhorar significativamente o conhecimento científico dos cidadãos do mundo ocidental. São lançados novos programas nas várias áreas pela *National Science Foundation* (*NSF - EUA*), em que se procura incentivar um ensino mais activo. Interessava o domínio das ideias fundamentais implicando também o desenvolvimento de atitudes científicas. Em Inglaterra, desenvolveu-se o trabalho laboratorial e a aprendizagem por descoberta, por influência das ideias de Kerr (Galvão, 2006), sendo que, nos Estados Unidos, se faz a aplicação desta à educação, por Dewey (Galvão, 2006).

Em Inglaterra o *Projecto Nuffield* (www.nuffieldcurriculumcentre.org/), que seguiu a escola optimista – desenvolveu programas para os diferentes níveis de ensino, elaborados por cientistas em que se procurava "*the best person for the job*". Em consequência, aumentou a sensibilidade do público para a ciência e os seus efeito na sociedade mas também apareceram novas perspectivas e inúmeras críticas, particularmente por se favorecer o elitismo. Efectivamente, algumas inovações não foram bem aceites e a avaliação dos planos educativos veio mostrar que se praticava nas escolas um ensino de qualidade deficiente e pouco competitivo (*A Nation in Risk*, *National Commission on Excellence in Education*, 1983) em relação às novas economias emergentes.

Em 1985, o *Department of Education and Science* (DES – EUA) passou a defender a introdução dos métodos da ciência no ensino dos alunos, como sendo o principal valor educativo da ciência e, portanto, a principal característica da educação em ciências, realçando a importância do "*trabalho laboratorial*" orientado para a "*resolução de problemas*", (Galvão, 2006). O envolvimento da ciência, tendo em conta a sua integração social e o conceito de ciência para todos, desenvolveu a perspectiva CTS, "Ciência, Tecnologia e Sociedade". A educação científica faz parte da cultura da nossa sociedade e constitui um factor de sobrevivência da sociedade pois tem de resolver problemas práticos no quotidiano. Surgem novos *currícula* no Reino Unido, *Science in Social Context*, *Salters* (http://www.york.ac.uk/org/seg/salters/chemistry/), suportado pelas Universidades de York, Oxford e Cambridge. Estas reformas baseiam-se no apelo social defendido por Solomon, Hund, Watts & Gilbert, Fensham (Galvão, 2006).

No início dos anos 90, a *National Science Teachers Association, NSTA*, nos EUA, criou um conjunto de princípios e linhas orientadoras para o ensino das ciências e sua avaliação: *National Science Education Standards, 1996*. Procura-se aproximar o ensino das ciências para todos os alunos de todas as idades. Afirma-se que a aprendizagem

deve ser um processo activo e reflectir as tradições e cultura da sociedade. A cultura científica é importante na a sobrevivência da sociedade actual. Por isso, dá-se ênfase a questões ambientais, nomeadamente, chuvas ácidas, aquecimento global, a camada de ozono. A literacia científica e o conhecimento da ciência surgem como ideias fundamentais. Pretende-se valorizar a compreensão dos conceitos científicos e as competências investigativas.

Os aspectos relevantes desses *Standards* podem ser resumidos a:

- Os doze anos de escolaridade estão divididos em 3 ciclos uniformes de 4 anos;
- Em cada ciclo desenvolve-se o mesmo conjunto de competências mas em diferentes níveis e com possibilidade de se ajustarem a cada aluno;
- A formação adequada dos professores é a primeira prioridade do programa e o tempo destinado a cada ciência, a segunda;
- Incentivo ao desenvolvimento do ensino com colaboração transversal e interdisciplinar, particularmente na adequação dos ritmos de aprendizagem ao desenvolvimento matemático dos alunos;
- A existência de um período probatório com fornecimento de equipamento adequado às escolas e de uma comissão de acompanhamento de todo o processo;
- Incentivo à concretização de parcerias entre diversas instituições para implementar actividades de desenvolvimento dos novos *standards*.

2.1.1. As Reformas Curriculares em Portugal

Nos últimos 50 anos, ocorreram, em Portugal, três Reformas Curriculares e uma reorganização curricular (Galvão, 2006). A primeira reforma foi nos anos 40. A segunda ocorre nos anos 70 e ficou conhecida como a Reforma de Veiga Simão. É a partir daqui que ocorre a massificação do ensino. A terceira ocorre nos anos 90, após a publicação da Lei de Bases do Sistema Educativo (1986). A reorganização curricular começa no ano 2000, pelo ensino básico.

O estudo da Química foi reformado em Portugal pela Fundação Calouste Gulbenkian, aplicando o *CHEM Study* (1959). A reforma de Veiga Simão levou à produção de novos programas nas várias ciências, elaborados pelo professor Rómulo de Carvalho.

Os ciclos das reformas em Portugal não tiveram paralelo com as Reformas nos EUA ou Inglaterra. Nos anos 40, o ensino da ciência era associado à sua aplicação imediata pelo que se desenvolveram disciplinas práticas com a finalidade específica de formar técnicos qualificados. Com a reforma dos anos 70, procurou-se dar maior ênfase

aos processos científicos, em especial à dimensão substantiva da ciência. O programa estava centrado numa pedagogia por objectivos, mas tinha bastantes inconsistências na sua aplicação porque valorizava mais os comportamentos finais que os processos cognitivos.

Na reforma dos anos 90 valorizou-se o trabalho laboratorial, com a criação de disciplinas de Técnicas Laboratoriais dando relevo à componente técnica e experimental, separada da componente científica, com avaliação discriminada.

O desenvolvimento do método científico segue uma metodologia designada **POE**, prevê, observa e explica (Gunstone, 1991, Galvão, 2006). Pretende-se utilizar as actividades laboratoriais para confrontar as pré-concepções dos alunos e, num ciclo conceptual dinâmico, fazer a aquisição progressiva de concepções mais científicas. Na prática, o trabalho experimental era valorizado, mas nem sempre aplicado e o seu uso apenas servia para confirmar ou demonstrar conceitos apresentados, não se desenvolveram actividades de mudança conceptual, considerada necessária.

No final da década de 90, iniciou-se uma revisão participada dos *currícula*, o que originou a reorganização curricular actual. Alguns professores foram chamados a reflectir sobre o programa das ciências e sobre o processamento das aprendizagens. Procurou-se assim encontrar Orientações Curriculares (Mateus, 1999) que desenvolvam a literacia científica dos jovens e o desenvolvimento de competências no domínio substantivo, processual e epistemológico.

Esta nova perspectiva curricular parece estar em sintonia com as linhas propostas internacionalmente para o ensino das ciências. Desenvolve a participação activa dos alunos e a inter-relação Ciência, Tecnologia, Sociedade e Ambiente. A leitura atenta dos processos desenvolvidos pode, porém, questionar alguns dos resultados, ou todo o processo, se observarmos os resultados das avaliações (Pedrosa, 1999). Na realidade, as escolas não perceberam o que se passou neste processo, por falta de debate com os autores da mudança.

Actualmente, os *currícula* de ciências no Reino Unido estão de novo em mudança, estando a decorrer já, desde Setembro de 2006, um período probatório para um novo programa concebido segundo uma nova perspectiva.

2.1.2. A Química no Ensino Secundário

O ensino da Química foi, é e será sempre um ensino experimental. A Escola Secundária Alexandre Herculano, o primeiro liceu português construído de raiz, celebrou 100 anos de existência e, no seu edifício, tem dois laboratórios de Química que

continuam operacionais; a Escola Secundária Filipa de Vilhena tem 60 anos de existência no actual edifício e mantém um laboratório de Química de raiz ainda operacional. Nas duas escolas os laboratórios continuam em actividade praticamente nos moldes em que foram concebidos. São provas da necessidade do ensino experimental, mas colocam-nos a questão sobre o modo como se pratica, já que há falta de investimento na modernização do equipamento, nem há adequação aos novos temas que se leccionam.

Por outro lado, sendo as áreas experimentais tão vastas e pertinentes, estará adequado juntar a Física e a Química numa disciplina única, como se de um único currículo se tratasse? Para o desenvolvimento do nível de secundário, não seria mais produtivo e motivador para os alunos que estas ciências fossem leccionadas em separado, durante todo o ano? Seria uma forma de mostrar que cada ciência tem o seu valor intrínseco e objectivo bem definido. Poderiam também optar-se por associar a Química com a Biologia, ou a Física com Matemática, ou Geologia com Geografia. É também um processo mais coerente de contextualizar a aprendizagem e ensinar segundo a vocação / interesse dos alunos.

Na realidade, a amálgama das ciências torna o currículo mais extenso, coloca pressão nos professores para o seu cumprimento e deixa pouco espaço de manobra para leccionar de forma criativa, com actividades diversificadas, motivadoras e cativantes que façam os alunos embrenhar-se no conhecimento e esquecer o tempo passado dentro da sala de aula (Matos, 2002).

A pressão colocada em alunos e professores para o cumprimento do programa é, muitas vezes, factor de *stress*, de desencanto, de desinvestimento pois este tempo nem sempre é compatível com as necessidades do aluno para assimilar e exercitar os conhecimentos leccionados.

Estes aspectos são muito importantes para o professor e coloca desafios constantes: levar actividades diversas para todas as aulas, de modo a manter a motivação elevada. São aulas que exigem mais investimento, mais recursos didácticos, e também recursos materiais!

2.1.2.1. O Ensino da Química em «Ciências e Tecnologias»

O ensino experimental é fundamental e a sensibilização desde a mais tenra idade é importante para que a ciência seja uma escolha interessante no secundário. As competências técnicas e experimentais de laboratório só se adquirem com vivência de bastantes horas no laboratório. Este conceito esteve na base da criação das disciplinas de Técnicas Laboratoriais. Não era raro os alunos de Técnicas Laboratoriais de Química

terem em casa um conjunto de materiais de laboratório em que faziam algumas experiências para mostrar aos amigos alguns truques de "magia".

Hoje, nos Cursos Científico-Humanísticos, a disciplina "Química e Física" é uma opção no secundário sem a componente técnica, apenas com as práticas integradas. Além disso, o aluno pode optar por não escolher a disciplina no 10º ano e já não frequenta essas opções no 12º ano. Ficam apenas dois anos para ensinar um *currículo* cada vez mais exigente. Esta alteração trouxe dificuldades acrescidas a alunos e professores dificultando os processos de aprendizagem. Basta olhar para os resultados dos exames de 11º ano para verificar isso mesmo. Os alunos podem mesmo evitar esta disciplina chegando à Universidade com graves lacunas no seu conhecimento. Nunca se observou tal desfasamento – as classificações de exame colocaram, em geral, os alunos com menos 5 valores que a nota de frequência. E sendo um exame para candidatura aos cursos superiores, as médias de candidatura vão baixar drasticamente, alterando as expectativas de futuro para muitos jovens.

2.1.2.2. Os Cursos Tecnológicos e Profissionais

Os cursos tecnológicos surgiram como para responder a uma necessidade de quadros intermédios porque se abandonou o ensino técnico de modo precipitado, após a revolução de Abril de 1974. A massificação do ensino trouxe um problema crucial no desenvolvimento do país. As antigas escolas industriais foram totalmente convertidas em escolas do ensino geral, na execução poética do plano de não discriminação das crianças pelo seu estatuto social. Independentemente do valor dessas razões, a existência de quadros intermédios operacionais, na estrutura empresarial, é fundamental para o desenvolvimento equilibrado da nação. E esse recurso tornou-se tão escasso que hoje é fundamental voltar a desenvolver a formação deste tipo de quadros.

As escolas secundárias procuram diversificar a formação, até por uma questão de sobrevivência, mas a oferta de cursos na área de Química só existe em escolas profissionais. Não se reconhece às escolas secundárias a capacidade de oferecer formação na área da Química. Se observarmos os programas desses cursos, verifica-se que é aí que se lecciona as Técnicas Laboratoriais que faziam parte dos *currícula* anteriores. Aliás, qualquer professor duma escola básica, por exemplo, pode ser colocado no ano seguinte numa escola profissional.

A Química e a Física continuam a ser disciplinas nucleares do conhecimento. Mas o seu contributo para a Educação Tecnológica não é claro e não tem consequência. Não se compreende a obrigatoriedade de o aluno frequentar Física e Química B num curso

tecnológico de Informática e no fim desses dois anos, nem sequer ser sujeito à avaliação externa. Os moldes em que se construiu o programa não representam uma adaptação satisfatória às características desses alunos. Toda a aprendizagem destes alunos parece ser vocacionada para as tecnologias e essa deveria ser a metodologia a privilegiar.

2.1.2.3. A Química no 12º ano do Ensino Secundário

Se o contributo da Química na formação geral do secundário é baixo, no 12º ano aparece como complementar e de opção. Além disso, não pode ser frequentada pelos alunos que não escolheram "Física e Química" no 10º ano, ou seja, a maioria. Traz uma componente tecnológica interessante e importante mas, com o perfil dos *currícula* actuais, poucos alunos lhe resta. Na realidade, os alunos da Área Ciências e Tecnologias estão a um ano de entrar na Universidade e têm uma preocupação dominante: conseguir entrar no curso que pretendem. Não há uma preocupação de melhor formação mas de melhor classificação.

A formação dos alunos do 12º ano está reduzida a uma opção em ciências experimentais e uma Área Projecto. Esta aparece sem qualquer justificação curricular e sem qualquer preparação dos Docentes. O que temos como histórico, e, por isso, como única formação, é a Área-Projecto do 3º ciclo, a qual se tem baseado na anterior Área-Escola, uma actividade de reconhecido fracasso em todo o sistema escolar. Urge pois, formar os professores na prática de projecto e mesmo na ideia de ciência como projecto e objecto do conhecimento (Costa Pereira, 2007).

Numa altura em que já se conjectura a possibilidade de criar um 13º ano, ter um 12º com três disciplinas é menosprezar completamente todo o esforço de formação que se faz no secundário.

2.2. A Didáctica da Química

O ensino da Química tem um percurso secular. A componente experimental representou sempre uma parte fundamental da aprendizagem, embora as aulas dos teatros universitários fossem um local privilegiado de transmissão do conhecimento, segundo o modelo tradicional, bem definido por Hegel (Marques, 1999).

O ensino experimental foi introduzido por Maria Montessori, no início do século XX. O modelo comportamentalista de Skinner, desenvolvido nos anos 30, reflecte uma aprendizagem condicionada (Leite, 2001). Na mesma altura, surge o modelo cognitivista de Piaget que associa os processos biológicos à actividade de aprendizagem. Esse modelo é reforçado por Ausubel com a «aprendizagem significativa». Este é um modelo inovador pois coloca os estudantes a agir sobre a apreensão dos conceitos para alterar o meio envolvente e produzir novos resultados. Este modelo desvaloriza o papel da memorização, referindo apenas a aprendizagem verbal dos conceitos. O papel do professor é sobretudo o de mediador.

O modelo culturalista de Brunner tem uma adesão considerável ainda hoje. Recebe a influência de Piaget no desenvolvimento cognitivo, mas valoriza o método da descoberta, utilizando as metodologias próprias da ciência. Outro contributo teórico importante foi o dos conceitos de prontidão e de aprendizagem em espiral, pois acredita que se pode ensinar ciência em qualquer idade simplificando, retomando-se os temas mais tarde para uma aprendizagem mais elaborada. O seu desenvolvimento, nos anos 60, despoletou a reforma do sistema educativo.

Outros modelos que debatem os aspectos sociais e éticos da sociedade foram posteriormente desenvolvidos. A sua particular aplicação está na necessidade sentida pela comunidade em promover o «desenvolvimento sustentável». São disso exemplo os modelos da Educação Moral Integrada, de Quintana Cabanas e o Modelo da Comunidade Justa de Kohlberg (Marques, 1999).

2.2.1. Ensino experimental/CTSA

A actualização curricular em Química levou ao desenvolvimento de ligações entre a Ciência, Tecnologia e Sociedade, mais tarde o Ambiente, sempre na procura da aceitação social. No Reino Unido, estes modelos são desenvolvidos no programa *SALTERS* (Burton, 1994) que define a formação para a Química como uma oportunidade de conhecer a realidade nacional e o papel fundamental da Química e das profissões activas do país. O seu sucesso é evidente nas avaliações realizadas sobre a literacia

científica (PISA 2000). Em Portugal seguiu-se esse modelo na reorganização curricular iniciada em 2000. Podemos observar essas semelhanças nas Orientações Curriculares de Química do 10º ao 12º ano.

Na revisão participada dos *currícula*, (Mateus, 1999), promovida pelo Departamento do Ensino Secundário em 1999, os professores chamados a reflectir sobre os novos programas e constituir uma "comissão de acompanhamento local" não foram preparados para isso no seu aspecto causal pois não há indícios de que conhecessem as reformas estabelecidas nos outros países, em particular os de maior influência na sua concepção, o Reino Unido. Realizaram um trabalho activo (Mateus, 2001) para desenvolver competências científicas e didácticas e estimular à interdisciplinariedade mas, na realidade, o trabalho desenvolvido em campo foi considerado complexo e não houve consenso na caracterização das actividades. O trabalho desenvolvido pelos professores ficou fechado em cada grupo disciplinar e a falta de tempo referida indicia o facto de não terem concluído o ciclo previsto. Saliente-se porém, que a maior abertura para o trabalho transversal veio do grupo de Química.

Ora, se os professores têm dificuldade na implementação (Pedrosa, 1999), porque se deve utilizar o mesmo método com os alunos? Procurou-se porém, aplicar o que se adquiriu aos alunos do secundário. Os resultados foram bastante interessantes mas um aspecto metodológico essencial esteve presente desde o início: os alunos ficaram preocupados com falta de protocolo de trabalho laboratorial por razões de insegurança ligadas à falta de conhecimentos prévios, e mostraram-se muito preocupados com o modo como seriam avaliados.

Que podemos então concluir? Os programas *AS* desenvolvidos no Reino Unido foram bem contextualizados na realidade nacional. Em Portugal não se fez o mesmo, não se procurou conhecer o país e as suas necessidades para ensinar a Química que nos interessa e que se aplica na nossa realidade. Além disso, o desenvolvimento de competências deveria seguir um conjunto de metodologias com três níveis: **POE**, ou seja, pergunta, observa, entende; **Mudança conceptual**, a ser desenvolvida de modo sistemático com as aprendizagens do segundo/terceiro ciclo; e o desenvolvimento de **Competências científicas** no ensino secundário (Gardiner, 1998).

A metodologia humanista que adopta a abordagem CTSA (Martins, 2002) é uma abordagem interessante para o ensino das ciências e é fácil de reconhecer a sua utilidade. Para explicar os resultados deste recurso deve-se procurar perceber a motivação deste desenvolvimento. Surge a necessidade de fomentar a responsabilidade social de cada cidadão. Seguindo a abordagem *Salters* (Burton, 2000), podemos adaptar

o programa à realidade nacional mas falta colocar todo um equilíbrio na construção deste conhecimento e dar um enquadramento realista.

O *currículo* do secundário é bastante diferenciado dos ciclos anteriores, o que é consistente com a tradição portuguesa, mas para atingir resultados, atendendo ao desenvolvimento cognitivo, actualmente bem conhecido, deveria pensar-se nas ciências de modo independente. Seria mais útil separar a Física, Química, Biologia e Geologia para os alunos fazerem escolhas mais adequadas à sua vocação e criar-se um plano de trabalho transversal mais consistente. Aliás, seria mais produtivo do que ter uma Área Projecto nos termos que são já conhecidos; poderíamos ter uma aplicação mais didáctica e humanista através do registo curricular de um trabalho de voluntariado devidamente orientado.

Neste tema estuda-se química do estado sólido e das interfaces, apresenta uma grande diversidade e transversalidade. A electroquímica consegue reunir várias ciências e engenharia, e aperfeiçoa competências técnicas, tanto no aspecto informático como laboratorial. Podemos assim estudar temas pertinentes como nanopartículas, electrodeposição, novos materiais / ligas e células de combustível.

2.2.2. Ensino por competências

O trabalho do professor precisa de ser transformado pois valoriza-se mais o trabalho em equipa e por projectos, a promoção da autonomia e responsabilidades crescentes, uso de pedagogias diferenciadas, e a centralização sobre situações de aprendizagem. Segundo Perrenoud (1997), o uso das competências emergentes desde a formação inicial, contribuem para a luta contra o fracasso escolar e desenvolvem a cidadania e enfatizam a prática reflexiva. Significa que se pretende ensinar a utilizar o conhecimento, em vez de apenas aumentar o conhecimento. E isto não significa que se avalias as competências, antes reflecte-se sobre o seu uso.

São propostas dez acções para o desenvolvimento das competências: 1) organizar situações de aprendizagem; 2) promover a progressão das aprendizagens; 3) conceber e evoluir nos dispositivos de diferenciação; 4) envolver os alunos na aprendizagem e no seu trabalho; 5) trabalhar em equipa; 6) participar na administração da escola; 7) informar e envolver os pais; 8) utilizar novas tecnologias; 9) enfrentar os dilemas éticos da profissão; 10) promover a gestão da própria formação continua.

O programa de Química do secundário fala em alcançar competências. No entanto, esta noção é misturada com os saberes e não esclarece a sua aplicação. Não é claro o significado das competências e o que se vai avaliar. A impressão que dá é a de grande

dimensão da aprendizagem com pouco conteúdo significativo. Ora, isso pode criar a sua inoperabilidade. Vejamos pois, o que nos diz o programa de Química 12º ano:

«A dimensão dos saberes inclui:

(1) competências de conteúdo (conhecimento declarativo e conceptual do domínio da Química);

(2) competências epistemológicas (visão geral sobre o significado da Ciência, e da Química em particular, como forma de ver o mundo, distinta de outras interpretações).

A dimensão das acções inclui:

(1) competências de aprendizagem (capacidade para usar diferentes estratégias de aprendizagem e modos de construção de conhecimento científico);

(2) competências sociais (capacidade para cooperar em equipa de forma a recolher dados, executar procedimentos ou interpretar informação científica);

(3) competências processuais (capacidade para observar, experimentar, avaliar, interpretar gráficos, mobilizar destrezas matemáticas; usar modelos; analisar criticamente situações particulares, gerar e testar hipóteses);

(4) competências comunicativas (capacidade para usar e compreender linguagem científica, registar, ler e argumentar usando informação científica).

A dimensão dos valores diz respeito a competências éticas (conhecimento de normas e sua relatividade em contextos locais e ainda do seu carácter temporal).»

Então, temos aqui expressas as verdadeiras condições do uso das competências na dimensão das acções: competências de aprendizagem, processuais, de comunicação e de aplicação. Na verdade, continua-se a avaliar apenas os saberes.

As sugestões metodológicas também prevêem que o professor adeqúe as actividades ao tipo de alunos, mas com a extensão do programa não permite flexibilidade pois o ritmo terá de ser sempre elevado. Por isso se afirma de seguida que os alunos já devem ter adquirido a capacidade de trabalho e de autonomia nos dois anos anteriores.

2.2.3. Concepções alternativas e ensino experimental

De acordo com Resnick (Posada, 2002), os modelos construtivistas salientam três aspectos: no percurso da aprendizagem, aprender significa construir sentidos, em vez de reproduzir simplesmente o que lê ou o que se ensina; compreender algo supõe estabelecer relações com outros elementos; toda a aprendizagem depende de conhecimentos prévios.

Nestes modelos, cada teoria é construída a partir de um estudo concreto do plano da experiência combinando abstracções tanto empíricas como reflexivas. As abstracções empíricas partem do plano da experiência e as abstracções reflexivas surgem da teoria. Tal modelo teórico tem o seu próprio domínio sobre o qual realiza abstracções e inferências. Uma nova teoria cria o seu domínio que pode estar muito ou pouco ligado com os conhecimentos precedentes. Consequentemente, podem ser teorias que não competem entre si.

Segundo Posada, a aprendizagem utiliza três tipos de memória: a memória episódica, as memórias semânticas de curta duração e significativa. Apenas a última constrói o conhecimento duradoiro e as anteriores podem coexistir sem a integração dos conceitos. Ora, o modelo de mudança conceptual não consegue explicar porque podem coexistir concepções correctas e incorrectas sobre um mesmo tópico num aluno e existem estudos que mostram a falta de critérios puramente racionais na construção dos conceitos.

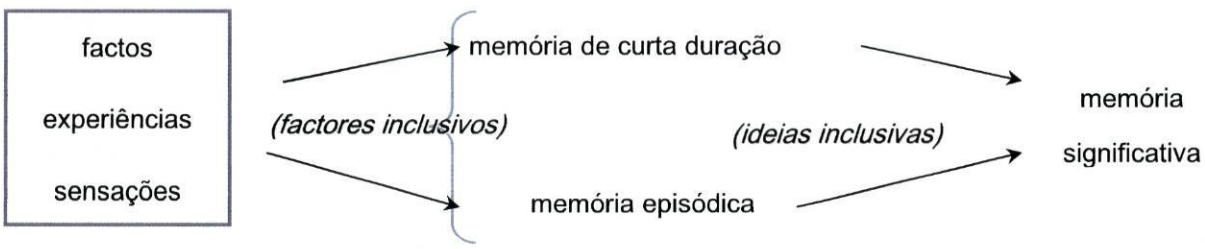


Figura 1 – A relação das memórias na sua construção

Pode então referir-se os seguintes tipos de concepções alternativas: noções pré-concebidas, de raiz popular; crenças não científicas; conceitos alternativos, por falta de confronto das ideias em conflito, ou por interpretações erradas da linguagem, aparentemente igual a conceitos de uso comum; falsos conceitos aprendidos anteriormente.

A mudança conceptual, necessária, mas que nem sempre se consegue obter, utiliza as seguintes estratégias:

- identificação das concepções alternativas;
- confrontação com o «senso comum» e debate das diferentes perspectivas;
- ajudar a reconstruir o conhecimento por análise de demonstrações, construção de mapas conceptuais ou estudos que construam correctamente o conhecimento.

2.2.4. Trabalho Prático e Estudo de Casos

Uma alteração relevante desta Reforma, foi a formatação do período de aulas de 90 minutos. Isto cria a necessidade de criar uma dinâmica nas aulas teóricas e práticas que ultrapasse as habituais actividades do laboratório. Na realidade, podemos falar de trabalho laboratorial, experimental e de campo, como possibilidades de actividades práticas a realizar com os alunos. Embora se faça muitas vezes o seu uso indiferenciado, na realidade, têm diferentes abrangências (Leite, 2001).

O trabalho laboratorial inclui actividades que envolvem a utilização de materiais adequados e realizam-se num laboratório, enquanto que as actividades de campo têm lugar ao ar livre, no local onde os fenómenos acontecem. Podemos realizar outras actividades que se devem considerar do tipo experimental, que envolvam o controlo de variáveis mas não tem de ser laboratorial (ex.: recurso a um programa computacional).

O trabalho prático é o conceito mais geral e inclui todas as actividades que exigem que o aluno esteja activamente envolvido. Se interpretarmos este envolvimento como podendo ser de tipo psicomotor, cognitivo e/ou afectivo, o trabalho prático pode incluir actividades laboratoriais, trabalhos de campo, actividades de resolução de exercícios ou de problemas de papel e lápis, utilização de um programa informático de simulação, pesquisa de informação na *internet*, realização de entrevistas à comunidade, etc..

Assim, verifica-se que o critério que permite distinguir as actividades laboratoriais das de campo tem a ver, fundamentalmente, com o local onde a actividade decorre, e o critério com base no qual se distinguem as actividades experimentais das práticas tem a ver com a necessidade, ou não, de controlar e manipular variáveis.

Esta é a metodologia recomendada que coloca os alunos a realizar actividades diversas, incluindo a realização de trabalho laboratorial como um processo de resolução de problemas em vez de executar actividades protocoladas que deixam pouca iniciativa aos alunos. Ora, o que podemos observar é uma grande confusão por parte dos alunos que sentem ainda a falta de experiência laboratorial.

Em alternativa, a aprendizagem pode ser motivadora se estabelecer uma relação causal entre a actividade proposta e a realidade social. Essa ligação aparece muito mais completa na aplicação de Estudos de Caso, tal como se pode observar na abordagem *SALTERS* (Burton, 2000). Essas situações devem ser bem concebidas para que resultem e são o melhor processo de tornar mais acessível os conceitos teóricos.

O método referido tem alguma semelhança com a técnica de Resolução de Problemas (Wood, 2006) e pode socorrer-se de qualquer trabalho prático mas é menos rígido na sua construção e permite ajustamentos às dificuldades dos alunos.

CAPÍTULO III

3. **Os Metais** 	3.1. Metalurgia dos Metais 3.2. Electrólise - Fundamentos 3.3. Ligas Metálicas

3. Os Metais

A relevância do estudo dos Metais e Ligas Metálicas está relacionada com a sua importância na sociedade actual. No programa do 12º ano, procura-se introduzir uma perspectiva histórica mas também se foca os novos materiais, sobretudo as novas ligas. As aplicações actuais dos metais e as mudanças previsíveis no futuro próximo são um aspecto crítico pois os metais são matérias-primas não renováveis.

Estuda-se então a estrutura e propriedades dos metais, a distribuição na Tabela Periódica que define o tipo de ligação química. Compara-se os sólidos metálicos com outros tipos de sólidos (iónicos, covalentes, moleculares). Procura-se conhecer as várias ligas metálicas: aços e aço inoxidável, bronze, "ouro", "prata de lei", amálgamas, estanho, latão, *constantan*, *nitinol*, cuproníquel, solda. Os aspectos electroquímicos são desenvolvidos em projecto. Finalmente, foca-se a necessidade de se realizar a reciclagem dos metais, nomeadamente pela realização duma prática do Ciclo do Cobre.

Esta estrutura é coerente com a abordagem industrial que pretendemos desenvolver neste trabalho. Para orientar este trabalho, é necessário descrever esta temática, com a sua contextualização, histórica e actual, e explicitar o que representa de actividade industrial em Portugal. Isso justifica a necessidade de se conhecer e trabalhar este tema no ensino secundário.

3.1. Metalurgia dos Metais

3.1.1. Introdução histórica

A Idade dos Metais deve ter-se iniciado cerca de 8000 a.C. e foi um período que mudou radicalmente a civilização, ao colocar termo à Idade da Pedra. Começou com a exploração do cobre, o primeiro metal a ser transformado pelo ser humano. Porém, logo se descobriu de que o estanho adicionado ao cobre originava um material mais tenaz e duradouro. O bronze foi usado extensivamente para ferramentas e armas na Ásia e África desde 4500 a.C. (6500 anos atrás) e na Europa Ocidental desde 2000 a.C.

A liga de bronze é uma mistura de cobre e arsénio ou estanho, o que confere uma notável dureza. Os minérios de cobre e estanho são facilmente reduzidas por aquecimento com carbono. Isto deve ter ocorrido acidentalmente pois as pessoas faziam fogos com madeira em locais onde existiam misturas de minério de estanho e cobre. A

madeira queimada (carbono) quente reduziu os minerais da mistura do cobre e estanho, o que produziu bronze.

O ouro e a prata, encontrados na sua forma nativa, foram utilizados em joalharia, cunhagem de moeda, e tiveram um estatuto simbólico relevante. Estes metais eram conhecidos na Idade da Pedra mas o ouro e a prata são demasiado macios para ser usados como ferramentas.

Depois da Idade do Bronze veio a Idade do Ferro. O Homem descobriu que o carvão aquecido a altas temperaturas podia ser usado para a extracção do ferro do seu minério. A extracção do ferro, hoje é feita num alto forno.

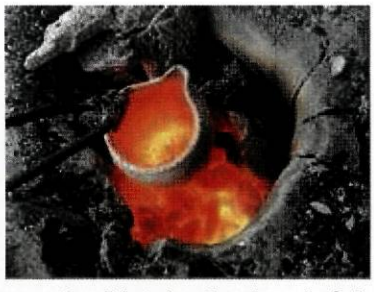


Figura 2 – Ustulação de minério

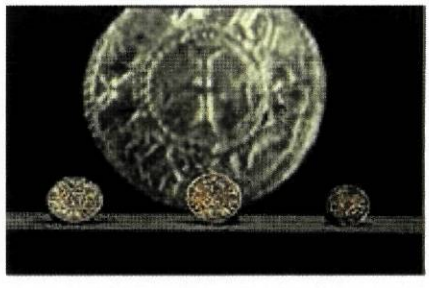


Figura 3 – Moedas da Idade Média

A Idade do Ferro começou na Ásia e África em 1100 a.C. e chegou à Europa em 500 a.C. Rapidamente se descobriu que era possível endurecer o ferro aquecendo-o em contacto com o carvão e mergulhando-o ainda quente em água: o aço fez assim a sua primeira aparição. Actualmente, não se pode falar de aço como um único material, já que existem várias ligas de ferro e carbono com uma grande variedade de outras substâncias incorporadas.

Os metais foram assim progressivamente extraídos da crusta terrestre, transformados e utilizados, e hoje é impossível pensar na vida quotidiana sem metais, quer sejam usados na sua forma pura, em ligas ou na constituição de sais. De acordo com as propriedades de cada um destes materiais, os seus usos são incomensuráveis e nas áreas mais diversificadas: na condução de corrente eléctrica, em joalharia, no fabrico de utensílios domésticos, de armas, na aeronáutica, na construção civil, como supercondutores, em computadores e na comunicação, nos transportes, em células fotoeléctricas, em aplicações biomédicas e cirúrgicas...

Ligação: uma actividade experimental interessante seria fazer a «Alquimia do Ouro» [***ver Actividades Experimentais Exploradas, 4.1.1***].

O alumínio tem sido extraído em larga escala desde 1870, 3000 anos depois da descoberta do ferro e cerca de 6000 anos depois da descoberta do bronze. Para os

metais comuns, em geral, quanto mais reactivo for o metal, mais difícil é de extrair, e mais tarde foi descoberto.

Afinal, a importância destes materiais na vida contemporânea revela-se tão grande quanto o era no início da era dos metais, fazendo-nos crer que, com o avanço da ciência e da tecnologia, a imensa variedade das ligas desenhadas para oferecerem propriedades para fins cada vez mais específicos engrossará a lista dos seus usos e aplicações, tornando-os matéria-prima de procura possivelmente eterna.

Mas o uso em larga escala destes materiais acarreta problemas para a humanidade: *a medalha tem o seu reverso*. Por um lado, a escassez dos recursos naturais, que torna premente a necessidade da sua reciclagem e valorização; por outro lado, as consequências nefastas da sua degradação, quer para a sociedade em geral, quer para o ambiente em particular e que obrigam ao tratamento e protecção por forma a inviabilizar a corrosão que deles é apanágio.

3.1.2. Aspectos geológicos

A Crusta Terrestre é composta dum vasto número de compostos diferentes, contendo tanto elementos metálicos como não-metálicos, chamados *minérios*. Alguns elementos estão presentes em maior quantidade mas têm existência limitada, i.é. quando acabar o minério, não haverá mais disponível.

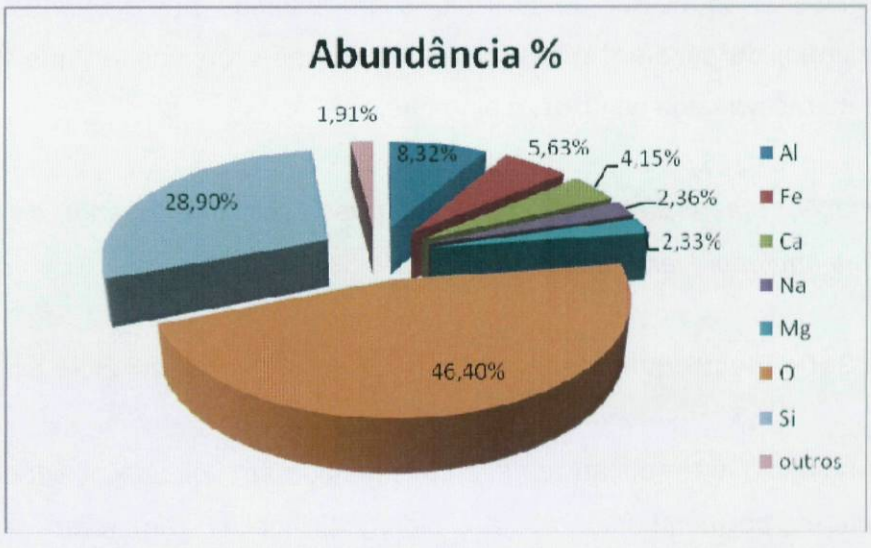


Tabela 1 – Abundância relativa de elementos terrestres

Um mineral que contém uma percentagem suficientemente grande dum metal para uma extracção económica é designado minério. Extracção económica significa que a receita obtida pela venda de metal é bastante superior ao custo de extracção do metal a partir do minério.

Os minerais mais comuns são óxidos e sulfuretos, à *excepção do alumínio.*

Sulfuretos são os minérios mais antigos, formados no início da História da Terra quando havia muito enxofre devido à actividade vulcânica. Os óxidos formaram-se mais tarde quando a fotossíntese das plantas libertou uma grande quantidade de oxigénio na atmosfera.

1				**Sulfuretos**				**Não-combinados**									18
	2			**Cloretos**				**Outros**				13	14	15	16	17	
Li	Be			**Óxidos**													
Na	Mg	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	Al					
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga					
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn				
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi			

Tabela 2 – Caracterização dos aspectos nativos dos metais na Crusta Terrestre

O ouro e platina ocorrem na Terra como metal nativo, o que significa que estão na natureza na forma de elemento, não como composto, e não necessita de ser reduzido. Prata e cobre também podem ser encontrados como metal nativo.

Muitos metais são obtidos hoje a partir da reciclagem (fusão e refinamento) sucata de metal. Cerca de metade do alumínio, cobre, chumbo, aço e estanho é obtido a partir da reciclagem de sucata. Vamos então estudar as propriedades que fundamentam as práticas extractivas que se utilizam ainda hoje.

Ligação: uma visita a uma mina portuguesa será interessante, de preferência uma que esteja em funcionamento [***ver Visitas de Estudo, 4.2***].

3.1.3. A Série Electroquímica

O potencial de redução representa a medida em volts da afinidade da substância por electrões, por comparação com o hidrogénio [par H^+ (aq), 1atm $\rightarrow$ H_2 = 0,00V]. O potencial de redução é considerado positivo quando a sua afinidade por electrões for maior que a do H^+ (aq). Tal significa que, em contacto electrónico e electrolítico entre metais, liberta-se hidrogénio naquele cujo potencial padrão for mais elevado.

Os potenciais de redução dos catiões a elementos metálicos podem servir de referência para criar uma tabela prática de reactividade. Embora o valor do potencial

possa variar segundo o meio em que ocorre e segundo a transição dos estados de oxidação, procurou-se encontrar referências à redução em relação ao seu estado elementar. Surge assim uma série reactiva dos metais com interesse prático e muito utilizada em situações industriais, para controle da corrosão em soluções aquosas:

Elemento	Símbolo	Par redox	E^{θ} (25ºC)	Grupo
Potássio	K	$K^+(aq)/K(s)$	–2,93	1
Sódio	Na	$Na^+(aq)/Na(s)$	–2,71	1
Lítio	Li	$Li^+(aq)/Li(s)$	–3,05	1
Cálcio	Ca	$Ca^{2+}(aq)/Ca(s)$	–2,87	2
Magnésio	Mg	$Mg^{2+}(aq)/Mg(s)$	–2,36	2
Alumínio	Al	$Al^{3+}(aq)/Al(s)$	–1,66	13
Manganês	Mn	$Mn^{2+}(aq)/Mn(s)$	–1,18	Metal transição
Carbono	C	$CO_2(g)/C(s)$	–1,02	14 (Não-metal)
Zinco	Zn	$Zn^{2+}(aq)/Zn(s)$	–0,76	Metal transição
Crómio	Cr	$Cr^{3+}(aq)/Cr(s)$	–0,74	Metal transição
Ferro	Fe	$Fe^{2+}(aq)/Fe(s)$	–0,44	Metal transição
Cádmio	Cd	$Cd^{2+}(aq)/Cd(s)$	–0,40	Metal transição
Cobalto	Co	$Co^{2+}(aq)/Co(s)$	–0,28	Metal transição
Níquel	Ni	$Ni^{2+}(aq)/Ni(s)$	–0,25	Metal transição
Estanho	Sn	$Sn^{2+}(aq)/Sn(s)$	–0,14	14
Chumbo	Pb	Pb^{2+} (aq)/Pb(s)	–0,13	14
Hidrogénio	H	$H^+(aq)/H(g)$	0,00	Não-metal
Cobre	Cu	$Cu^{2+}(aq)/Cu(s)$	+0,34	Metal transição
Prata	Ag	$Ag^+(aq)/Ag(s)$	+0,80	Metal transição
Ouro	Au	$Au^{3+}(aq)/Au(s)$	+1,50	Metal transição
Platina	Pt	$Pt^{2+}(aq)/Pt(s)$	+1,18	Metal transição

Os metais mais reactivos estão no topo, os menos reactivos estão no fundo.

Tabela 3 – Série reactiva estruturada segundo os potenciais de redução

Uma aplicação importante desta tabela surgiu para os potenciais simétricos dos potenciais de redução, também designados potenciais de oxidação, que, em meio salino, permite estudar os efeitos de corrosão dos materiais utilizados na construção naval.

Quanto mais negativo o potencial-padrão de um par, maior a sua força redutora. Um metal acima do carbono na série electroquímica pode ser extraído do minério por electrólise do sal fundido. Um metal abaixo do carbono na série de reactividade (do zinco a prata) pode ser extraído do seu minério por redução com carbono. O metal é separado do seu anião não-metálico pelo carbono mais reactivo. O carbono é usado porque está rapidamente disponível e é barato (coque ou carvão de lenha são ambos carbono).

O hidrogénio é unicamente utilizado como redutor, em larga escala, na extracção do tungsténio, para evitar a formação do carbonato de tungsténio.

Reacção com o Ar (Oxigénio)

O potássio, sódio, lítio, cálcio e magnésio reagem com o oxigénio e queimam ao ar. O comportamento é típico dos metais alcalinos e alcalino-terrosos.

Os metais na série reactiva, do alumínio ao cobre, reagem com o oxigénio do ar e formam o óxido metálico. O alumínio reage rapidamente e forma uma camada superficial de óxido de alùmínio. Esta camada impede a progressão da oxidação para as camadas interiores. A velocidade da reacção diminui ao longo da série reactiva mas não ocorre o efeito protector da camada de óxido.

O ferro reage lentamente à temperatura ambiente mas rápido se for aquecido. O metais abaixo do ferro reagem com o oxigénio quando aquecidos ao ar.

A prata, ouro e platina não reagem com o oxigénio do ar.

Reacções com Água

O potássio, sódio, lítio e cálcio reagem violentamente com água.

Os metais na série reactiva do magnésio ao ferro reagem com vapor de água, $H_2O(g)$ mas não com água, $H_2O(l)$. A reacção forma o óxido de metal e hidrogénio. O estanho, chumbo, cobre, prata, ouro e platina não reagem com água ou vapor de água.

Reacção com Ácido Diluído

O potássio, sódio, lítio e cálcio todos reagem violentamente com o catião hidrogénio em soluções de ácido diluído, tais como ácido sulfúrico e clorídrico. É perigoso colocar estes metais em ácido. A reacção é similar à reacção com a água.

Por exemplo:

$$2\ Na\ (s) + 2\ H^+\ (aq) \rightarrow 2\ Na^+\ (aq) + H_2\ (g) \qquad \textit{Equação 1}$$

O magnésio, alumínio, zinco, ferro, estanho e chumbo reagem de modo seguro com ácido diluído. O magnésio é o mais rápido e o chumbo é o mais lento dos seis.

A reacção do zinco com o catião hidrogénio em solução ácida, é frequentemente usada para produzir uma pequena porção de hidrogénio no laboratório. A reacção é lenta à temperatura ambiente mas a velocidade pode ser aumentada por adição de um pouco de sulfato de cobre (II). O catião cobre actua como catalisador.

Os metais abaixo do hidrogénio na série reactiva (cobre, prata, ouro e platina) não reagem com o ácido diluído pois não conseguem reduzir o catião hidrogénio.

Reacções entre os metais

Um metal é oxidado quando toma o lugar de um metal menos reactivo numa solução de sal metálico. Por exemplo:

$$Fe\ (s) + Cu^{2+}\ (aq) \rightarrow Fe^{2+}\ (aq) + Cu\ (s) \qquad \textbf{\textit{Equação 2}}$$

Estas reacções são previstas por comparação dos respectivos potenciais padrão. Durante a reacção, a solução azul perde a sua cor e o ferro sólido toma a cor castanho-avermelhada devido à redução do cobre que aí se vai depositando.

Se um metal menos reactivo for adicionado à solução salina dum catião metálico, não irá ocorrer reacção. Por exemplo, o ferro é menos reactivo que o magnésio, por isso, não ocorre reacção se colocar ferro metálico numa solução de sal de magnésio.

Os aniões podem ser sulfato, cloretos ou nitratos. O ordenamento dos metais na série reactiva pode ser estudado neste tipo de reacções.

Habitualmente realiza-se uma actividade experimental deste tipo, prevista no 11º ano, o segundo ano da disciplina de Física e Química.

Esta análise do comportamento químico dos metais foi desenvolvida na vida prática na actividade do Homem para obter materiais para diversos fins. Reconhecer essa evolução é seguir os processos industriais que se utilizam hoje para obter essas matérias primas. São exemplos de referência, a extracção do cobre, do alumínio e do ferro. Vamos descrever esses processos, que são realizados em grande escala, o que não é equivalente à escala laboratorial. Essas diferenças tomam visibilidade nas actividades de Visita de Estudo.

3.1.4. Metalurgia do Cobre

O cobre pode existir na forma nativa de metal mas actualmente explora-se na forma de minério. Pode ser óxido de cobre(II) ou sulfureto de cobre(II). O mais vulgar é a calcopirite, $CuFeS_2$. A extracção é habitualmente feita em minas a céu aberto, sendo mais conhecida a de Bingham Canyon nos Estados Unidos, com 4 km de amplitude.

O principal consumo do cobre é na construção civil (cerca de metade) mas também produtos eléctricos, equipamentos de transporte, produtos de consumo e maquinaria pesada. As suas propriedades únicas são:

- eficiente condutor eléctrico e térmico;
- excelente ductilidade e resistência para uma ampla gama de temperaturas;
- resistência à corrosão em diferentes ambientes.

Extracção do Cobre

A indústria extractiva espalha-se por todo o mundo, tendo as maiores minas a céu aberto nos EUA e na cordilheira dos Andes, México e Chile. Também se extrai em Portugal, nas Minas de Neves do Corvo, a maior da Europa, com uma concentração de cerca de 3,5%.

Figura 4 – Mina de Neves do Corvo (visão geral)

Figura 5 – Alguns minerais da mina

O método de purificação é tão eficiente que permite a sua vasta extracção no Utah, com a concentração de apenas 0,6%. Desta mina extraiu-se 17 milhões de toneladas de cobre em cerca de 140 anos. O processo industrial começa pela extracção e esmagamento da rocha, a concentração faz-se por floculação (um óleo adere às partículas de calcopirite, o que as separa da água e faz-se borbulhar ar para as fazer flutuar). O minério vai então para a fundição, onde se remove o enxofre por oxidação e produzem-se placas de cobre.

O óxido de cobre(II) pode ser reduzido por reacção com carbono a quente. Por decomposição térmica, o sulfureto de cobre(II) origina cobre e dióxido de enxofre. Decomposição térmica significa que os compostos decompõem-se noutras substâncias quando são aquecidos.

$$CuS\ (s) \xrightarrow{calor} Cu\ (s) + SO_2\ (g) \qquad \textit{Equação 3}$$

O «blister copper» é a designação do cobre impuro resultante.

O cobre puro (99,99%) é necessário para boa condutividade eléctrica. Por isso, é muito importante o passo seguinte: a electrorrefinação.

Figura 6 – Sequência do processo industrial
Também pode ser visualizado numa animação flash da Southern Peru

Purificação / Electro-refinação

A purificação do cobre é um processo electrolítico que coloca bastantes questões práticas. A refinaria realiza a sua electrólise utilizando tanques com sequências de ânodos e cátodos em ciclos de 2 semanas.

Este processo permite utilizar placas de grandes dimensões que podem manter-se afastadas 5-15 cm, o que permite que as lamas das impurezas se depositem no fundo.

O ânodo é um bloco de cobre impuro. O cátodo é uma peça fina de cobre puro. Em algumas industrias já se utiliza placas de titânio ou de aço. O potencial da célula é de 0,15V. Na realidade aplica-se um pouco mais devido a perdas no processo (Pletcher, 1993 – pág. 237).

Quando a electricidade passa na célula, o cobre é dissolvido no ânodo por oxidação, os iões Cu^{2+} passam para a solução.

$$Cu\ (s) \rightarrow Cu^{2+}\ (aq) + 2e^{-} \qquad \textit{Equação 4}$$

No cátodo, o cobre é depositado por redução.

$$Cu^{2+}\ (aq) + 2e^{-} \rightarrow Cu\ (s) \qquad \textit{Equação 5}$$

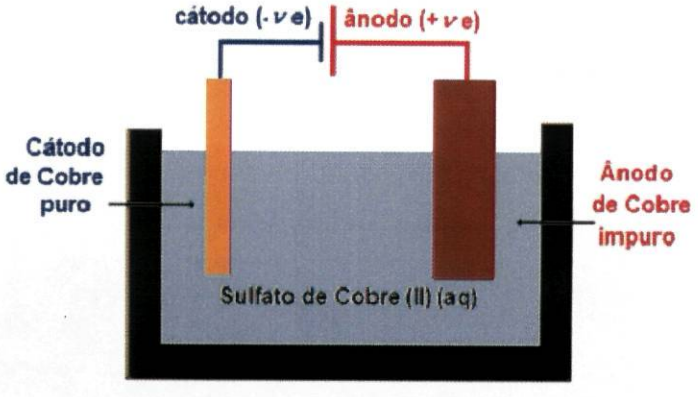


Figura 7 – Esquema da electro-refinação do cobre

Ligação: os aspectos práticos deste processo foram analisados numa actividade experimental [***ver Actividades Experimentais Desenvolvidas, 4.1.2***].

À medida que os iões cobre se deslocam do ânodo e se depositam no cátodo, o ânodo fica mais pequeno e o cátodo torna-se maior. A velocidade a que os iões cobre (II) entram no electrólito do ânodo é a mesma da velocidade a que os iões cobre deixam os electrólitos para o cátodo. A concentração da solução de sulfato de cobre(II) permanece inalterada.

No processo industrial o processo tem ciclos de 14 dias. O depósito fica com cerca de 2 centímetros de espessura e tem 190 quilogramas de cobre. O consumo energético é de $310 Kwh.ton^{-1}$.

As impurezas dissolvidas no ânodo de cobre dissolvem-se na solução de sulfato de cobre(II) e são removidas mais tarde. As impurezas insolúveis depositam-se no fundo da célula e formam lamas. As lamas contêm por vezes metais preciosos (prata e platina) que são extraídos e refinados.

Impacte ambiental

A extracção e refinação do cobre é reconhecida pelas transformação da paisagem que é reconhecido na exploração mineira a céu aberto e pela contaminação ácida das águas. Em muitos países há uma grande preocupação em tomar precauções para evitar essa contaminação mas não é o que observamos em Portugal.

Figura 8 – Contaminação das água na Mina de S. Bernardo, a Aljustrel

Cerca de metade do cobre utilizado na Europa é reciclado. Essa actividade tem aumentado sobretudo devido ao aumento do preço do metal mas é essencial que se realize pois é um recurso que pode esgotar e os resíduos são poluentes.

O cobre é um elemento cuja toxicidade está reconhecida pois tem efeitos neurológicos graves, caracterizada pela doença de Wilson. Daí que se tenha proibido a utilização de utensílios de cobre na cozinha. Todavia, actualmente estuda-se a possibilidade de utilizar revestimentos ou ligas de cobre para evitar a contaminação bacteriana nos hospitais.

3.1.5. Metalurgia do Alumínio

O minério de alumínio é designado bauxite e é muito comum. A bauxite contém óxido de alumínio, água, óxido de ferro e outras impurezas. O minério purificado e seco, chamado alumina, é óxido de alumínio – Al_2O_3. Em 1808, Sir Humphrey Davy estabeleceu a existência do alumínio e deu-lhe o nome mas só em 1827 Wöhler consegue produzir o alumínio por reacção com potássio. A sua obtenção era muito dispendiosa, o que o tornava mais caro que ouro e platina. O processo de extracção, a electrólise, requer a fusão da alumina pois não pode ser realizada em solução aquosa. Infelizmente, alumina tem um alto ponto de fusão (2040℃) e isso coloca questões técnicas complexas para obter electrólise a tão alta temperatura pelo que não é prático.

Em 1886, dois cientistas que trabalharam independentemente, chegaram ao mesmo método: conseguiram desenvolver o método de extracção que é actualmente utilizado, o processo Hall-Héroult. Consiste em dissolver a alumina em criolite baixando o ponto de fusão. Em 1889, Bayer descobriu o processo de obtenção da alumina.

O alumínio é leve e forte, propriedades que representam grandes vantagens na sua utilização:

- é forte, maleável e de baixa densidade;
- é resistente à corrosão;
- é bom condutor do calor e electricidade;
- pode ser polido para dar uma superfície muito reflectora.

A sua utilização é muito diversificada e a reciclagem é fundamental pois o custo da reciclagem é cerca de 5% do custo do metal obtido da bauxite.

1. A sua baixa densidade e resistência tornam-no ideal para a construção de aeronaves, veículos ligeiros e escadas. A liga de alumínio chamada duralumínio é muitas vezes utilizada em vez do alumínio puro por melhorar estas propriedades.
2. A facilidade de moldar e a resistência à corrosão fazem dele um bom material para embalagem de bebidas e peças para o telhado.
3. A resistência à corrosão e a baixa densidade torna favorável o seu uso em estufas e molduras de janelas.
4. A boa condução do calor leva ao uso para caldeiras, fogões e panelas de cozinha.
5. A boa condução da electricidade leva ao seu uso para cabos de energia aéreos nos pilares (a baixa densidade dá-lhe vantagem sobre o cobre).
6. A sua grande reflectividade torna-o ideal para espelhos, reflectores e roupa resistente ao calor e no combate aos incêndios.

Extracção do Alumínio – Célula Electrolítica

A alumina é obtida por dissolução da bauxite em hidróxido de sódio segundo a reacção de equilibrio:

$$Al_2O_3.3H_2O + 2\ NaOH \rightleftharpoons 2\ NaAlO_2 + 4\ H_2O \qquad \textit{Equação 6}$$

Neste processo são removidas as impurezas, como silica e ferro, e segue para um forno onde vai perder água. O hidróxido de sódio é reutilizado.

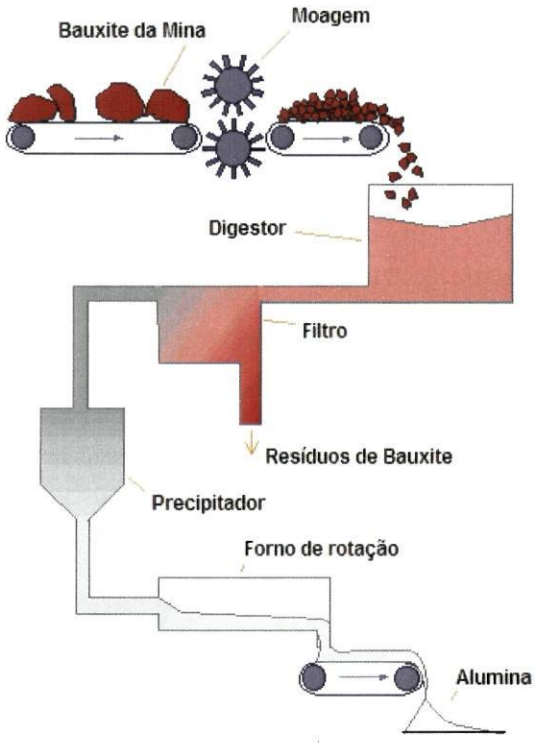


Figura 9 – Esquema do processo Bayer

A alumina é dissolvida em criolite (fluoreto de alumínio e sódio: Na_3AlF_6) num recipiente de aço-grafite. Uma solução de alumina em criolite funde a cerca de 900℃ e a electrólise faz-se a cerca de 950℃. Passa então uma corrente eléctrica de baixa voltagem mas de intensidade da ordem dos 15 000 amperes. O contentor é de aço e está revestido com carbono (grafite). A reacção de redução é a que produz o alumínio a partir do catião alumínio(III) e o alumínio líquido produzido funciona efectivamente como cátodo.

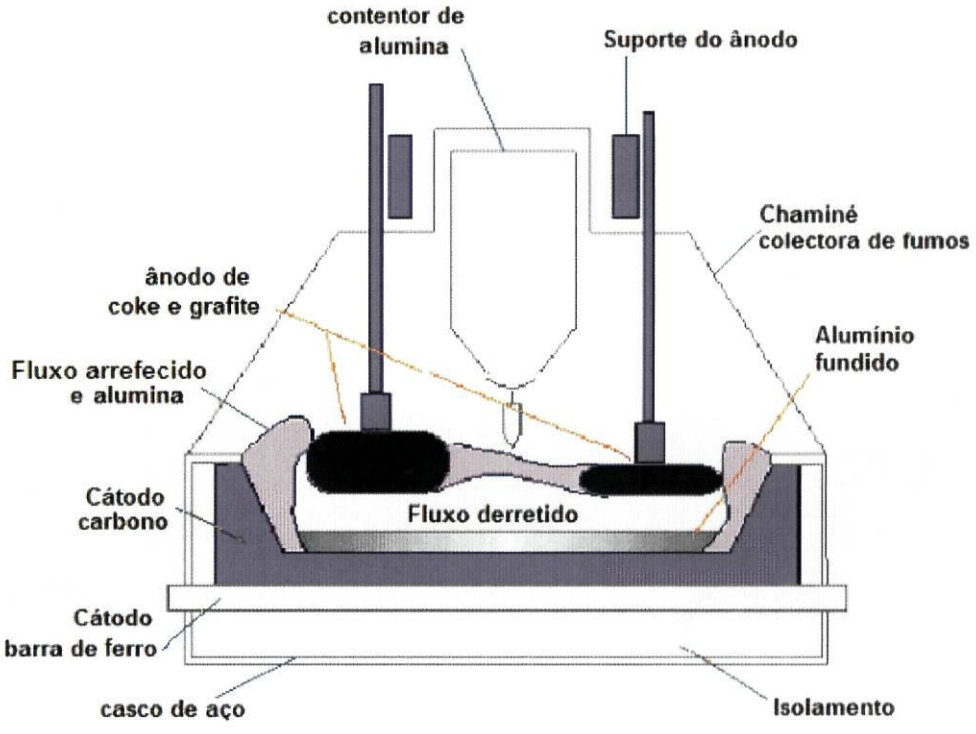


Figura 10 – Esquema da electrólise do alumínio

O alumínio é mais denso que a solução de alumina / criolite por isso deposita-se no fundo da célula onde pode ser removido como metal líquido puro. Idealmente, a reacção do ânodo deveria ser a oxidação do óxido a oxigénio. O oxigénio libertado no ânodo de carbono a elevada temperatura produz dióxido de carbono porque o oxigénio reage com o carbono do ânodo para formar dióxido de carbono, embora também se forme o monóxido de carbono. A reacção geral é:

$$2\ Al_2O_3\ (l) + 3\ C\ (s) \rightarrow 4\ Al\ (l) + 3\ CO_2\ (g) \qquad \textit{Equação 7}$$

Para esta reacção, o potencial de equilibrio da célula é de -1,18V.

Os ânodos de carbono sofrem um desgaste constante porque cada molécula de dióxido de carbono que é libertado leva uma pequena porção de carbono consigo. Os ânodos de carbono têm de ser periodicamente substituídos, quando as suas dimensão ficam muito reduzidas.

As fábricas de alumínio usam uma tecnologia de pré-cozimento dos ânodos pois eles sofrem um grande desgaste e a sua renovação é frequente. Graças a um grande desenvolvimento tecnológico, o alumínio extraído tem, no mínimo, 99,8% de pureza.

Em geral, são necessários 15,7 KWh de electricidade para produzir um quilograma de alumínio a partir da alumina. Este consumo já é bastante menor que o utilizado nos anos 50, cerca de 21 KWh, graças a várias evoluções tecnológicas.

Além disso, o tratamento das emissões gasosas é indispensável devido ao risco para a saúde que provém das emissões de perfluorcarbonetos (PFC's). Actualmente, esta indústria têm emissões inferiores a 2% dos gases produzidos pois tem um eficiente sistema de remoção de partículas e gases produzidos.

Alumínio – Custo e Reciclagem.

O alumínio é o terceiro elemento mais abundante na Crusta terrestre, depois do oxigénio e sílica. É o metal mais abundante mas é mais dispendioso de produzir que o ferro devido ao custo da grande quantidade de electricidade necessária para a electrólise.

Figura 11 –Mapa das empresas de produção de alumina (azul) e do alumínio (rosa) na Europa

Cerca de metade do alumínio usado na Europa é reciclado. A extracção do alumínio requer apenas cerca de 5% da energia necessária para extrair alumínio do seu minério. O alumínio pode ser reciclado tanto a partir de sucatas geradas por produtos de vida útil esgotada, como de sobras do processo produtivo. O alumínio reciclado pode ser obtido a partir de esquadrias de janelas, componentes automotivos, electrodomésticos, latas de bebidas, entre outros.

A reciclagem não danifica a estrutura do metal, que pode ainda ser reciclado infinitamente e reutilizado na produção de qualquer produto com o mesmo nível de qualidade de um alumínio recém produzido por mineração. São recicladas milhões de latas por ano e, embora o anel também seja reciclável, ele deve ser inserido na lata e assim colocado no forno, pois a sua liga contém alto teor de magnésio, que oxida durante a refusão, inviabilizando sua reciclagem isolada.

Alumínio - Resistência à Corrosão

Genericamente, a corrosão é o nome dado à reacção do metal com o oxigénio do ar para formar o respectivo óxido. A corrosão é o inverso do processo de extracção. Se o metal é ferro, a corrosão é chamada enferrujamento. Em geral, o metal mais reactivo sofre corrosão mais rapidamente, tal como se pode prever nos potenciais padrão de redução.

O alumínio é um metal reactivo. No entanto, é resistente à corrosão porque o produto da reacção com o oxigénio do ar (Al_2O_3) forma uma fina camada de óxido de alumínio. Essa camada de óxido que cobre a superfície do alumínio metálico, evita o prosseguimento da reacção (corrosão).

O alumínio nos alimentos é um perigo para a saúde e é associado à doença de Alzheimer. Por isso, não é aconselhado o seu uso na cozinha. É necessário evitar o contacto de panelas de alumínio com frutos citrinos ou vinagre (ácidos), ou produtos de limpeza alcalinos como soda cáustica (hidróxido de sódio). O alumínio que ficar exposto pode reagir com ácido ou base para formar sal de alumínio + hidrogénio.

Alumínio - Anodização

A espessura da camada de óxido na superfície do alumínio metálico pode ser aumentada por um processo designado anodização. O processo de anodização transformou o alumínio num material de grande importância e é utilizado na produção de milhares de produtos com interesse comercial.

O alumínio é primeiramente tratado com uma solução de hidróxido de sódio que remove a fina camada de óxido da superfície. O alumínio limpo é então utilizado no ânodo para a electrólise em ácido sulfúrico. O oxigénio que se liberta no ânodo reage com a superfície do alumínio e forma a camada de óxido.

A semi-equação do ânodo é:

$$2\ Al\ (s) + 3\ H_2O\ (l) \rightarrow Al_2O_3\ (s) + 6\ H^+\ (aq) + 6\ e^-$$ ***Equação 8***

O hidrogénio é libertado no cátodo. A semi-equação do cátodo é:

$$2\ H^+\ (aq) + 2\ e^- \rightarrow H_2\ (g)$$ ***Equação 9***

A anodização resulta numa película porosa formada sobre a superfície do alumínio, designada camada barreira. A espessura desta camada depende da quantidade de carga que circula no circuito e pode ser determinada pela aplicação das leis de Faraday. Este processo pode ser completado com uma camada de tinta e pode fazer-se por via electroquímica ou por um processo designado colmatagem. O revestimento assim obtido é muito duro e resistente à corrosão. Isto permite a sua utilização em arquitectura de exteriores e indústria automobilística.

A anodização é o único processo na indústria metalúrgica que satisfaz todos os factores que devem ser considerados quando se selecciona um acabamento de grande desempenho:

- Durabilidade – a maioria dos produtos anodizados têm uma vida útil muito longa e oferece vantagens económicas significativas através poupança nas operações e na manutenção.

- Cores Estáveis - a imersão do revestimento anódico numa solução de tinta antes da colmatagem cria uma superfície colorida atraente e fornece uma boa estabilidade aos raios ultravioletas.
- Fácil Manutenção - os riscos provenientes do processo de fabrico, manuseamento, instalação, limpeza frequente da sujidade da superfície e uso, virtualmente não existem.
- Estética – a anodização oferece um largo número de alternativas de cor e brilho e elimina ou minimiza as variações de cor.
- Custo – o custo inicial é baixo e combina um baixo custo de manutenção.
- Saúde e Segurança – o material anodizado não causa danos à saúde humana e é quimicamente estável e é resistente ao calor até ao ponto de fusão do alumínio (660ºC).

Ligação: os aspectos práticos deste processo foram analisados numa actividade experimental [***ver Actividades Experimentais Exploradas, 4.1.1***].

3.1.6. Metalurgia do Ferro

O elemento ferro é abundante no Universo; encontra-se nas estrelas e é o quarto mais abundante da crusta terrestre e mesmo do seu núcleo que se acredita ser uma mistura de ferro e níquel a alta temperatura. De um modo geral, está distribuído com baixa concentração, dissolvido nas águas subterrâneas e no oceano. Encontra-se na forma de minério com impurezas, sobretudo de sílica.

Os principais minérios de ferro são a hematite (Fe_2O_3) e limonite ($Fe_2O_3 \cdot 3H_2O$). Outros minérios incluem siderite ($FeCO_3$) e magnetite (Fe_3O_4). A pirite (FeS_2) é um mineral cristalino de cor dourada conhecida como o ouro dos tolos. A magnetite, na sua forma cristalina, possui propriedades magnéticas que são bem conhecidas. É um dos três elementos magnéticos (os outros são cobalto e níquel).

Obtém-se o ferro do seu minério por redução num alto forno. Como o ferro está abaixo do carbono na série reactiva, é reduzido do seu minério por aquecimento com o carbono (*coke*). Na realidade é o monóxido de carbono que faz a redução.

São adicionadas castinas (carbonato de cálcio) ao minério que reage com a sílica para formar silicato de cálcio fundido. O silicato de cálcio (chamado escória) flutua no ferro líquido.

Extracção do Ferro - O Alto forno

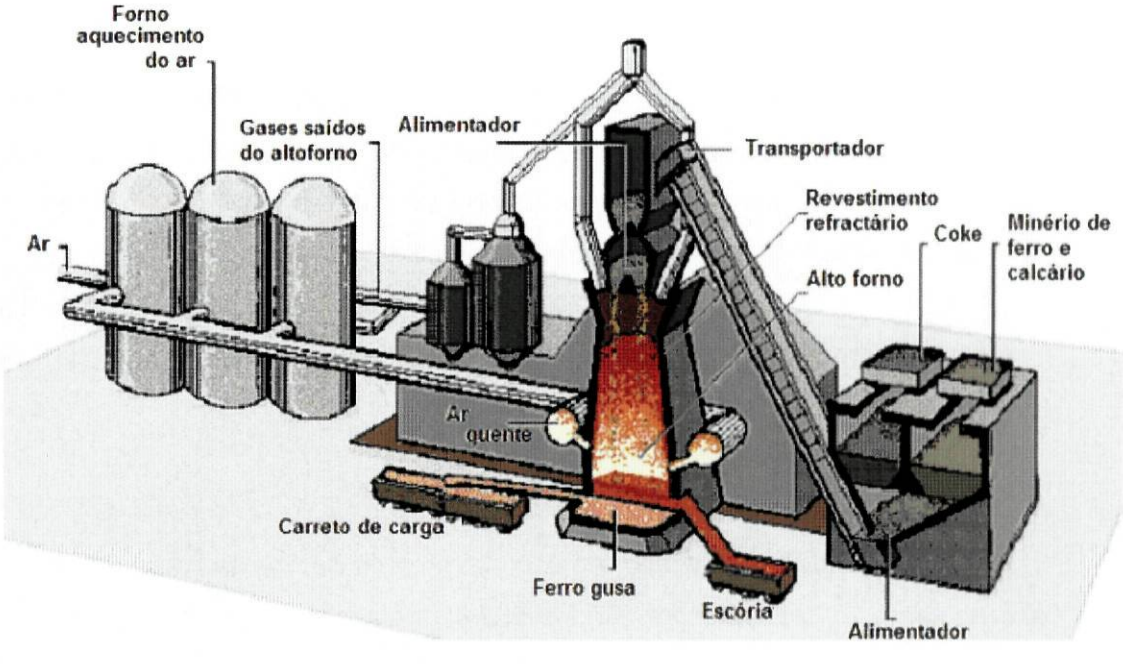


Figura 12 – Esquema de funcionamento do alto forno

Química de um alto forno

O ar quente é libertado no forno que leva à queima rápida do coke (carbono) e faz a temperatura aumentar para 2000 ℃.

$$C\,(s) + O_2\,(g) \rightarrow CO_2\,(g) \qquad \textit{Equação 10}$$

O dióxido de carbono reage então com carbono quente para formar monóxido de carbono:

$$CO_2\,(g) + C_{coke}\,(s) \rightarrow 2\,CO\,(g) \qquad \textit{Equação 11}$$

O monóxido de carbono reduz o ferro no minério a ferro metálico.

$$CO\,(g) + Fe_2O_3\,(s) \rightarrow 3\,CO_2\,(g) + 2\,Fe\,(l) \qquad \textit{Equação 12}$$

A temperatura a que a redução acontece situa-se acima do ponto de fusão do ferro, 1811℃. O ferro cai para o fundo do forno onde a te mperatura é de 2000℃. O ferro está líquido a esta temperatura e é retirado periodicamente. Esta reacção produz ferro puro que é chamado ferro bruto.

O carbono é removido da mistura borbulhando oxigénio puro através do mesmo. O oxigénio reage com o carbono para formar dióxido de carbono. Outros não-metais na mistura reagem com o oxigénio para formar óxidos ácidos. O carbonato de cálcio é então adicionado para remover os óxidos ácidos.

A pedra calcária, designada castinas, é carbonato de cálcio ($CaCO_3$) e é adicionado ao alto forno para remover as impurezas no minério do ferro. Carbonato de cálcio é decomposto pelo calor no forno para dar oxido de cálcio (cal) e dióxido de carbono.

$$CaCO_3\,(s) \xrightarrow{calor} CaO\,(s) + CO_2\,(g) \qquad \textit{Equação 13}$$

A maioria das impurezas é dióxido de silício que é sólido à temperatura do alto forno e tem de ser removido para não bloquear o forno. O dióxido de silício reage com o óxido de cálcio para formar silicato de cálcio (chamado ganga) que no forno é líquido. A ganga flutua no ferro líquido e é facilmente removido.

$$CaO\,(s) + SiO_2\,(s) \rightarrow CaSiO_3\,(l) \qquad \textit{Equação 14}$$

A ganga ($CaSiO_3$) é arrefecida e quando sólida, é utilizada na construção de estradas.

Processamento do ferro

O ferro proveniente do alto forno contém cerca de 5% de carbono que provém do coke no forno. É colocado em moldes chamados cascos e o ferro obtido é designado *ferro de casco*. Ferro de sucata e aço de sucata fundidos são misturados com o ferro

proveniente do alto forno num conversor. É nesta fase que a sucata de ferro e aço é reciclada.

O *ferro dos cascos* é muito frágil mas tem maior resistência à corrosão que o ferro puro ou aço. O *ferro de casco* é usado na produção de tampas dos túneis de estradas e pavimentos e sistemas de bloqueio de motores de gasóleo e *diesel*.

O ferro puro é também chamado ferro bruto. Ferro bruto é maleável e é utilizado em trabalho ornamental para portões. Também é o catalisador no processo de Haber.

A grande maioria do ferro proveniente do alto forno é transformado em aço para a construção, o aço contém 0,1% a 1,5% de carbono. A percentagem de carbono incorporado varia, assim como a de outros metais que são incorporados para melhorar as suas propriedades.

Ligação: os aspectos práticos deste processo foram analisados numa actividade experimental [***ver Actividades Experimentais Exploradas, 4.1.1***].

3.2. Electrólise – Fundamentos

Uma célula electroquímica é um dispositivo no qual uma corrente eléctrica (fluxo de electrões) é produzido por reacção química espontânea, ou é usada para forçar a ocorrência de uma reacção não espontânea.

Uma célula galvânica consiste em dois eléctrodos, ou condutores metálicos que fazem contacto eléctrico entre si e com um condutor electrolítico contido numa célula, uma solução aquosa de um composto iónico. A oxidação ocorre num eléctrodo e a espécie oxidada perde electrões para o eléctrodo. A redução ocorre no outro eléctrodo, onde a espécie que sofre a redução recebe electrões do eléctrodo. No conjunto, há um fluxo de electrões no circuito externo e um movimento de espécies carregadas no circuito interno.

O eléctrodo onde ocorre a oxidação é designado ***ânodo*** e o eléctrodo onde ocorre a redução é o ***cátodo***. Uma célula galvânica comercial, uma pilha, tem o seu cátodo marcado com o sinal (+) e o cátodo marcado com o sinal (-). Podemos dizer que o ânodo é a fonte de electrões libertados pela célula e que regressam à célula pelo cátodo. Um exemplo bem conhecido é a célula de Daniell.

No diagrama da célula descreve-se primeiro o ânodo e depois o cátodo, separando o metal do seu ião por uma barra vertical. Se utilizar uma ponte salina deve-se colocar uma dupla barra. Por exemplo, a descrição de uma pilha bem conhecida é:

$$Zn\ (s)\ |\ Zn^{2+}\ (aq)\ ||\ Cu^{2+}\ (aq)\ |\ Cu\ (s)$$

As células electrolíticas são células electroquímicas onde ocorre a electrólise. Os dois eléctrodos estão normalmente no mesmo compartimento e normalmente há só um tipo de electrólito. O fornecimento de energia exterior movimenta os electrões numa direcção determinada.

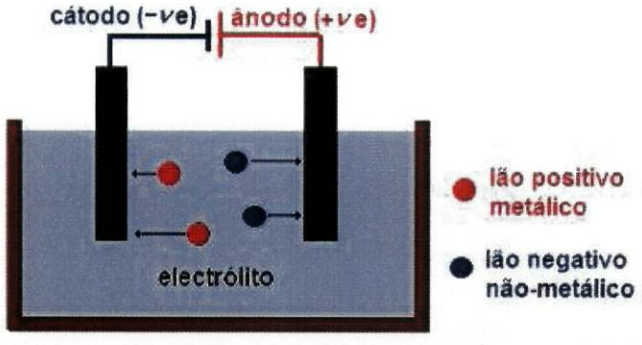


Figura 13 – Esquema geral da electrólise em que se deposita um metal

Em muitas aplicações, os eléctrodos são feitos de grafite. Iremos utilizar exemplos com eléctrodos metálicos, podendo ser iguais (Cu|Cu) ou não.

Para conseguir a reacção não-espontânea devemos aplicar uma diferença de potencial externa significativamente maior que o potencial da célula para reverter o processo espontâneo e atingir uma velocidade significativa de formação dos produtos. A diferença de potencial adicional é chamada de sobrepotencial. Esse valor varia consoante o tipo de eléctrodo e de reacções, sendo preciso também considerar a possibilidade de estarem presentes outros iões que podem ser oxidados ou reduzidos.

3.2.1. As Leis da Electrólise

O potencial aplicado a uma célula electrolítica deve ser no mínimo ligeiramente superior ao potencial de equilíbrio da reacção a ser revertida. Se há na solução mais de uma espécie que pode ser reduzida, as espécies com os potenciais de redução mais elevados são, preferencialmente, as reduzidas. O mesmo princípio é aplicado à oxidação.

Veremos como calcular a quantidade de produto formada pela passagem, durante um intervalo de tempo, duma determinada corrente eléctrica. O cálculo está baseado nas *Leis de Faraday*.

As leis de Faraday da Electrólise:

A primeira lei de Faraday pode ser assim enunciada:

"A quantidade de qualquer substância depositada, deslocada, ou dissolvida num eléctrodo é directamente proporcional à quantidade de carga eléctrica que passa através dum circuito."

A quantidade de carga eléctrica que passa durante um determinado tempo é o número de moles de electrões que passa num circuito durante esse tempo, e a carga ***Q*** é relacionada com a corrente ***I*** por:

$$q = \int I \cdot dt \qquad \textit{Equação 15}$$

A *constante de Faraday* (***F***).é a quantidade de carga por mole de electrões e tem o valor de 9,65 x 10^4C.

A segunda lei de Faraday pode ser assim enunciada:

"A massa de diferentes substâncias produzidas ou depositadas pela mesma quantidade de electricidade é directamente proporcional à massa molar da substância em questão, e inversamente proporcional ao número de electrões da semi-reacção relevante."

Significa que são necessárias *n* moles de electrões para reduzir X^{n+} a X. Podemos então determinar, pela estequiometria da semi-reacção, pela intensidade de corrente e pelo intervalo de tempo que ela flui, a massa de produto da reacção electrolítica:

$$m_X = \frac{M_X}{n \cdot F} \int I \cdot dt \qquad \textit{Equação 16}$$

O potencial de equilíbrio da célula é obtido por subtracção do potencial de equilíbrio do ânodo ao potencial de equilíbrio do cátodo e relaciona-se com a energia livre de Gibbs do seguinte modo:

$$\Delta G^{\theta} = - n. \cdot F. E^{\theta}_{cel} \qquad \textit{Equação 17}$$

Embora o balanço termodinâmico nos permita prever como a corrente da célula irá ocorrer, temos também a considerar a velocidade a que cada reacção de eléctrodo irá ocorrer.

Transporte de Massa

Em geral, é necessário considerar três modos de transporte de massa nos sistemas electroquímicos: difusão, migração e convecção. A turbulência da solução pode ser considerada uma vantagem visto que aumenta o transporte das espécies iónicas entre a solução e a superfície do eléctrodo, minimizando as variação locais da concentração e do pH devidas às reacções de eléctrodo.

Na prática industrial é possível encontrar exemplos de células que usam soluções não agitadas (i. é, electrorrefinação, baterias), soluções agitadas (i. é, electrodeposição) e fluxo de electrólitos (i. é, síntese, tratamento de águas). O transporte de massa deve ser descrito de modo tridimensional.

O processo de deposição envolve quatro aspectos:

- A relação metal-solução, no local onde ocorre a deposição;
- A cinética e o mecanismo de dissolução;
- Nucleação e processo de crescimento na malha metálica;
- Estrutura e propriedades do depósito.

As questões de electroquímica mais relevantes dos processos industriais estão, na quase na totalidade, nos processos de adsorção.

No estudo dos processos electroquímicos são utilizadas células com diferentes geometrias: faces paralelas, cilindros concêntricos, trapezoidais; diferentes eléctrodos: placas, revestimentos, rede metálica; e diferentes fluxos de corrente.

Electrocatálise

Muitas reacções de eléctrodo só ocorrem com velocidade significativa se for utilizado um sobrepotencial elevado. A electrocatálise pode fornecer um percurso de reacção alternativo que evite o passo mais lento e permita uma densidade de corrente elevada. Para comparação de processos alternativos, utiliza-se a densidade de corrente como medida da velocidade porque é uma variável independente da área do eléctrodo. Em geral, essa catálise é realizada por uma espécie química que adsorve o catião (tioureia) ou espécies livres em solução (Cl^-).

Produção de Hidrogénio

A reacção da produção de hidrogénio é muito importante pois contribuiu em muito para a compreensão das reacções de eléctrodo e está presente nos processos de corrosão, células de combustível e outros processos oxidativos espontâneos. Tanto pode ocorrer em meio ácido, neutro ou alcalino mas vamos incidir no meio ácido porque produz hidrogénio adsorvido que interfere no mecanismo e na cinética da electrodeposição de metais:

$$H^+ + e^- \rightarrow H_{ads}$$ ***Equação 18***

Verifica-se que ocorre a formação de hidrogénio nas electrólises de metais, tendo valores de formação mais elevados na presença de platina:

Metal	-log (i_0 / A cm^{-2})
Ag	5,4
Au	5,5
Cd	11,0
Co	5,2
Cu	6,7
Fe	6,0
Ni	5,2
Pb	12,2
Pt	3,6
Zn	10,5

Tabela 4 – Densidade de corrente de permuta na reacção de formação de hidrogénio em H_2SO_4 1 mol.dm^{-3} (in Pletcher, 1993, pág.39)

A formação de hidrogénio por redução em metais segue um mecanismo com dois trajectos possíveis:

$$H^+ + e^- + M \rightarrow M\text{–}H \quad e \quad 2\,M\text{–}H \rightarrow 2\,M + H_2 \quad (1)$$

$$H^+ + e^- + M \rightarrow M\text{–}H \quad e \quad M\text{–}H + H^+ + e^- \rightarrow M + H_2 \quad (2).$$

Este processo pode competir com a reacção desejada, por isso, torna-se essencial analisar a escolha do material do cátodo ou do processo de electrocatálise que permite obter o melhor resultado.

3.2.2. Electroquimica Industrial

A Indústria existe para satisfazer as necessidades da sociedade e, operando dentro da lei, maximizar os seus lucros. Portanto, procura os materiais mais económicos e o menor consumo de energia. A transformação de princípios científicos para a escala industrial é complexa pois envolve a avaliação de condições económicas, ambientais e de segurança. A qualidade do produto é também um factor industrial essencial.

Ligação: uma visita a uma galvanoplastia pode dar alguns pontos de discussão, utilizáveis no desenvolvimento de projectos [***ver Visitas de Estudo, 4.2***].

O desenvolvimento dos processos electroquímicos industriais é muito complexo. Os aspectos que se podem avaliar na electrólise podem ser: taxa de conversão X_A, rendimento material, eficiência de corrente, selectividade global, consumo de energia, voltagem da célula, eficiência energética, coeficiente de transporte de massa e outras

considerações práticas. Alguns destes parâmetros e a sua importância industrial podem ser estudados ao nível do ensino secundário.

O rendimento material, θ_p, ou rendimento total da operação, é o número máximo de moles que se obtém do produto desejado quando se gasta uma mole de reagente, tendo em conta a estequiometria da reacção. Sendo a relação 1:1, temos:

$$\theta_p = \frac{m_{produto}}{m_{reagente\ consumido}} \times 100\% \qquad \textit{Equação 19}$$

A eficiência de corrente, ϕ, é o rendimento baseado na carga eléctrica que passa durante a electrólise, ou seja, a razão entre a carga usada na formação dos produtos e a carga total, com base nas leis de Faraday:

$$\phi = \frac{(m \cdot n \cdot F)/M_X}{q} \times 100\% \qquad \textit{Equação 20}$$

O valor inferior a 100% indica que, ou dá-se a reacção inversa, ou forma-se outro produto (o mais habitual).

De seguida, analisamos alguns aspectos de duas electrólises: o cloreto de sódio e o cloreto de zinco. Podem ser acompanhadas de actividades experimentais que permitem fazer o estudo das condições subjacentes, com interesse na construção do conhecimento, mesmo se utilizadas apenas com carácter demonstrativo.

3.2.2.1. Electrólise do Cloreto de Sódio

A célula de Downs é uma célula electrolítica industrial que produz sódio metálico do cloreto de sódio fundido. O cloro é um produto derivado deste processo industrial. De facto, vários outros metais reactivos são preparados a partir dos respectivos sais cloreto desses metais incluindo lítio, magnésio, e cálcio. A primeira preparação comercial do metal sódio foi realizada por Sir Humphrey Davy que usou hidróxido de sódio fundido e preparou o oxigénio como produto derivado.

A electrólise é feita em célula com compartimentos anódico e catódico separados por membrana semipermeável de modo a conter os produtos de reacção. As células de membrana constituem hoje uma alternativa de obtenção de cloro *in situ*, útil para o tratamento de água. Também são utilizados sistemas de vácuo para evitar qualquer contacto com o ar e com água durante todo o processo.

Utiliza-se um ânodo de grafite, no qual o cloreto é oxidado a cloro e um cátodo de ferro / aço, no qual o catião sódio é reduzido ao seu elemento.

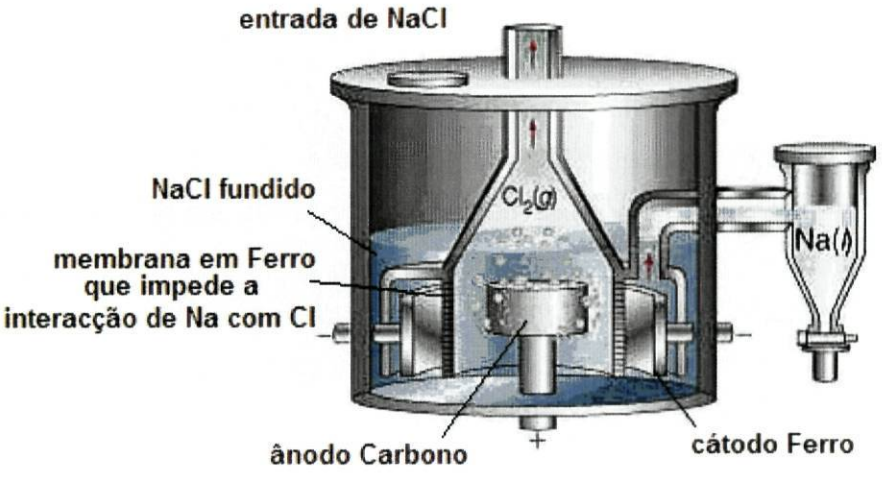


Figura 14 – Electrólise do cloreto de sódio fundido

A reacção geral é:

$$2\ Na^+ (l) + Cl^- (l) \rightarrow 2Na (s) + Cl_2 (g) \qquad \textit{Equação 21}$$

É adicionado cloreto de cálcio para baixar o ponto de fusão do cloreto de sódio (804°C) para uma temperatura menor (600°C), o que se considera economicamente relevante. O cálcio não é produzido porque o potencial normal de redução do sódio é bastante inferior ao do cálcio. Esta célula opera com uma *d.d.p.* de 7-8V e intensidade superior a 25 000A.

A electrólise duma solução aquosa de cloreto de sódio produz reacções diferentes no cátodo porque a água é relativamente fácil de reduzir. O sódio metálico não é produzido no cátodo mas sim hidrogénio e anião hidróxido. O cloro é oxidado no ânodo em vez da água. Esta célula aquosa é muito útil em termos comerciais e é conhecida como Membrana de Célula Cloro-Alcalina. É uma das principais preparações de cloro e NaOH.

Ligação: os aspectos práticos deste processo são analisados numa actividade experimental [***ver Actividades Experimentais de Exploração, 4.1.1***].

A produção de hidrogénio poderia fazer-se por electrólise, já que a água é um produto considerado inesgotável. A utilização do hidrogénio como combustível permite também completar o ciclo da água. Na realidade, o custo energético para a produção de um quilograma de hidrogénio (32,9 KWh) torna este processo não rentável.

3.2.2.2. Electrólise do Cloreto de Zinco

O zinco pode ser extraído do óxido de zinco por aquecimento com carbono ou do cloreto de zinco por electrólise. O cloreto de zinco tem ser fundido para conduzir electricidade. A electrólise separa os iões fundidos que migram para eléctrodos diferentes e aí ocorre a redução do zinco e a oxidação do cloreto.

Esta electrólise também pode ser utilizada para produção do cloro por recolha selectiva, pois a libertação deste gás para a atmosfera é demasiado poluente para o ambiente.

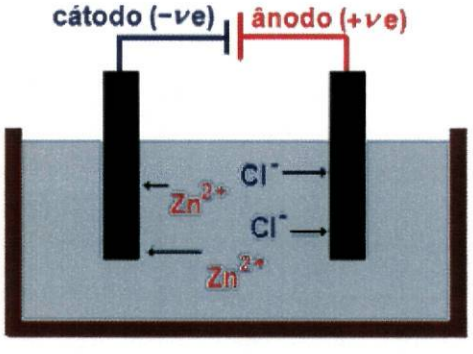


Figura 15 – Electrólise do cloreto de zinco

As semi-equações podem ser descritas de modo a fazer o balanço de cargas:

$Zn^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Zn$ (metal zinco no cátodo) ***Equação 22***

$2\ Cl^- \rightarrow 2\ e^- + Cl_2$ (gás cloro no ânodo) ***Equação 23***

Ligação: esta electrólise pode ser explorada numa actividade experimental porque a temperatura de fusão é suficientemente baixa para se poder testar. [***ver Actividades Experimentais de Exploração, 4.1.1***].

3.3. Ligas Metálicas

A utilização dos metais tem crescido ao longo do tempo. No século XX, a sua importância revelou-se intensa, sobretudo devido aos conflitos mundiais. O aumento do armamento dos diferentes materiais e produção de novos ligas aumentou consideravelmente. Também se desenvolveu o armamento nuclear assim como a produção de energia a partir de material radioactivo. Actualmente, procura dos novos materiais está combina os metais com materiais compósitos para formar ligas que tragam novas propriedades.

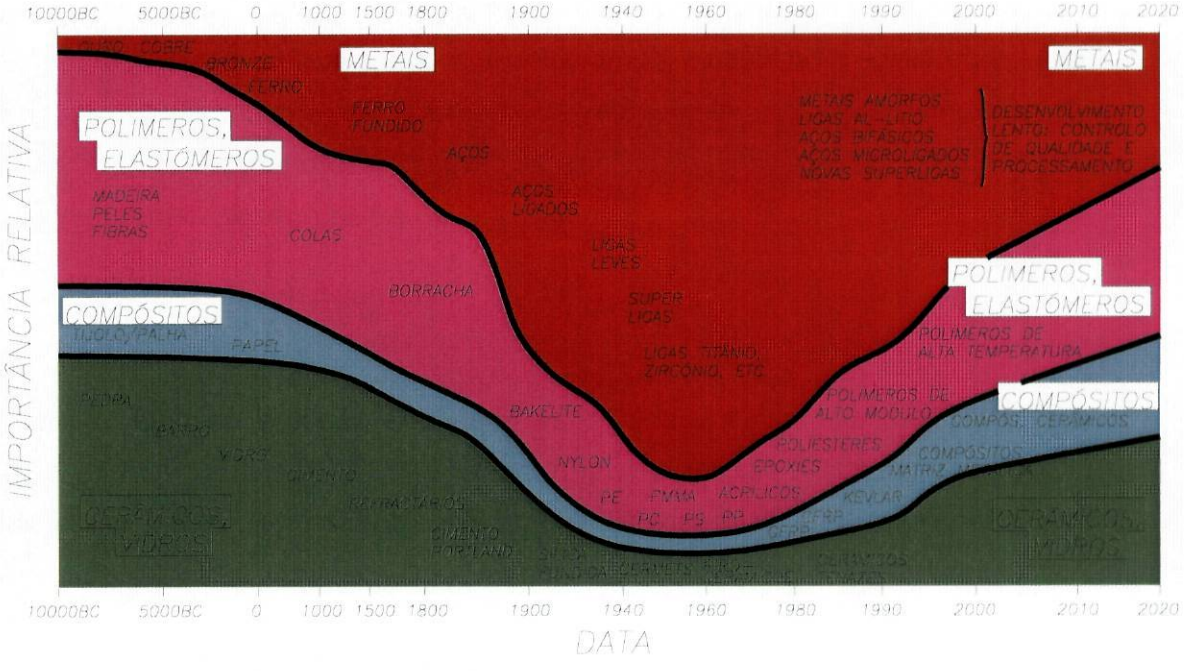


Figura 16 – Análise da importância dos materiais para a Sociedade no tempo

As ligas são geralmente classificadas em ferrosas e não ferrosas. As ligas de ferro podem ser de ferro-carbono, o que representa uma grande variedade de aços, ferro-inox (crómio e níquel), ferro-níquel e ferro-carbono-manganês. As ligas não ferrosas inclui as ligas leves (de alumínio, titânio, magnésio e de berílio), as ligas de cobre, de níquel e refractários.

Ligação: pode explorar-se as características dum tratamento térmico numa actividade experimental. [**ver Actividades Experimentais de Exploração, 4.1.1**].

Actualmente existe uma nomenclatura própria para classificar as ligas. É composto por um esquema de quarto algarismos, seguido de uma letra e/ou um número que indicam a sua composição, propriedades características ou tratamentos térmicos que lhe dão características próprias.

Ligas de Ferro

As principais ligas são os aços, cujo consumo em construção civil representa a maior fatia do mercado dos metais, qualquer que seja o ponto de vista. O aço tem sempre uma percentagem de carbono inferior a 2%. Têm alguns elementos metálicos incorporados e podem variar bastante a concentração, sendo classificados de alta liga, se um elemento tiver concentração superior a 5% ou baixa liga, se inferior. Se essas concentrações forem abaixo dos mínimos, considera-se aço-carbono, isento.

As propriedades relevantes são a dureza e a ductilidade. A dureza aumenta com a concentração de carbono e a ductilidade aumenta se baixar a percentagem de carbono. Os primeiros são bons materiais de suporte e têmpera e os últimos são mais utilizados em extensos trabalhos de soldadura, construção de pontes e navios, etc.

A presença de outros elementos vai melhorar as propriedades mecânicas, temperabilidade, maquinabilidade, resistência ao desgaste e à corrosão.

Os tratamentos térmicos a que se sujeitam os aços são o recozimento, têmpera e revenimento.

Ligas Não Ferrosas:

Em geral são mais caras que as ligas ferrosas e são usadas para aplicações específicas. É valorizado a sua resistência à corrosão (Cu, Ni), alta condutividade (Cu, Al), baixo peso (Al, Mg, Ti) e resistência a altas temperaturas (Ni). A sua utilização é muito diversificada, desde utensílios domésticos até aplicações aeroespaciais

Ligas de Cobre

As ligas de cobre são essencialmente bronzes (cobre, 70% e estanho, 30%), latões (cobre, 90% e zinco, 10%), cuproníquel e duralumínio. Os elementos de liga são adicionados ao cobre com o intuito de melhorar a resistência, a ductilidade e a estabilidade térmica, sem causar prejuízos à formabilidade, condutividades eléctrica e térmica e resistência à corrosão característicos do cobre. As ligas de cobre apresentam excelentes ductilidade a quente e a frio, ainda que um pouco inferiores às do metal puro.

O latão é muito utilizado em instrumentos musicais e artigos de decoração, devido ao seu aspecto e resistência à corrosão, o bronze é muito usado em estátuas.

O cuproníquel é 70-80 % cobre e 20-30 % níquel, é fácil de moldar e resistente à corrosão. É muito usado na marinha e na cunhagem de moedas. Também tem grande utilidade nas indústrias de dessalinização e de produção de energia. O *constantan:* cobre, 60% e níquel, 40% é muito usado em termopares. Pode incorporar outros elementos como o crómio e o manganês.

Ligas de Alumínio

As ligas de alumínio são bastante utilizadas em diversas aplicações industriais, graças a sua elevada resistência e solidez. O cobre, o magnésio e o silício são alguns dos elementos que mais se apresentam a formar liga com o alumínio. Esse tipo de combinação, de que existem inúmeras variedades, é a chamada liga leve.

Os tratamentos térmicos que se fazem são: o recozimento e o endurecimento, por precipitação e envelhecimento e por deformação plástica a frio (encruamento).

Entre as de maior interesse industrial, cabe mencionar o duralumínio, formado por 93,2 a 95,5% de alumínio, 3,5 a 5,5% de cobre, 0,5 de manganês, 0,5 a 0,8% de magnésio e, em alguns tipos, silício; pode ser endurecida por um tratamento estrutural (maturação ou envelhecimento) que a torna utilizável na fabricação de automóveis e aviões.

As ligas de alumínio e magnésio são empregues na construção naval, graças a sua elevada resistência à corrosão e soldabilidade; e as ligas de alumínio e silício, que desempenham papel importante na indústria automobilística, devido à sua elevada resistência mecânica e peso reduzido, tal como na fabricação de componentes eléctricos.

Outras ligas, com cobre-níquel, com magnésio, com magnésio-zinco, sofrem igualmente esse tratamento térmico característico.

Em resumo, as suas aplicações são:

- construção civil e arquitectura
- embalagens e contentores
- aeronáutica e aeroespacial
- indústrias automóvel, ferroviária e naval
- condutores eléctricos alta voltagem
- utensílios de cozinha
- ferramentas portáteis.

Ligas de Magnésio

As ligas de magnésio possuem alta resistência específica e baixa ductilidade. O seu baixo ponto de fusão é importante para fundição. Tem boa resistência à fadiga, à corrosão e boa resistência, pelo que é importante na construção de blocos de motor, volantes, apoios de assento, coluna de direcção. Porém, é inflamável, pelo que exige cuidado na maquinação.

Cerca de 50% é aplicado em ligas no Alumínio, 42% em ligas de Magnésio e outras, e 12% como dessulfurante e desoxidante. Devido à alta resistência ao impacto, é

utilizada em raquetes, patins, tacos de golf, bastões de baseball, bicicletas. Também em componentes de aviação e ânodo de sacrifício de navios.

Os tratamentos térmicos que se realizam são o recozimentos e endurecimento por precipitação ou por deformação plástica.

Ligas de Titânio

Este é um metal recente (a partir de 1950) que tem um custo elevado de processamento. Possui transformação alotrópica, uma pouco dúctil e outra muito dúctil. Existem ligas com alumínio, estanho, vanádio, molibdénio, nióbio, manganês, crómio, ferro, cobalto, níquel e tântalo. Os tratamentos térmicos são o recozimento e algumas ligas permitem o envelhecimento. As propriedades são a baixa densidade (4,5ton/m^3), alto ponto de fusão (1668ºC), grande resistência mecânica e resistência corrosão abaixo de 550ºC. Um exemplo conhecido é o *nitinol*, liga de níquel e titânio com memória de forma, inicialmente descoberto pela industria naval mas que tem já importantes aplicações médicas.

As aplicações são em aeronáutica e aeroespaço, motores a jacto, pás e discos de turbinas, viaturas competição e artigos desportivos em geral. Devido à grande resistência à corrosão, é utilizado em processamento químico, submersíveis, implantes biomédicos e permutadores de calor.

Ligas de Berílio

Este é um material de grandes contrastes. É extremamente reactivo e sensível a impurezas, tem grande afinidade com oxigénio, formando um óxido tóxico e tem custo elevado. A única liga com aplicação comercial é a liga Lockalloy (62Be-38Al).

As propriedades são a alta rigidez no estado puro, rigidez específica superior ao alumínio, magnésio e titânio. Tem temperatura de fusão próxima do aço. Tem grande ductilidade a 400ºC (50%) mas não à temperatura ambiente.

Como praticamente não forma ligas também não pode sofrer tratamentos térmicos: a sua fraca ductilidade não permite o encruamento, logo também não necessita de recozimentos.

As aplicações do berílio puro são em armamento, pontas de mísseis, tubagens estruturais, componentes ópticos e instrumentos de precisão. Ligado com alumínio, é usado em aeronaves e satélites e pastilhas de travão em automóveis de competição.

Ligas de Metais Refractários

São definidas como materiais com temperatura de fusão acima de 1800ºC. Podem ser de tungsténio, molibdénio, tântalo, nióbio, zircónio, crómio e vanádio (não usados como refractários). Todos possuem elevadas densidades e fraca resistência à corrosão a temperaturas elevadas.

O tungsténio é um metal com maior temperatura de fusão, maior densidade e maior dureza e bom condutor eléctrico. Dois terços da produção vai para carboneto de tungsténio e apenas 15% é usado na forma pura. As suas aplicações são: filamentos de lâmpadas, eléctrodos não consumíveis, protecção contra radiações, ferramentas de corte, etc.

O molibdénio usa-se em ligas de aço (90%). Tem boa resistência ao choque térmico e elevada condutibilidade térmica. Na liga com titânio e zircónio é usado em dispositivos electrónicos de comando em aviação, escudos de radiação, moldes para processamento de vidro e matrizes de forjamento e extrusão.

O tântalo é o menos abundante dos 4 refractários. Tem alguma ductilidade à temperatura ambiente, baixa resistência, é bom condutor térmico e resiste à corrosão (semelhante aos vidros). É utilizado em material cirúrgico e permutadores de calor.

O nióbio tem características semelhantes ao tântalo, baixo módulo de elasticidade e elevada resistência a metais líquidos. Devido à baixa absorção de neutrões, é usado fundamentalmente na indústria nuclear e aeroespacial.

CAPÍTULO IV

4. **Exploração do Tema** 	4.1. Actividades Experimentais Propostas 4.2. Visitas de Estudo 4.3. Aplicação ao Ensino: o «Ciência Viva» na E. S. A. H. 4.4. Recursos disponíveis *on-line*

4. Exploração do Tema

As actividades experimentais propostas no programa do 12º ano como obrigatórias, são o «Ciclo do Cobre» e «Construção de uma Pilha». O primeiro trabalho não apresenta relação directa com o que se pretende ensinar: a reciclagem do cobre. O segundo é um trabalho de projecto com interesse mas que não exclui a possibilidade de procurar alternativas.

As actividades aqui propostas abrangem diversas abordagens. Pretendemos sublinhar os aspectos práticos ligados a esta perspectiva: exploração, produção de metais e ligas e sua reciclagem. Esta é a motivação para procurar actividades de interesse, dentro do novo contexto proposto.

4.1. Actividades Experimentais Propostas

As actividades que propomos surgem por pesquisa de actividades já existentes que são analisadas e enquadradas no estudo realizado. Outras são propostas criadas para responder de modo consistente à proposta de abordagem deste tema segundo a perspectiva industrial. São opções que se podem criar em alternativa ao programa ou para utilizar em actividades de sala de aula e que não tem de ser acompanhado de deslocação ao laboratório, ou no consumo dos 90 minutos em cada actividade.

4.1.1. Actividades Práticas de Exploração

Estas actividades estão descritas em vários *sites* educativos. Exploramos a sua aplicação em alguns casos, com alunos do curso tecnológico e verificamos que os alunos apresentam grande dificuldade em realizar uma actividade prática de forma reflectida. Pode dizer-se, porém que os alunos mostraram gostar da abordagem prática para colocar questões de aprendizagem.

O interesse pelas experiências deve ser desenvolvido ainda no ensino básico e estas actividades são interessantes para utilizar em divulgação da ciência, num «Dia Aberto». Deste modo, a interacção dos alunos com os mais jovens pode contribuir para os ajudar a perceber o desenvolvimento de conceitos nas actividades experimentais.

4.1.1.1. Alquimia do Ouro

Nesta actividade produz-se uma liga de bronze sobre uma moeda de cobre. Por razões legais, as moedas a utilizar devem ser escudos ou centavos pois já saíram de circulação e não têm qualquer valor facial.

O conceito de transmutação tem origem na Idade Média, portanto, ao debater essa ideia e a sua aplicação actual, pode mostrar-se a relevância da tecnologia de outros tempos. Nem tudo o que se faz hoje tem de provir de actividades novas e envolver novos materiais. Podemos confiar nos conhecimentos ancestrais e aplicar sem receio. As questões de segurança devem ser tomadas em linha de conta, usando as medidas recomendadas para o manuseamento do hidróxido de sódio e substituindo o bico de Bunsen pela placa de aquecimento. Evita-se o risco do contacto acidental de zinco com a chama e os problemas relacionados com o consumo de gás.

Figura 17 – Moeda "dourada" obtida

Os alunos gostaram bastante desta actividade e verificaram que o tom dourado que obtiveram era semelhante à cor das moedas de 10, 20 e 50 cêntimos. Isto deveu-se, sobretudo a um excesso de aquecimento da moeda sobre a placa. A moeda deve ser retirada assim que fica dourada para obter mais brilho.

A necessidade de utilizar moedas bem limpas é relevante e pode colocar-se a opção de as limpar quimicamente, com uma solução de sal e vinagre. Trata-se duma decapagem suave que se pode usar para introduzir outros conceitos, tais como, reacção dos metais com ácido, conceito de pH e tipos de ligação química.

O protocolo experimental encontra-se no anexo 1.

4.1.1.2. Propriedades dos Metais

Uma alternativa para estudo prático de algumas propriedades dos metais. É uma actividade um demorada pois é necessário observar a evolução ao longo de vários dias mas que pode funcionar na sala de aula, como demonstração.

Esta actividade ainda não foi testada. Não foi possível realizar todas as actividades porque não há alunos suficientes para poder propor todas as actividades que são, de facto, facultativas. Também não testamos a actividade porque não está directamente relacionada com este trabalho.

O protocolo experimental encontra-se no anexo 2.

4.1.1.3. Tratamentos Térmicos

As ligas estão nos objectos comuns do dia a dia e isso pode ser mostrado aos alunos com esta actividade que utiliza *clips* e ganchos do cabelo. Os resultados serão consistentes se utilizar sempre o mesmo método de dobrar, isto é, é preferível dobrar sempre com a ajuda de um alicate.

As questões de segurança são também importantes, visto que é necessário utilizar o bico de Bunsen. Mas como é uma actividade simples e repetida, os alunos podem desenvolvem bem algumas competências técnicas.

Figura 18 e 19 – Manuseamento do bico de Bunsen pelos alunos

Os alunos podem fazer bastante força, pelo que é preferível informar os alunos de que devem fazer a actividade com calma, procurando interpretar os resultados obtidos. Embora seja uma actividade bastante fácil, pode demorar a obter boas conclusões com alunos do programa B do 11º ano.

O protocolo experimental encontra-se no anexo 3.

4.1.1.4. Rasgar o Alumínio duma Lata de Refrigerante

Esta actividade demonstra a grande reactividade do alumínio, quando não está protegido pela camada de óxido, e chama a atenção para a necessidade de reciclar este material. Mostra também a utilidade de se conhecer os potenciais de redução e a sua posição na série reactiva.

Esta actividade também é interessante para desenvolver competências técnicas mas é necessário ter algumas precauções de segurança relacionadas com a utilização da lima e com a reciclagem / eliminação da solução de sulfato de cobre.

O protocolo experimental encontra-se no anexo 4.

4.1.1.5. Uma Electrólise Colorida

Nesta actividade pode explorar-se vários conceitos de um modo simples. Em primeiro lugar, observa-se que a electrólise de um sal em solução não significa que se pode obter o metal do respectivo catião. Também se compreende que há mais que uma reacção possível em solução e são as condições de ensaio que determinam qual a que vai ocorrer.

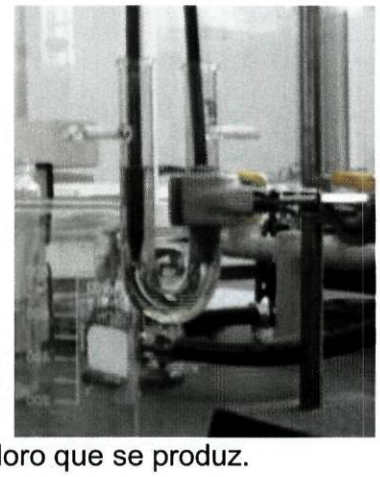


Figura 20 – Electrólise duma solução de cloreto de sódio

Utiliza-se o indicador universal que tem uma cor verde na solução e vê-se a solução descorar no ânodo por oxidação do anião cloreto e ficar azul no cátodo por redução do catião hidrogénio. Deve-se ter cuidado com a porção de cloro que se produz.

Por outro lado, a identificação dos produtos da electrólise, pela utilização de um indicador, permite-nos mostrar que as soluções têm parâmetros de controle, tais como o pH, que se deve conhecer melhor. Pode motivar um estudo mais extenso.

O protocolo experimental encontra-se no anexo 5.

4.1.1.6. Electrólise do Cloreto de Zinco

Esta actividade é uma versão laboratorial duma electrólise de um sal fundido pois o sal em questão tem um ponto de fusão suficientemente baixo para se realizar em laboratório. Deve, no entanto, respeitar-se as regras de segurança propostas pois apresenta alguns riscos importantes, caso se atinja o ponto de ebulição.

A actividade é considera em vantagem em relação a um outro sal que permite fazer a electrólise nas mesmas condições mas com maiores riscos, o brometo de chumbo. Se for utilizada como demonstração, deve manter-se as medidas de segurança pois os riscos de inalação continuam a ser relevantes. É uma actividade com grande impacto pois não é habitual realizar experiências sem ser em solução aquosa.

Ainda não se realizou o teste desta actividade, o que será indispensável, mas é uma boa referência para explorações futuras.

O protocolo experimental encontra-se no anexo 6.

4.1.1.7. Anodização do Alumínio

O processo de anodização transformou o alumínio num dos materiais com mais interesse e com maior utilização na produção de milhares de produtos com valor comercial. Esta actividade pretende mostrar como se processa o tratamento químico do alumínio de modo a obter um metal que consegue resistir à corrosão e obter uma aparência única.

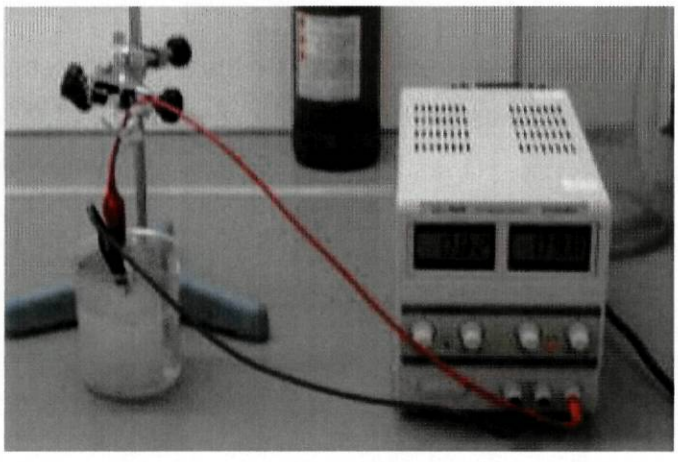


Figura 21 – Electrólise em que se utiliza 2 eléctrodos de alumínio

O cátodo é uma folha de alumínio que envolve o ânodo para que a oxidação do ânodo se dê em ambas as superfícies.

A solução em volta do bocado de alumínio é ácida (devido ao catião H^+) e a camada de óxido desenvolve uma carga positiva. Esta camada atrai tintas que contêm um anião colorido. As moléculas de tinta carregadas negativamente são absorvidas nos poros da camada de óxido que funciona como uma esponja.

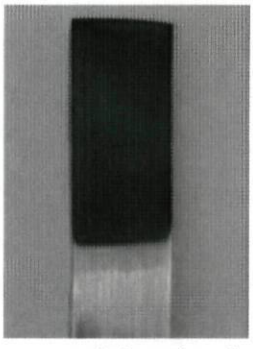


Figura 22 – Aspecto do alumínio anodizado

Esta actividade produz também bastante hidrogénio e a solução tem de estar, de facto, fortemente ácida, pelo que é indispensável o uso da *hotte*. Pode também utilizar-se as leis de Faraday para determinar o tempo de anodização de modo a obter uma determinada camada de óxido.

Esta é uma boa experiência para utilizar no final do estudo da electrólise.

O protocolo experimental encontra-se no anexo 7.

4.1.2. Actividades Experimentais Desenvolvidas – Purificação do Cobre

Procuramos desenvolver actividades experimentais abertas em que os alunos possam desenvolver o gosto pela experimentação, a capacidade de desenvolver uma experiência e encontrar descrições teóricas do que observam.

Pretendemos também explorar o distanciamento que existe entre o conceito explorado e o resultado que se obtém. Isto também nos mostra a necessidade de renovar o modo de abordar os temas de química com os alunos. O ensino clássico criou a ilusão de que as teorias se aplicam simplesmente mas, na realidade, as situações são sempre complexas e é isso que devemos transmitir, como mensagem de que não há verdades absolutas, a ciência está sempre em construção. Há sempre lugar à inovação na procura de soluções alternativas na obtenção dos produtos desejados.

Electro-refinação

Esta electrólise permite-nos estudar os processos de recuperação, refinação e de deposição de metais. As condições de aplicação para cinco metais são indicadas na tabela seguinte. É fundamental que tenha uma elevada eficiência de corrente sem que se transmitam as impurezas. Se necessário, pode usar-se aditivos para melhorar o processo de dissolução (habitualmente o anião cloreto) ou para melhorar a deposição no cátodo (aditivo orgânico, embora deva seja de evitar pois pode alterar a pureza do depósito).

Metal	Concentração da solução ($g.dm^{-3}$)	I ($mA.cm^{-2}$)	*Potencial* célula (V)	T (°C)	Eficiência de corrente (%)
Cu	$CuSO_4$ (100-140) H_2SO_4 (180-250)	10-20	0,15-0,30	60	95
Ni	$NiSO_4$ (140-160) NaCl (90) H_3BO_3 (10-20)	15-20	1,5-3,0	60	98
Co	$CoSO_4$ (150-160) Na_2SO_4 (120-140) NaCl (15-20) H_3BO_3 (10-20)	15-20	1,5-3,0	60	75-85
Pb	Pb^{2+} (60-80) H_2SiF_6 (50-100)	15-25	0,3-0,6	30-50	95
Sn	Na_2SnO_3 (40-80) NaOH (8-20)	5-15	0,3-0,6	20-60	65

Tabela 5 – Parâmetros de processos de electrorrefinação (in Pletcher, 1993, pág.232)

O processo de electro-refinação do cobre é um processo típico em solução aquosa em que a concentração dos electrólitos utilizada é, para o sulfato de cobre, 0,75 $mol.dm^{-3}$ e para o ácido sulfúrico, 2 $mol.dm^{-3}$. Os metais mais nobres que podem existir no ânodo, Ag, Au e Pt, não se dissolvem. Outros metais que existam como impurezas, como Fe, Ni, Co, Sn, Bi, Sb, dissolvem-se no electrólito ou depositam-se na célula. Podem ser processadas posteriormente para a sua recuperação.

Electrodeposição

Na electrodeposição do metal estudam-se as condições do eléctrodo de modo a obter um filme compacto e macio. Se a densidade de corrente for muito elevada, esse filme pode ficar rugoso ou mesmo reduzir a aderência consideravelmente. A electrodeposição pode ser aplicada para muitos metais, ou ocorrer co-deposição formando ligas. Isso permite explorar propriedades combinadas extraordinárias, como as ligas de alumínio, ou obter camadas muito finas, no caso de metais preciosos.

Os elementos essenciais da electrodeposição incluem:

- um banho electrolítico que contenha um sal condutor do metal a depositar, na forma solúvel, uma solução tampão e aditivos;
- um cátodo condutor de corrente eléctrica, i.é, a peça onde se vai fazer o depósito;
- um ânodo condutor que pode ser solúvel ou não;
- um contentor inerte, pode ser aço, PVC ou *pespex*;
- uma fonte de alimentação.

Estudos empíricos permitem dizer que, em geral, a formação do depósito melhora com: (1) diminuição da concentração do ião metálico, (2) aumento da concentração do electrólito indiferente, (3) diminuição do grau de agitação, (4) aumento da densidade de corrente, (5) diminuição da temperatura e (6) aumento da viscosidade. Estes factos são consistentes com a teoria da deposição.

Para que o resultado seja o melhor, é ainda necessário fazer o pré-tratamento correcto do cátodo. Podemos então determinar a massa de metal que se deposita usando uma expressão que reflecte a densidade de corrente:

$$m_X = \frac{I_M \cdot t \cdot M}{n \cdot F} \qquad \textbf{\textit{Equação 24}}$$

A qualidade do acabamento do depósito depende de muitas variáveis do processo, tais como a composição do banho, nível de agentes aditivos, pH, temperatura, densidade de corrente, geometria do ânodo. Isso afecta o brilho e a textura do depósito. Essas variáveis devem ser estudadas.

Célula de Hull

A célula de Hull permite estudar as condições de formação do depósito electrolítico, fazendo variar a densidade de corrente numa só experiência. As medidas desta célula estão padronizadas e permite a variação da densidade de corrente entre 2,5 e 85mA.cm^{-2} quando se aplica uma intensidade de 2A.

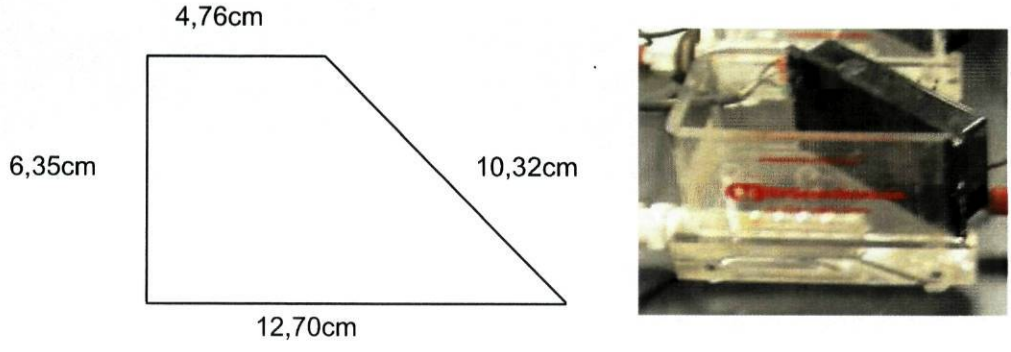


Figura 23 – Medidas padrão da Célula de Hull

O depósito obtido permite analisar o efeito da densidade de corrente e a qualidade da deposição em função da distância entre os eléctrodos. Como se pode ver na figura, utilizam-se sensores que fazem a sua leitura automática.

Para ter um depósito uniforme, o potencial tem de ser a mesma em qualquer ponto da superfície do cátodo o que pode ser difícil, em superfícies irregulares. A célula de Hull permite analisar o efeito da queda óhmica nos depósitos. Pode melhorar-se a deposição com o uso de aditivos, tais como tioureia, gelatina, glicerol.

A capacidade de deposição segundo a potência aplicada pode também ser estudada na célula de Haring-Blum: dois cátodos colocados a diferentes distâncias de um só ânodo vão apresentar depósitos diferentes. Esta diferença de massas deve-se à diferença de *I.R*, ou "*throwing power*".

Figura 24 – Esquema da célula de Haring-Blum

O eléctrodo 1 terá um sobrepotencial menor, por isso, terá um depósito menor. É sugerido que se isole a parte detrás, por envernizamento, para não criar correntes do

lado oposto. É preferível que a electrodeposição ocorra com boa eficiência de corrente e baixa voltagem.

4.1.2.1. Construção da Célula de Hull

Para criar as condições de análise das variáveis a estudar, distância (queda óhmica) e densidade de corrente, construímos um modelo que permitiu analisar o efeito dos parâmetros desejados. O material adequado para produzir esta célula à medida foi o *perspex*. É um material conhecido das casas de acrílico que pode moldar-se na forma desejada. A célula em *perspex* foi produzida na «Unilux», uma casa no Porto, tendo custado 18,15 euros.

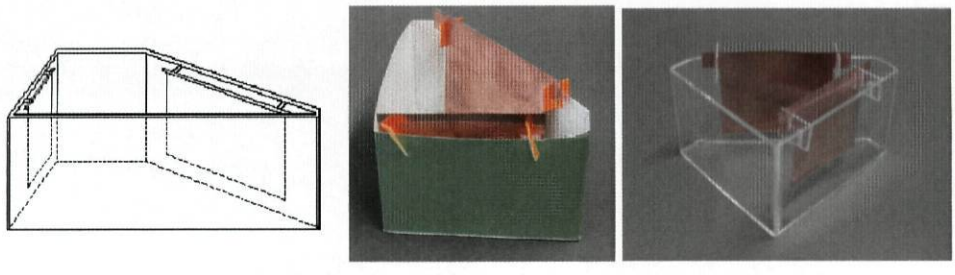


Figura 25 – Do projecto à célula

Os eléctrodos foram cortados de folha de cobre, à venda num chapeiro. Apenas se encontra folha de zinco, alumínio, latão e cobre mas o preço é bastante acessível. A folha é suficientemente fina para poder cortar-se à medida com uma tesoura de metal. Pode comprar-se também na forma de rede na Rua do Almada. Aí pode também encontrar-se rede de aço e ferro macio. Embora o cobre e o latão sejam os mais dispendiosos, a porção necessário representa o gasto de apenas alguns euros.

Os eléctrodos eram semelhantes embora um maior que o outro. A área mergulhada no electrólito corresponde a 5,5cm x 2,8cm e 7,2cm x 2,8cm, aproximadamente.

Na realidade foram utilizadas 2 células, a primeira célula era simétrica, com pouco espaçamento entre os eléctrodos no ponto mais próximo; a segunda foi construída com a forma de trapézio. A face inclinada manteve o ângulo de 45º. Isto significa que não se respeitaram os parâmetros da verdadeira célula de Hull mas o objectivo do trabalho tem um carácter pedagógico, por isso é aceitável.

4.1.2.2. Ensaios com a Célula de Hull

Foram realizados vários ensaios em que se foram alterando as concentrações dos electrólitos, o potencial aplicado, os materiais dos eléctrodos, os aditivos, etc. A montagem utilizada pode ver-se na figura seguinte.

Perante os resultados, optamos por um percurso de exploração. ***O protocolo experimental encontra-se no anexo 8.***

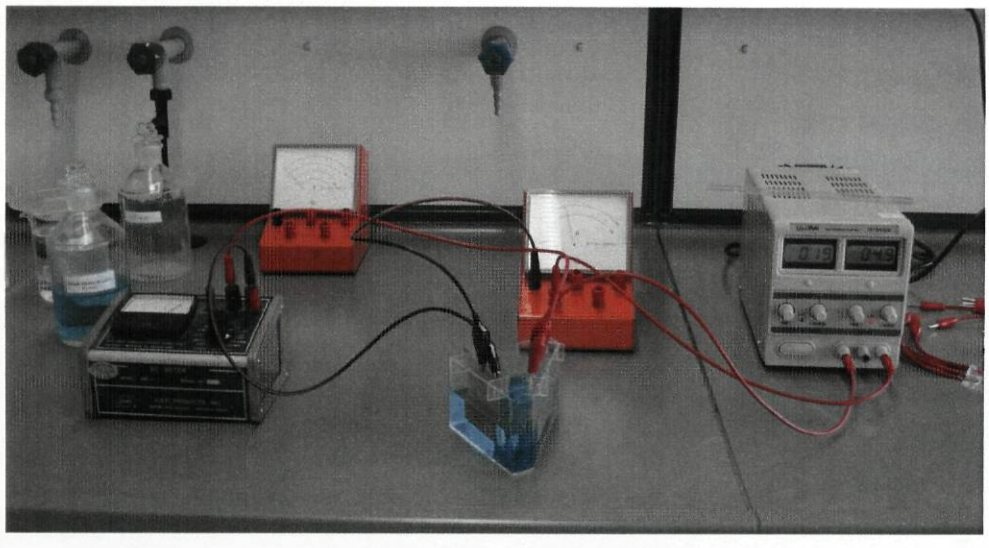


Figura 26 – Montagem utilizada para o estudo com a célula de Hull

O protocolo foi desdobrado em vários ensaios, para promover a aprendizagem na prática, para aprofundar o impacto dos resultados quando se fazem algumas alterações no meio electrolítico, ou nos eléctrodos.

Primeiros Ensaios com a Célula de Hull

Os primeiros ensaios foram realizados considerando as condições mais simples: duas placas de cobre, devidamente limpas e secas, e uma solução de sulfato de cobre diluída. Estes parâmetros cumprem as condições teóricas sem olhar aos aspectos práticos e têm interesse por razões de segurança.

Os parâmetros estudados foram: o aspecto dos eléctrodos, a massa antes e depois da electrólise, a diferença de potencial na fonte de alimentação e nos eléctrodos e a intensidade de corrente no circuito. Procuramos também aplicar as Leis de Faraday e determinar o balanço material e a eficiência de corrente.

O primeiro aspecto observado foi a necessidade de aplicar um valor bastante pequeno de diferença de potencial para que o depósito não pareça queimado (fig. 27a). No segundo ensaio conseguimos obter um bom rendimento material, como é típico do cobre, mas o aspecto do eléctrodo (figura 23b) da esquerda, não têm aspecto apelativo.

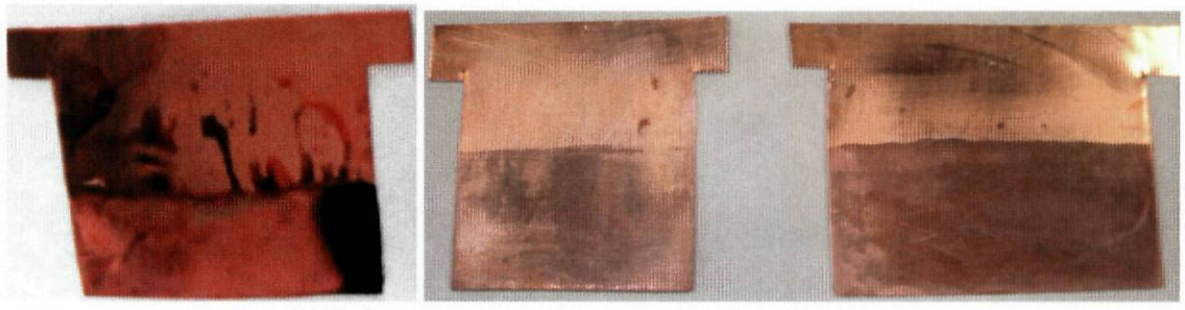


Figura 27 – Resultados iniciais: (a) para potencial de 5,0V (b) com e de 1,0V

Ficou evidente que a distribuição do depósito de cobre não é uniforme (fig. 27b) e não parece haver uma relação com a variação da distância entre os eléctrodos. A redução do depósito não é gradativa, da esquerda para a direita. Os resultados também não melhoraram por aumentar o tempo de passagem de corrente.

Procuramos então observar o impacto na melhoria dos resultados do uso de aditivos. Fizemos ensaios com gelatina (fig. 28a) e com ureia (fig. 28b).

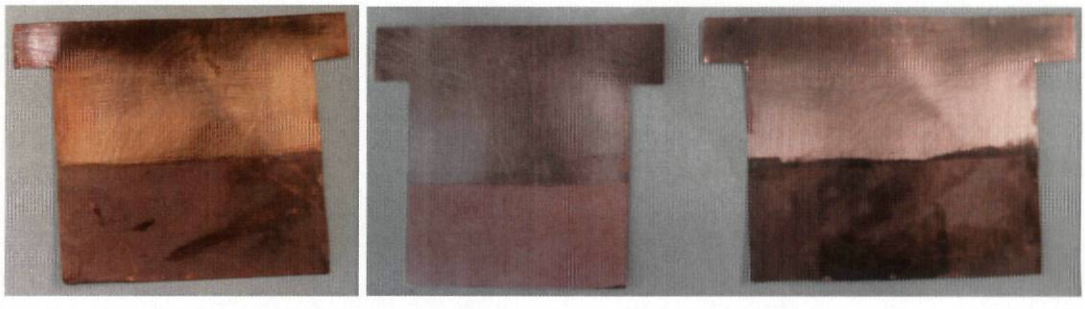


Figura 28 – Resultado com gelatina (a) e com ureia (b) e respectivo ânodo (c)

Os resultados experimentais podem ser resumidos na tabela seguinte:

	ÂNODO			**CÁTODO**							
Ensaio	$m_{inicial}(+)$ **(g)**	$m_{final}(+)$ **(g)**	Δm_+ (g)	$m_{inicial}(-)$ **(g)**	$m_{final}(-)$ **(g)**	Δm_- (g)	V_e (V)	I (A)	Δt (min)	θ_p (%)	ϕ (%)
1	13,1234	12,9988	0,1246	9,7088	9,8323	0,1235	2,40	0,132	20	queimou	queimou
2	12,6619	12,6516	0,0103	9,9445	9,9545	0,0100	0,85	0,018	30	97,1	93,7
3	9,9434	9,9287	0,0147	12,6367	12,6512	0,0145	0,45	0,012	62	98,6	98,6
4	13,1276	13,1176	0,0100	9,8825	9,8923	0,0098	0,42	0,012	45	98,0	91,9
5	12,6276	12,5989	0,0287	9,8920	9,9198	0,0278	0,50	0,070	21	96,9	95,7
6	9,9190	9,9112	0,0078	12,6323	12,6414	0,0091	0,26	0,035	20	116,7	65,8
7	13,1080	13,0860	0,0220	9,8805	9,9025	0,0220	0,30	0,028	45	100,0	88,4

Tabela 6 – Resultados obtidos com o depósito usando eléctrodos Cu\|Cu e d.d.p. 1V

No ensaio 1 foi aplicado um potencial de 4,9V e o resultado tinha um aspecto queimado pelo que foi rejeitado. Os resultados 6 resultam do uso do aditivo gelatina e o 7 de ureia e aplicou-se um potencial ligeiramente menor. O rendimento obtido com gelatina

(117%) indica claramente que esta é adsorvida no cátodo e não apresenta qualidade no depósito, por isso foi rejeitada também. A ureia dá um bom resultado em termos de rendimento e de aspecto.

Resultados obtidos em electrólise ácida

A electrorrefinação industrial do cobre é feita em tanques com sequências de ânodos e cátodos e em condições de refinação bastante específicas. As condições do processo estão indicadas na tabela 5. Os ensaios foram realizados à temperatura ambiente e isso não afectou os resultados observados. Decidimos envernizar por detrás dos eléctrodos para melhor observar os resultados.

Nestes ensaios não se utilizou aditivos pois em meio ácido não se observa fraca aderência dos depósitos e, sendo uma refinação, o objectivo é obter cobre puro, não o melhor acabamento. Para se observar a diferença na deposição, resolvemos fazer os ensaios com 20 minutos mas retiramos o cátodo ao fim de cada 5 minutos para observar o crescimento do depósito.

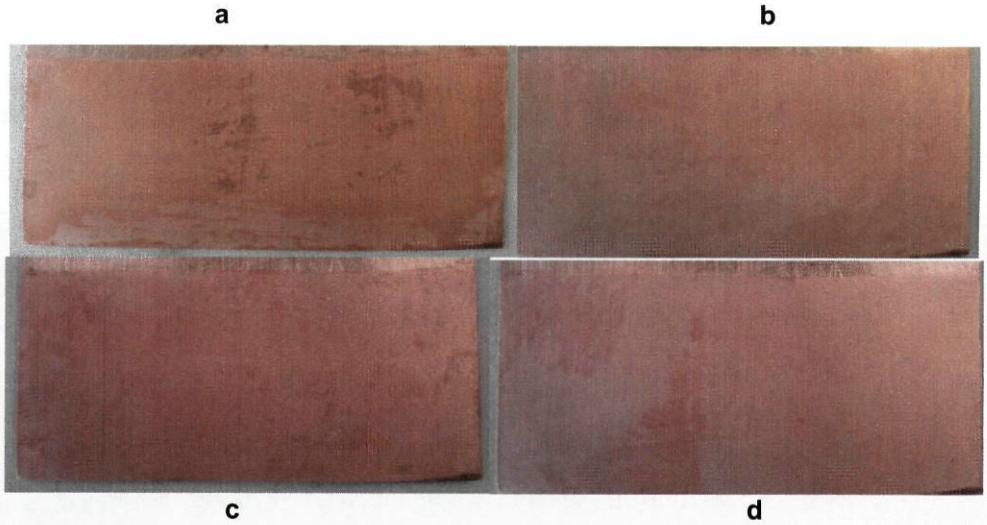
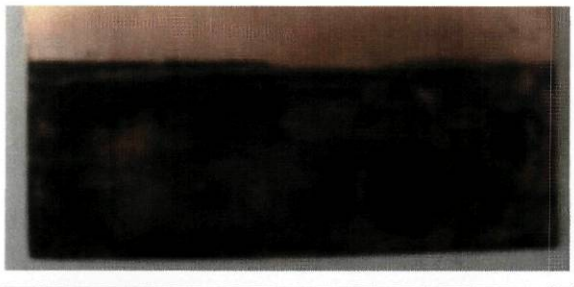


Figura 29 – Electro-refinação do cobre durante 20 minutos

Nesta situação observa-se o aumento gradual do depósito mas só em (a) se torna claro que se deposita menos cobre à direita, o ponto mais afastado entre os eléctrodos. Nos restantes casos, a observação da placa não é muito conclusiva. Por vezes, o resultado é mais esclarecedor no ânodo, na forma como se desgasta.

Figura 30 – Eléctrodo de cobre com desgaste maior à esquerda



Os resultados obtidos podem ser analisados na tabela seguinte:

Ensaio	$m_{inicial}(+)$ (g)	$m_{final}(+)$ (g)	Δm_+ (g)	$m_{inicial}(-)$ (g)	$m_{final}(-)$ (g)	Δm_- (g)	V_{apl} (V)	V_e (V)	I (A)	Δt (min)	θ_p (%)	ϕ (%)
8	13,0721	13,0396	0,0325	9,8824	9,9125	0,0301	1,0	0,50	0,080	20	92,62	95,23
9	9,7765	9,7353	0,0412	12,9858	13,0261	0,0403	0,4	0,40	0,070	30	97,82	97,14
10	12,5870	12,5316	0,0554	9,8981	9,9488	0,0507	0,8	0,60	0,120	22	91,52	97,21

Tabela 7 – Resultados experimentais da electro-refinação

Nestes ensaios variamos ao potencial aplicado para tentar encontrar os valores de potencial nos eléctrodos e de intensidade de corrente próximos dos valores da literatura. Os resultados obtidos mostram que o balanço material se aproxima mais dos valores teóricos se o potencial nos eléctrodos for mais baixa.

Resultados obtidos com outros cátodos

Como não se utiliza sempre eléctrodos de cobre na electro-refinação do cobre, resolvemos fazer ensaios com os materiais disponíveis. Com o alumínio obtivemos um resultado interessante e com um bom rendimento. Na preparação do cátodo deve fazer-se apenas o desengorduramento com a solução de hidróxido mas não se deve mergulhar no ácido clorídrico pois observa-se logo a libertação de hidrogénio. Na célula, mesmo sem a fonte externa, podemos medir uma diferença de potencial que existe por estarem 2 eléctrodos diferentes em solução.

Figura 31 – Cátodo de alumínio

Com o aço, utilizamos um eléctrodo de malha que deu um bom depósito (fig. 32) mas como tem sobretensão maior, foi necessário aumentar o potencial da fonte de energia para manter o potencial de referência entre os eléctrodos. Antes de ligar a fonte, os eléctrodos registavam uma *d.d.p.* de –0,1V.

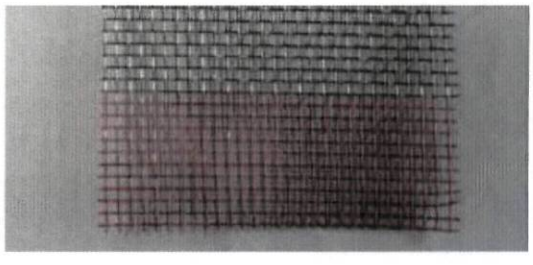


Figura 32 – Eléctrodo de aço com depósito de cobre

Neste caso, o resultado é evidente mas, em termos qualitativos não é muito atraente. Em termos quantitativos também dá resultados mais fracos. Apesar de ser mais fácil de cortar a forma do eléctrodo, há maior risco de um aluno ferir-se nas pontas.

Ensaio	$m_{inicial}(+)$ (g)	$m_{final}(+)$ (g)	Δm_+ (g)	$m_{inicial}(-)$ (g)	$m_{final}(-)$ (g)	Δm_- (g)	V_{apl} (V)	V_e (V)	I (A)	Δt (min)	θ_p (%)	ϕ (%)
Cu|Al	12,5074	12,4768	0,0306	4,8066	4,8370	0,0304	0,5	0,60	0,075	21	99,35	97,70
Cu|aço	13,0128	12,9708	0,0420	2,9863	3,0196	0,0333	0,6	0,28	0,100	20	79,29	84,28

Tabela 8 – Electrodeposição de cobre em $CuSO_4$ 0,75M em H_2SO_4 2M

Resolvemos fazer uma tentativa de ensaio com um metal que está mais abaixo na série de reactividade, neste caso, o zinco. Neste caso, a sua preparação foi feita apenas por lavagem com sabão líquido e esfregão. O zinco reage com ácido e base diluída, por isso, ao ser colocado na célula, reagiu de imediato levando à redução do cobre mas sem aderência a qualquer dos eléctrodos.

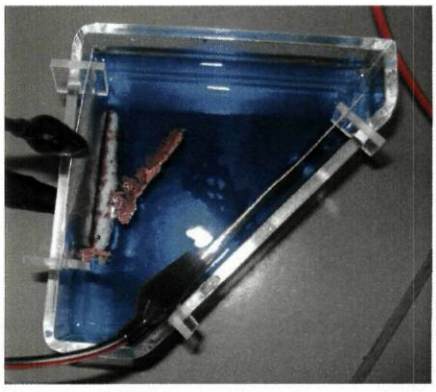


Figura 33 – O eléctrodo de zinco dentro da célula

Este par de eléctrodos é utilizado na construção de uma pilha e a espontaneidade da reacção explica bem porquê. Também mostra porque não se constrói essas células sem o recurso de uma ponte salina, ou outro dispositivo análogo.

4.1.2.3. Ensaios com dois Cátodos separados

A célula de Hull permite também fazer o estudo da electrólise com recurso a dois cátodos. Neste caso, o trabalho tem bastante semelhança ao estudo que se realiza com a célula de Haring-Blum.

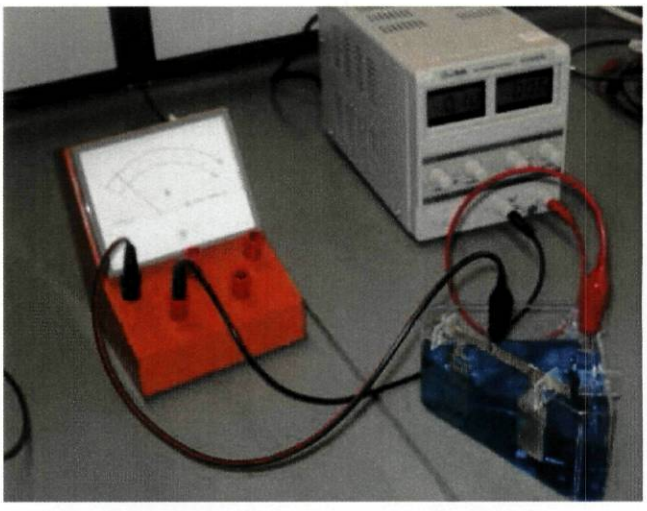


Figura 34 – Montagem para a utilização de 2 cátodos

Os dois cátodos foram colocados a 3cm e a 8cm. Fizemos o ensaio com

eléctrodos de alumínio e rede de latão, com excelentes resultados (tabela 9). O tempo de ensaio foi de 20 minutos e o potencial aplicado foi ajustado para termos o potencial nos eléctrodos próximo do valor teórico. Em relação ao que se observou, a diferença da quantidade de depósito foi muito clara, em particular no caso dos eléctrodos de alumínio.

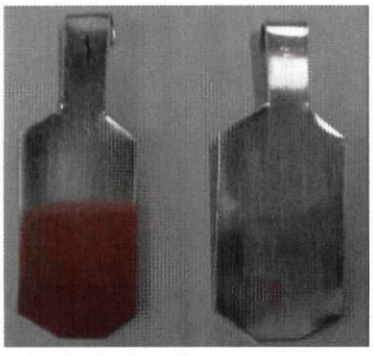


Figura 35 – Aspecto dos cátodos após 20 minutos de electrólise

Podemos dizer que o eléctrodo mais afastado apresentou um depósito quase nulo.

Ensaio	$m_{inicial}$ (+) (g)	m_{final} (+) (g)	Δm_+ (g)	$m_{1\ inicial}$ (-) (g)	$m_{1\ final}$ (-) (g)	Δm_{1-} (g)	$m_{2\ inicial}$ (-) (g)	$m_{2\ final}$ (-) (g)	Δm_{2-} (g)	V_e (V)	I (A)	θ_p (%)
Cu|Al	9,8775	9,8377	0,0398	1,3955	1,4342	0,0387	1,4343	1,4353	0,0010	0,22	0,105	99,75
Cu|latão	9,7159	9,6608	0,0551	2,4728	2,5059	0,0331	2,4813	2,5028	0,0215	0,23	0,126	99,09

Tabela 9 – Resultados da electrólise com 2 cátodos

4.1.2.4. Resultados da electrodeposição

Para realizar a electrodeposição, as condições de realização da electrólise diferem do caso anterior pois há uma maior preocupação em obter uma deposição com aderência uniforme e de boa aparência. Para isso, usa-se aditivos que vão melhorar a deposição e o brilho do depósito. É habitual utilizar-se gelatina, tioureia, glicerol ou ácido disulfónico-2,6-naftaleno. Segundo estudos realizados com tioureia, a concentração aconselhada varia entre 5ppm e 10ppm, pelo resolvemos utilizar a concentração de 8ppm. Os valores de referência para estes ensaios encontram-se na seguinte tabela:

Metal	**Concentração da solução (g.dm^{-3})**	***I*** **(mA.cm^{-2})**	***T*** **(ºC)**	**Eficiência de corrente (%)**	***Aplicações***
Cu	$CuSO_4$ (200-250) H_2SO_4 (25-50)	20-40	20-50	95-99	Não é adequado para ferro e suas ligas. ***I*** alta mas baixa ***V***. Aditivos são essenciais.
	CuCN (40-50) KCN (20-30) K_2CO_3 (10)	10-40	40-70	60-90	Boa ***V***. Depósito aderente e brilhante. Usado como subcamada. Deposita cianetos no ânodo.

Tabela 10 – Condições de electrodeposição (in Pletcher, 1993, pág. 406)

Podemos verificar que se obtém o depósito de cobre também com valores de pH bem diferentes dos ensaios anteriores. Porém escolhemos realizar ensaios com as

condições referidas para o meio ácido, por duas razões: apresenta os mesmos electrólitos dos ensaios anteriores e são apresentam menores riscos no seu manuseamento. Além disso, as aplicações previstas no segundo caso não são interessantes neste estudo. Os resultados dos ensaios são os seguintes:

Ensaio	$m_{inicial}(+)$ (g)	$m_{final}(+)$ (g)	Δm_+ (g)	$m_{inicial}(-)$ (g)	$m_{final}(-)$ (g)	Δm_- (g)	V_{apl} (V)	V_e (V)	I (A)	Δt (min)	θ_p (%)	ϕ (%)
A	12,9560	12,9060	0,0500	9,6439	9,6936	0,0497	0,9	0,11	0,130	20	99,40	96,76
B	12,7310	12,6405	0,0905	9,2510	9,3406	0,0896	1,5	0,24	0,235	20	99,01	96,50

Tabela 11 – Resultados da electrodeposição do cobre

Verificamos que o ensaio B deu o resultado mais interessante como se pode ver na figura seguinte.

Figura 36 – Deposição de cobre ao fim de 20 minutos

A deposição é completa do lado esquerdo que está mais perto do ânodo mas não há deposição do lado direito. O tempo de ensaio poderia ser maior para se ver melhor o depósito mas isso poderia tornar a zona sem depósito menor. Podemos concluir os resultados confirmam as referências teóricas utilizadas.

4.1.2.5. Aplicações da Electrodeposição

A aplicação destes resultados é um aspecto considerado importante para encerrar este estudo que se pretendeu contextualizado numa perspectiva *CTS*.

Uma forma de explorar e/ou completar é com uma Visita de Estudo a uma Galvanoplastia. Outra, é produzir um objecto útil galvanizado, Isso pode ser conseguido, por exemplo, por aplicação de verniz.

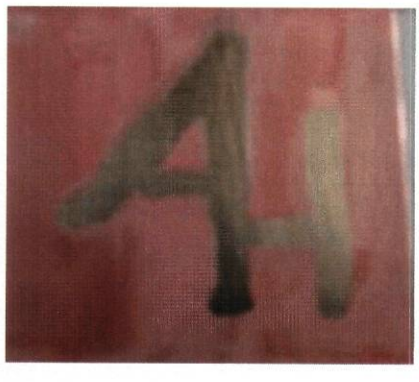


Figura 37 – Obtenção de uma placa de latão revestida com cobre

Esta deposição é uma actividade que não se pretende realizar na célula de Hull mas que pode usada como uma razão para justificar os cuidados de limpeza do cátodo antes da electrólise. Também tem a sua utilidade para perceber alguns aspectos da construção dos circuitos impressos, muito utilizados no ensino tecnológico.

Este processo também pode ser usado numa actividade de «Ciência Aberta».

4.2. Visitas de Estudo

As visitas de estudo permitem a interacção dos alunos actividades profissionais que podem representar exemplo de trajectos futuros. A atenção aos detalhes das instalações permitem fazer um trabalho transversal na formação do cidadão completo, atento aos aspectos científicos e técnicos, à gestão dos produtos, dos aspectos financeiros, ambientais e de saúde e segurança.

A sua localização pode obrigar a uma deslocação mais demorada pelo que será necessário estudar com atenção os aspectos ligados ao transporte, refeições e possível alojamento. Se possível, deve haver um folheto explicativo ou de orientação que oriente os alunos e apoie o trajecto e seu debate posterior.

A avaliação da visita, com debate entre os alunos é fundamental e a empresa poderá tirar proveito desse *feed-back*.

4.2.1. Visita a uma Mina

A exploração das Minas Portuguesas

Os recursos minerais são geo-recursos económicos definidos como concentrações naturais de materiais sólidos, líquidos ou gasosos de natureza mineral ou paleobiológica. Estes recursos necessitam de um tempo de renovação, à escala geológica, na ordem das centenas de milhões de anos. Por esta razão, muitos deles acabam por se esgotar devido a uma exaustiva exploração por parte do Homem.

Apesar de existirem actualmente em actividade apenas duas minas de minérios metálicos – Neves Corvo e Panasqueira, e duas de sal-gema, Portugal é, como se sabe, um país com longo passado de intensa actividade mineira. Esta actividade contribuiu grandemente, ao longo dos séculos, para o desenvolvimento económico e social do país. Aliás, a possibilidade de voltar a reabrir alguns destes centros existe, é o caso das Minas de Jales, a norte de Vila Real, em que se está a desenvolver um projecto de recuperação e possível exploração da prata.

Mina de Neves Corvo (Cobre, Estanho)

A mina de Neves Corvo é uma mina recente (é a maior mina de cobre da Europa) e produz por ano, aproximadamente 340 mil toneladas de concentrado de cobre e 2 mil toneladas de concentrado de estanho, empregando mais de 800 pessoas. Desde logo se revelou especial, pelos elevados teores de cobre, estanho e zinco associados a sulfuretos maciços.

SOMINCOR
Mina de Neves Corvo,
Santa Bárbara de Padrões
7780-909 CASTRO VERDE
Telefone: +351 286 689 000
Fax: +351 286 683 289

Mina da Panasqueira (Volfrâmio e Estanho)

A mina da Panasqueira é uma mina de volfrâmio e estanho já com muitos anos de exploração, são das maiores minas subterrâneas do mundo, com mais de 12 mil quilómetros de túneis escavados pelo homem. A mina da Panasqueira fica situada no distrito de Castelo Branco, a Oeste do Fundão. Com início em 1896, as minas da Panasqueira registaram um grande desenvolvimento durante a primeira e segunda guerra mundial, em que a procura de volfrâmio era grande devido à sua utilidade como endurecedor de ligas metálicas para a construção de armas.

Minas da Panasqueira - Beralt Tin & Wolfram (Portugal), S.A.
6225 -051 Minas da Panasqueira
Barroca Grande
Telefone: +351 275 659 100
Fax: +351 275 659 119
E-mail: beralt@mail.telepac.pt

Mina de Aljustrel (Cobre, Chumbo, Zinco e Prata)

A mina de Aljustrel é uma mina com uma exploração já antiga, mas que recentemente foram adquiridas por um grupo canadiano para reactivação da exploração produz Cobre, Chumbo, Zinco e também prata (como subproduto).

Pirites Alentejanas SA
Avenida Algares
7600-015 ALJUSTREL
Tel: +351 284 601 461
Fax: +351 284 602 854

Mina de S. Domingos

Figura 38 – Visão geral da mina

A mina de S. Domingos foi o primeiro empreendimento mineiro do país. A jazida de pirite cúprica acompanhava os afloramentos de superfície. O campo reservado à exploração tem uma área de 798 000 m^2. A mina foi encerrada em 1965 mas ainda se pode observar os vestígios da exploração que remonta ao tempo romano.

Actualmente, a exploração da energia com a central solar da Amareleja e a barragem do Alqueva, levou a um grande desenvolvimento turístico da região.

4.2.2. Visita a uma Galvanoplastia

A indústria química só é valorizada por uma pequena porção do público em geral. De facto, na Bélgica, França e Reino Unido, as indústrias químicas obtêm o ranking mais baixo de sempre – aliás, uma posição partilhada pelos Estados Unidos e Austrália. Mudar esta visão a curto prazo é difícil pois as opiniões formam-se normalmente na tenra idade e dificilmente mudam.

As visitas bem planeadas e orientadas provocam mudanças visíveis na percepção dos visitantes. Muitos acreditam que as fábricas são "sujas e mal cheirosas", "químicos são perigosos" e que os "melhores empregos são de escritório" ou como "patrões". Após a visita, os mesmas alunos estão muito mais esclarecidas. Por suas palavras, "Eu quero ser uma cientista. É divertido. Podemos inventar coisas e não fazer sempre o mesmo todos os dias."

Pela altura dos 16-18 anos de idade, uma boa parte dos jovens já tomou decisões sobre o tipo de trabalho que esperam vir a ter. Alguns ainda não se decidiram. Uma boa visita à indústria vai encorajar um pensamento sério sobre trabalhar na indústria. É também uma oportunidade de retractar uma imagem mais positiva da indústria química, pelo debate de ideias.

A indústria metalúrgica em Portugal tem uma apresentação pouco motivadora e é, em geral, pouco receptiva a visitas de estudos. Deve-se orientar estas visitas no sentido de interessar pelo produto e a sua relevância, de modo a trazer benefícios para todos.

Em primeiro lugar, o professor deve visitar previamente a empresa para organizar o percurso e número de visitantes, saber quem acompanha e se é necessário utilizar qualquer vestuário de protecção ou se há limitações para casos de asmáticos, vertigens ou outras situações com limitações.

A componente experimental pode dar um grande desenvolvimento à visita e maior retorno. Os aspectos ambientais e de segurança devem ser tidos em conta. Sugere-se que os alunos levem uma lista de perguntas que possam utilizar durante a visita, podendo utilizar a lista de questões que consta no anexo 7.

4.3. Aplicação ao Ensino: o «Ciência Viva» na E. S. A. H.

As actividades propostas foram desenvolvidas com o apoio do «Ciência Viva» que aprovou um projecto na Escola Secundária Alexandre Herculano. Isto permitiu o desenvolvimento de actividades com os alunos com bastante impacto na sua aprendizagem. Não se valorizou os aspectos de aprendizagem, tanto como as reacções dos alunos. Os aspectos quantitativos desta aplicação não foram considerados porque, sendo poucos os alunos existentes, não há forma de comparar os resultados com um grupo de referência.

Foram implementadas algumas actividades experimentais inseridas no currículo dos alunos do 11º ano, programa de Física e Química B. Foram realizadas algumas das actividades aqui propostas, durante o primeiro período. Os alunos declararam ser a primeira vez que faziam semelhante coisa, mostraram interesse, colocaram questões e quiseram aprofundar alguns dos conceitos aplicados.

A aprendizagem conceptual foi pouco significativa. Os seus textos revelam dificuldades de expressão que não têm relação directa com a actividade mas sim com a formação prévia.

Figura 39 e 40 – Alunos do curso tecnológico no laboratório

Os alunos do 12º ano não realizaram qualquer uma das actividades propostas. Como eram todos alunos que tinham de realizar exame nacional, a professora considerou indispensável que se mantivessem rigorosamente dentro das orientações curriculares de dos trabalhos obrigatórios. Os alunos de Área-Projecto desenvolveram algumas actividades que promoveram a aprendizagem e divulgação da Química.

Como se verifica falta de prática em trabalho laboratorial, consideramos necessário construir um Dossier com informação imediatamente disponível no Laboratório para os alunos consultarem e utilizarem durante as aulas no Laboratório. Aí foram colocados

todos os protocolos considerados de interesse para esta temáticao que representa um recurso importante para os professores. É, por isso, um recurso aberto e em constante renovação e construção.

Foram realizadas algumas actividades de divulgação científica, como a participação na celebração do centenário de Rómulo de Carvalho, participação em Visita de Estudo e contribuição para a Semana Aberta da Ciência na Escola. Desta actividade ficam algumas imagens.

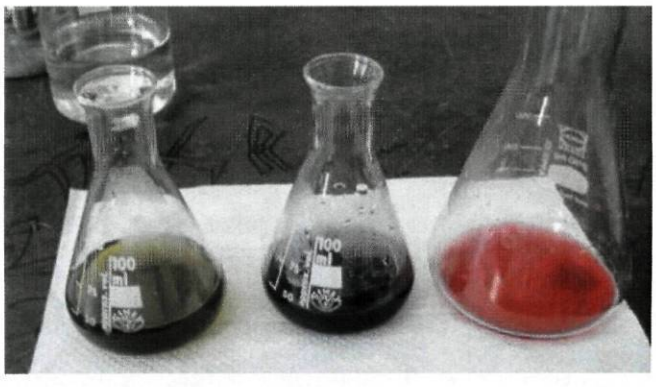


Figura 41 – Aplicação do indicador de couve-roxa

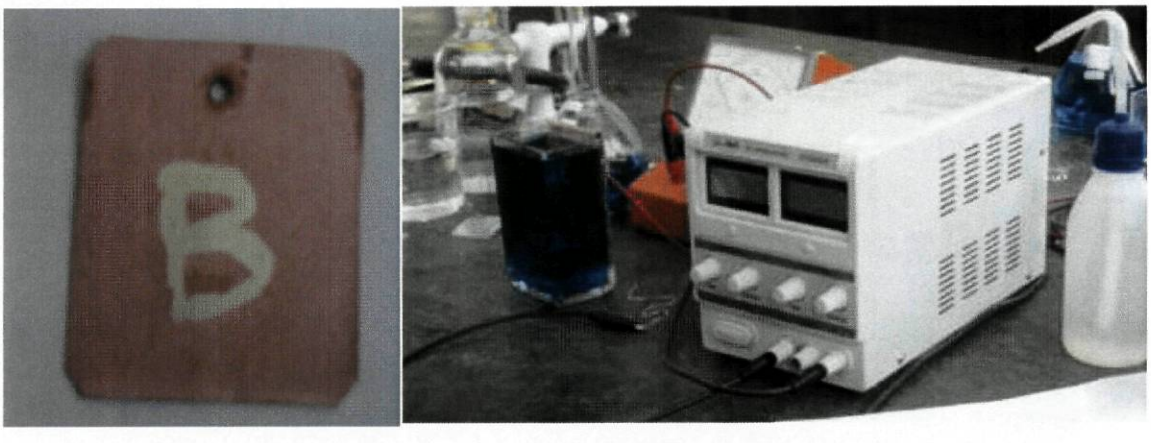


Figura 42 – Aplicação da electrólise na obtenção duma "medalha"

Figura 43 – A alquimia do ouro

Ficaram muitas actividades por desenvolver, por isso, justifica-se manter o projecto aberto para o próximo ano lectivo.

4.4. Recursos disponíveis on-line

Existem muitos recursos na *internet* que podem ser utilizados para explorar estes temas. Os *sites* propostos não foram seleccionados por utilizar o português mas sim pela sua relevância no estudo dos metais.

http://books.nap.edu//html/nses/html/ (visionado em Março de 2007)

Neste *site* temos acesso a todos os conteúdos do *National Science Education Standards* aplicados nos EUA. Alguns dos aspectos estruturados neste trabalho foram encontrados neste livro. Pode também encontrar-se outros recursos relevantes para a educação neste *site*.

http://educa.fc.up.pt/activis.html (visionado em Abril de 2007)

Site da Departamento de Química da Faculdade de Ciências do Porto que propões actividades experimentais para diferentes níveis de ensino mas onde também pode encontrar-se outros recursos de interesse.

http://educar.no.sapo.pt/index.htm (visionado em Dezembro de 2006)

Site de Carlos Fontes que fala sobre o ensino em Portugal, formação de professores, reformas curriculares, insucesso escolar, tecnologias na escola, etc. Muito vasto, embora tenha um cariz pessoal.

http://jchemed.chem.wisc.edu/JCESoft/CCA/CCA0/SAMPMOVS.HTM (visionado em Abril de 2007)

Livraria de vídeos com actividades experimentais de Química oferecidos pelo *Journal of Chemical Education*.

http://nautilus.fis.uc.pt/st2.5/ (visionado em Dezembro de 2006)

Tabela Periódica interactiva e muito completa do programa «Softciências» da Universidade de Coimbra.

http://omsi.edu/visit/chemistry/ (visionado em Janeiro de 2007)

Site educacional que divulga actividades experimentais de interesse, assim como actividades para fazer em casa.

http://serendip.brynmawr.edu/sci_edu/farber/ (visionado em Abril de 2007)

Site americano ligado à ciência e educação, muito criativo, que permite aceder a actividades simples de aprendizagem.

http://webmineral.com/chemical.shtml (visionado em Novembro de 2006)

Tabela Periódica que inclui uma listagem de todos os minerais existentes para cada elemento químico.

http://www.asarco.com/AMDC/making_copper.html (visionado em Abril de 2007)

Empresa do Arizona que explica em pormenor neste *site* o processo de produção de cobre.

http://www.cefic.org/ (visionado em Fevereiro de 2007)

Site europeu que promove a divulgação científica, a investigação e a cooperação entre a indústria e a educação. Nomeadamente, o financiamento da «Ciência interactiva» e as visitas de estudo.

http://www.chemistryandyou.org (visionado em Fevereiro de 2007)

Site promovido pelo Cefic que promove actividades interactivas em várias línguas, incluindo o espanhol. É um recurso com interesse para ser usado pelos alunos.

http://www.electrochem.org/

Site com informação especializada e que permite aceder à revista «Interface» onde se encontram referências deste trabalho.

http://www.gcsescience.com/memschdeal.htm (visionado em Abril de 2007)

Site do Reino Unido que é parcialmente pago e parcialmente gratuito. É bastante útil, mesmo na componente gratuita, desde que domine razoavelmente a língua inglesa.

http://www.chemforlife.org/ (visionado em Fevereiro de 2007)

Site com actividades experimentais interactivas, com interesse para os alunos.

http://www.cienciaviva.pt/home/ (visionado em Maio de 2007)

Página principal do programa que promove a actividade científica nas escolas em Portugal. No concurso Ciência Viva VI, conta o projecto 823, associado a este trabalho.

http://www.copper.org/ (visionado em Abril de 2007)

Site americano com todo o tipo de referências sobre o cobre.

http://www.kennecott.com/about_facts.html (visionado em Abril de 2007)

História completa da maior mina do mundo. Pode aceder-se a toda a informação sobre a produção do cobre e de metais derivados, incluindo os preciosos.

http://www.lawrencehallofscience.org/ChemStudy/ (visionado em Janeiro de 2007)

Associado à Universidade de Berkeley, Califórnia, tem um Museu e recursos *on-line* para professores e alunos. Promove teatros, festivais, cursos. É um *site* generalista com muitos recursos interessantes e utilizáveis.

http://www.mcq.org/roc/ (visionado em Novembro de 2006)

Museu virtual do Canadá sobre minerais e sua exploração. Tem um jogo virtual interessante e fácil de utilizar com animações *flash*. Pode ser igualmente utilizado em inglês e em francês.

http://www.nuffieldcurriculumcentre.org/ (visionado em Março de 2007)

Site institucional que está envolvido nas Reformas Curriculares no Reino Unido desde a primária até ao final do secundário. Analisa as crises da educação no ensino das

ciências e disponibiliza recursos para professores e alunos, incluindo vídeos e actividades experimentais, sem esquecer os aspectos de segurança nas actividades de laboratório.

http://www.planet-science.com/sciteach/start.html (visionado em Abril de 2007)

Recurso com sugestões de actividades para a sala de aula, dedicado a professores.

http://www.practicalchemistry.org/experiments/ (visionado em Abril de 2007)

Um site europeu com muitos recursos de interesse. Utiliza apenas a língua inglesa mas tem recursos para o professor em diversas áreas. A sua actualização é constante e os professores são convidados a participarem com as suas contribuições pessoais.

http://www.riotinto.com/library/376_video_library.asp (visionado em Março de 2007)

Evidentemente, uma livraria de vídeos da empresa Rio Tinto. Apesar de ser vocacionada para os negócio, alguns podem ser utilizados na escola.

http://www.rsc.org/Education/CERP/index.asp (visionado em Dezembro de 2006)

Revista *on-line* da Royal Society Chemistry.

http://www.rsc.org/Publishing/ChemScience/index.asp (visionado em Maio de 2007)

Publicação *on-line* de artigos actuais sobre diversos temas que nos preocupam no dia a dia e que estão a ser investigados.

http://www.world-aluminium.org/ (visionado em Abril de 2007)

Site do *International Aluminium Institute* que dá todos os factos relevantes sobre o alumínio.

http://www.york.ac.uk/org/seg/salters/chemistry/ (visionado em Novembro de 2006)

O *site* onde se desenvolvem as actividades do *Salters* desde o seu conceito e conteúdos até recursos disponíveis para uso dos professores que leccionem estes temas. Além disso, promove a participação dos professores com contributos de exploração destes temas e atribuição de prémios pelo trabalho desenvolvido.

CAPÍTULO V

5. **Aspectos Finais** 	5.1. Conclusões 5.2. Recomendações e Sugestões

5. Aspectos Finais

O tema deste trabalho insere-se num currículo de Química do secundário que pretende a mudança no modo de actuar na relação ensino / aprendizagem. Essa mudança é necessária pois verificou-se que, em geral, os alunos não escolhem a Química por gostarem. Tem de se promover a mudança que pode começar em actividades de divulgação mas que só é real se a mudança ocorrer também na sala de aula.

A aplicação desta reforma nas escolas teve um efeito devastador no ensino da Química. Na Escola Secundária Alexandre Herculano, de uma previsão de 200 alunos no 11º ano do tecnológico e 12º ano, no início do ano lectivo de 2005/06 ficamos com 40 alunos. As repercussões desta mudança devem levar a uma profunda reflexão que poderá ser aprofundada no futuro.

A acção do professor é fundamental, a sua actividade deve ser reflectida e é para isso que deve servir a sua avaliação. No entanto, pode ter o efeito errado se ficar dependente de pressões externas. Alguns caminhos foram aqui apontados.

5.1. Conclusões

A abordagem do tema Metais e Ligas metálicas segundo uma perspectiva aplicada à indústria é uma opção com interesse no 12º ano mas também no 11ºB. Os aspectos práticos são os que mais se salientam deste trabalho.

Foram estudadas actividades de exploração, isto é, sobre as quais já existe literatura mas que não fazem parte das actividades prevista nos programas do secundário. Apesar disso, foram, na sua maioria testadas para determinar a sua exequibilidade e a necessidade de fazer alguns ajustamentos.

Os trabalhos com a célula de Hull permitem obter bons resultados no estudo dos processos de electrólise, fazendo a ligação a aspectos práticos da sua exploração e, também, à actividade industrial. A sua implementação no laboratório não seguiu uma metodologia muito rigorosa no controle das variáveis pois o seu objectivo é apenas o de usar como recurso pedagógico.

Pudemos concluir que há diferença nos resultados, entre a primeira e a segunda célula utilizada, sendo melhores os resultados da segunda. A vantagem está no facto de se ter construído uma base menor com 3cm, em vez dos 1,5cm da anterior. Exemplo desse facto é a diferença de resultados entre os ensaios A e B.

Os eléctrodos não tinham o mesmo tamanho, mas é assim mesmo que está previsto. Foram utilizados como cátodo umas vezes um e outras vezes o outro mas isso não parece ter-se reflectido, de algum modo nos resultados. Porém, teria sido mais correcto utilizar apenas o mais largo como cátodo pois é o que torna as variações do depósito mais distribuídas, por isso, mais visíveis. Isto permite questionar quais as variáveis que na célula afectam o depósito. Principalmente, detectar o efeito da queda óhmica na solução e a sua variação com a distância..

Quanto às soluções utilizadas, embora se verifique que o transporte de cobre ocorre, como previsto, em soluções de sulfato de cobre diluído, a verdade é que os resultados obtidos no cátodo não têm um aspecto apelativo, indispensável para quem faz este trabalho em termos industriais e também na escola, pois devemos mostrar o mesmo tipo de preocupação com os alunos, o que torna a química mais "real".

A utilização da electrólise ácida segue os parâmetros definidos por Pletcher (1997), dá muito bons resultados, mas a concentração e o tipo de aditivos da electrodeposição não estão bem estabelecidos na literatura disponível, por isso, só se recomenda o uso da tioureia a 8ppm. Valores significativamente maiores produzem depósito de enxofre.

A limpeza mecânica e química dos eléctrodos é fundamental. Se o cátodo for riscado no processo ou se tiver manchas, elas vão aparecer bem vincadas no resultado. Também é necessário ter cuidado com a superfície onde se limpa mecanicamente os eléctrodos, para não a riscar.

Todos os resultados são explicáveis e estimulamos a sua exploração com os alunos. O resultado pode não ser a explicação directa de um conteúdo científico mas os aspectos ligados à sua aplicação são também de salientar e, neste nível de ensino, é importante que se explorem.

5.2. Recomendações e Sugestões

Todas as actividades experimentais devem ser previamente testadas pois, como é sabido, as condições reais de ensaio podem levar a resultados muito diferentes. Não se pode descurar os aspectos de segurança citados pois essa é a responsabilidade do professor.

Ficou por explorar a aplicação destas actividades com alunos e o estudo do seu impacto. O interesse da escola é evidente, pode ser uma forma de reflexão, de promover a mudança de atitudes e um processo de mudança na atitude da escola que não tem de seguir apenas as recomendações do Ministério mas pode fazer a sua própria investigação.

Os protocolos só são realmente testados na prática pelo que deverão ser alterados com o tempo. Há sempre algo mais a acrescentar, novas questões a colocar. O estudo sistemático das variáveis pode trazer novas conclusões.

As actividades de campo, como as Visitas de Estudo, podem sugerir novos trabalhos de investigação e são essenciais para produzir uma aprendizagem *CTS*. Ficam algumas sugestões de trabalho mas faltou a realização das actividades. A sua implementação exige uma boa preparação para obter resultados de trabalho.

Outro percurso alternativo que traz um trabalho de campo interessante seria focar a aprendizagem segundo os ciclos de reciclagem com Visitas de Trabalho e trazendo actividades novas para o laboratório. Será uma sugestão de evolução neste tema.

Foram também analisadas algumas actividades de natureza interactiva, envolvendo o uso da *Internet*. São recursos com muito interesse para desenvolver como preparação dos trabalhos dos alunos ou como complemento das actividades. Permitem integrar alguma formação de outras disciplinas e melhorar a capacidade de comunicar. A lista de *sites* disponível neste trabalho refere algumas actividades com os alunos mas tem, sobretudo, informação de interesse para os professores. O seu uso deve ser feito com o cuidado necessário, de modo a não sobrepor-se à experimentação, onde melhor se pode desenvolver as competências que caracterizam um químico.

A Electroquímica revela-se uma ciência centralizadora de diferentes áreas da ciência e podemos verificar que esse é um bom processo de fazer uma aprendizagem transversal, com o contributo das várias ciências.

6. Bibliografia

Atkins (2001), P., Jones, L.; *Princípios de Química, questionando a vida moderna e o meio ambiente,* trad. Ignez Caracelli ... [et al.]; Porto Alegre; Bookman.

Burton, G., ... [et al] (2000); *Chemical Storylines*; Salters Advanced Chemistry; 2nd edition; Heinemann; Oxford.

Burton, G., ... [et al] (1994); *Chemical Ideas*; Salters Advanced Chemistry; 1st edition; Heinemann; Oxford.

Burton, G., ... [et al] (1994); *Teacher's Guide*; Salters Advanced Chemistry; 1st edition; Heinemann; Oxford.

Burton, G., ... [et al] (2000); *Activities ε Assessment Pack*; Salters Advanced Chemistry; 1st edition; Heinemann; Oxford.

Crow, D. R. (1979), *Principles and Applications of Electrochemistry*, 2nd ed., Chapman & Hall, London.

Galvão, C., P. Reis, A. Freire, T. Oliveira (2006); *Avaliação de Competências em Ciências*, Asa Editores, Porto.

Gunstone, R.F. (1991); *Constructivism and metacognition: Theoretical issues and classroom studies*; In R. Duit, F. Goldberg, & H. Neidderer (Eds.), «Research in Physics learning -Theoretical issues and empirical studies»; Keil, Germany.

Jeffrey, Bassett, Mendham, Denney (1989), *Vogel, Análise Química Quantitativa*, tradução de Horácio Macedo, LCT Ed. SA, Rio de Janeiro, 1992.

Leite, L. (2001); *Contributos para uma utilização mais fundamentada do trabalho laboratorial no ensino das ciências;* «Cadernos didácticos de ciências»*;* Fevereiro...[et al.]; org. Helena Valdeira Caetano, Maria Graça Santos, vol. 1, Lisboa, Ministério da Educação, Departamento do Ensino Secundário.

Marques, R. (1999); *Modelos Pedagógicos Actuais*, Plátano Editora, Braga.

Martins, I., ... [et al] (2004); *Programa de Química 12º Ano*; GAVE.

Martins, I., ... [et al] (2003); *Programa de Física e Química B 11º Ano, Cursos Tecnológicos*; GAVE.

Pedrosa (1999), M. A., Luis Dourado, *Trabalho Prático Experimental*; «Concepção e Concretização das Acções de Formação – Ensino Experimental das Ciências» Vol. 1 Lisboa, Ministério da Educação, Departamento do Ensino Secundário.

Perrenoud P. (1997), *Construire des Compétences dès l'école*; Paris, ESF; disponível no *site*: http://www.unige.ch/fapse/SSE/teachers/perrenoud/php_main/textes.html.

Mateus, A., ... [et al.] (1999), *Concepção e Concretização das Acções de Formação – Ensino Experimental das Ciências,* org. por L. G. P. Dourado, M. J. C. Freitas, 2 v., Ministério da Educação, Departamento do Ensino Secundário. Lisboa.

National Science Educational Standards, National Academy Press, Washington, 1996; disponível em http://books.nap.edu//html/nses/html/.

Pletcher, D., F. C. Walsh (1993), *Industrial Electrochemistry*, 2nd ed., Blackie Academic & Profession, Chapman & Hall, Glasgow.

Rodrigues (1999), F. ...[et al]; *Riscos dos Processos de Electrodeposição*, IDICT Lisboa.

Summerlin, L. R., J. L. Ealy, Jr.(1993), *Demonstrações de Química, um livro de consulta para Professores*, Sociedade Portuguesa de Química e Instituto de Inovação Educacional, Lisboa.

Tyler, R. (1949), *Basic Principles of Curriculum and Instruction*, Syllabus, Chicago.

Revistas

Chang (2006), J. H., C. A. Huang, F. J. Hsu, *The Electrocrystallization Behavior of the Copper Deposit Plated in Sulfuric Acid Bath with Various Concentrations of Thiourea and Chloride Ions,* Chang Gung University, Taiwan, disponível em http://www.ecsdl.org/

Fontes, A., Alexandra Cardoso (2006); *Formação de professores de acordo com a abordagem Ciência/Tecnologia/Sociedade*, Revista Electrónica de Enseñanza de las Ciencias Vol. 5 N.º 1, disponível em http://www.saum.uvigo.es/reec

Gardiner, L. F. (1998); *Why We Must Change: The Research Evidence, Thought & Action*, The NEA Higher Education Journal; Honolulu Community College.

Martins, I. P. (2002); *Problemas e perspectivas sobre a integração CTS no sistema educativo portugués*, Revista Electrónica de Enseñanza de las Ciencias Vol. 1 N.º 1, Aveiro, disponível em http://www.saum.uvigo.es/reec.

Matos, M. Laura, M. Arminda Pedrosa y J. M. Canavarro (2002); *Interrelações CTS e aprendizagens significativas em química: Recursos para uma intervenção*

Posada, J. (2002), *Memoria, cambio conceptual y aprendizaje de las ciencias, Revista Electrónica de Enseñanza de las Ciencias Vol. 1 Nº 2,* Málaga, disponível em http://www.saum.uvigo.es/reec.

Wood, C. (2006); *The development of creative problem solving in chemistry*, Centre for Science Education, University of Glasgow, «Chemistry Education Research and Practice», Journal The Royal Society of Chemistry; disponível em http://www.rsc.org/Education/CERP/index.asp.

ANEXOS

6. **Anexos**

6.1. Alquimia do Ouro
6.2. Propriedades dos Metais
6.3. Tratamentos Térmicos
6.4. Rasgar uma lata de Alumínio
6.5. Uma electrólise Colorida
6.6. Electrólise do Cloreto de Zinco
6.7. Anodização do Alumínio
6.8. Purificação Electrolítica do Cobre
6.9. As Minas em Portugal
6.10. Visita a uma Galvanoplastia

INTRODUÇÃO À ALQUIMIA

HISTÓRIA

A Alquimia precedeu a química moderna. Começou no Egipto, Pérsia e Mesopotamia. Há registos de alquimistas na Alexandria cerca de 300 a.C. Daí espalhou-se pela Índia, China e Europa. Os Alquimistas fizeram muitas descobertas importantes e desenvolveram equipamento e procedimentos que ainda se usam hoje. Eles contribuíram em metalurgia, tintas, produção de vidro e medicina. Os seus trabalhos avançaram o nosso conhecimento do mundo físico.

Na Idade Média, os alquimistas da corte trabalharam na *transmutação* de metais básicos em ouro para encher de riquezas os seus patrocinadores. Era frequente conduzirem as suas experiências em segredo e faziam os registos usando símbolos para representar os ingredientes químicos. Em resultado disso, a alquimia é muitas vezes confundida com misticismo, magia ou fraude.

OBJECTIVO: Tal como os alquimistas, o nosso objectivo é fazer ouro a partir de metais vulgares. Porém, vamos actualizar os equipamentos e as técnicas.

REAGENTES/EQUIPAMENTO: placa de aquecimento, tenazes, cristalizador ou gobelé de 400mL, moeda de cobre, hidróxido de sódio [NaOH], água

****

PARTE I

Primeira tentativa de Transmutação

PROCEDIMENTO:

1. Coloque uma solução de hidróxido de sódio 6mol/L no cristalizador com a profundidade de cerca de uns 2,5 centímetros.
2. Adicione 5g de zinco em pó. Também pode ser granulado mas a reacção poderá ser menos eficaz.
3. Usando tenazes, adicione várias moedas limpas. Não permita a sobreposição das moedas. [as moedas devem ser limpas com esfregão verde ou usando sal e vinagre].
4. Aqueça gentilmente até o líquido estar quase a ferver. Mantenha esta temperatura por 3-4 minutos. Não deve entrar em ebulição se não dispõe de uma hotte.
5. Use tenazes para remover as moedas e enxagúe completamente para remover o hidróxido de sódio. Absorva com toalhetes de papel mas não esfregue.
6. Examine as moedas e registe as suas observações.

Observações _____

****

PARTE II

Transmutação: Tente, tente de novo

PROCEDIMENTO:

1.Coloque a moeda que obteve na parte I sobre a placa de aquecimento. Retirar do calor imediatamente, assim que muda de cor. Lave com água e seque com um toalhete.

2. Deixe a moeda arrefecer e registe o que observou.

_____

_____

RELAÇÃO CIENTÍFICA

Hipóteses:

O metal base foi transmutado em ouro.

O ouro não pode ser produzido por este método.

Juntar dados & pesquisa bibliográfica:

1. Quais as propriedades físicas do ouro?

cor _____ dureza _____ solubilidade _____ densidade _____ condutividade calor _____ condutividade eléctrica _____ ponto de fusão _____

Outras propriedades únicas _____

2. Quais as propriedades químicas do ouro?

massa _____ reactividade _____ número atómico _____ massa atómica ____

REACÇÕES com:

Oxigénio

Ácidos

Bases

3. Que metal ou metais são usados para fazer as moedas?

4. O que é uma liga?

5. Dê o nome de pelo duas ligas comuns e diga a sua composição.

Nome da liga _____ composição _____

_____ _____

CONCLUSÕES:

Escreva um texto para defender a sua escolha das hipóteses. Deve combinar a informação acerca das propriedades conhecidas do ouro, moedas e ligas, com a observação experimental para apoiar a sua hipótese.

Pode sugerir mais experiências que poderia ou gostaria de fazer para provar a sua hipótese. Não execute qualquer experiência sem aprovação prévia do professor.

Procedimento de Segurança

Não deitar os resíduos de zinco no lixo. Quando seca, o zinco pode-se incendiar espontaneamente. Lavar o pó com água e adicionar ácido sulfúrico 1mol/L. Depois de dissolvido pode ser eliminado na canalização. Se usar zinco granulado, este pode ser guardado para novos usos.

PROPRIEDADES DOS METAIS

TEORIA:

Entre as propriedades de todos os metais está a maleabilidade e a ductilidade. Estas propriedades tornam os metais muito úteis para nós. Os metais podem ser moldados ou estrudidos em fio. Mas estas mesmas propriedades, às vezes limitam a vida útil de um produto metálico.

A força de tensão de um material é a quantidade de peso que ele pode suportar sem quebrar. Quando um metal suporta um peso por um certo período de tempo, vai elongar. Isto chama-se *encruamento*.

Esta experiência vai levar vários dias a completar. Este procedimento pode ser ajustado segundo a viabilidade do espaço, tempo e materiais.

OBJECTIVO: Determinar a força de tensão e encruamento em três metais comuns.

REAGENTES/EQUIPAMENTO: alumínio, cobre, e ferro, em arame do mesmo diâmetro [calibre], tijolos ou pequenos blocos de cimento, blocos de madeira 2 x 4, cadeiras.

PROCEDIMENTO:

1. Amarre um dos fios a dois ou mais tijolos, ou a um bloco de cimento. Repita o procedimento a cada um dos metais testados, usando o mesmo número de tijolos ou bloco para cada fio.
2. Amarre o bloco de madeira 2x4 entre as costas de duas cadeiras que estejam separadas cerca de um metro.
3. Suspenda os fios no bloco de madeira de modo a que os blocos fiquem suspensos exactamente a sessenta centímetros da madeira.
4. Coloque uma fita adesiva em cada fio exactamente a 15 centímetros do topo. Colocar outra fita adesiva exactamente a 30 centímetros abaixo da anterior.
5. Meça e registe a distância entre cada fita cada 24 horas durante vários dias.

****

DADOS

METAL	INÍCIO	DIA 1	DIA 2	DIA 3	ESTIRAMENTO
Al	30cm	.			
Cu	30cm	.			
Fe	30cm	.			

****

Faça um gráfico com os dias no eixo horizontal e o estiramento no eixo vertical. Usar diferentes cores para cada um dos metais.

RELAÇÃO CIENTÍFICA

1. Qual dos arames teve maior estiramento?
2. Qual dos arames irá quebrar primeiro?
3. Usando a previsão do gráfico, quanto tempo levará o bloco ou os tijolos que seguram os arames de alumínio, cobre, e ferro a atingir o chão assumindo que o arame não rebenta antes?

   Al **Cu** **Fe**

4. Será de prever que a taxa de estiramento por dia irá aumentar, diminuir, ou ser constante por um longo período de tempo? Explicar a resposta com base no gráfico.
5. Com o tempo, os fios amarrados entre as duas pontas começam a ceder. Porquê?
6. Dos três metais testados, o cobre é o melhor condutor de electricidade. As empresas eléctricas constróem enormes torres para suportar cabos de alta tensão que levam a electricidade a grandes distâncias. Que tipo de fio é utilizado neste transporte e porquê?
7. Que tipo de arame é utilizado pela Empresa Eléctrica para transportar energia para a nossa vizinhança e porquê?
8. Escreva um procedimento que para ser executável de modo seguro na sala de aula para testar a força de tensão de cada tipo de arame.

EXTRA

9. Repetir este procedimento utilizando um dos três metais mas desta vez com diferente número de tijolos. Determinar como varia a taxa de estiramento.

PODERÁ MELHORAR-SE AS PROPRIEDADES DO METAL?

TEORIA:

Os metais são usados para diferentes aplicações. Há duzentos anos atrás, o ferreiro produzia pregos, martelos, aros de rodas, facas, e ferraduras a partir do mesmo metal. Nalgumas aplicações, o metal deve ser capaz de dobrar facilmente sem quebrar, noutros casos o metal deve resistir a ser dobrado. Hoje os metalurgistas podem produzir estes resultados pelo uso de diferentes metais, ligando metais, aquecendo e tratando metais. A substituição por um metal diferente ou o uso de uma liga especial é, com frequência dispendioso. Portanto o tratamento por calor dum metal comum é frequentemente o método com melhor eficiência de custo na produção dum metal que tem as propriedades requeridas para as aplicações específicas. A maioria dos metais responde ao tratamento por calor, mas os tratamento térmicos são únicos para diferentes metais.

Os estudantes podem trabalhar apenas com um ou dois metais se o trabalho de laboratório for de um só dia.

OBJECTIVO: Determinar os efeitos de recozer, temperar e revenir nos metais.

REAGENTES/EQUIPAMENTO: bico de Bunsen, tenazes, alicates, gobelé, ganchos do cabelo, alfinetes de ama, clips, um fio de aço.

PROCEDIMENTO:

CONTROLE

1. Endireite um gancho de cabelo e determine o número de dobragens necessárias para quebrar em dois. Registe os dados no seu caderno. Repita isto mais duas vezes.

AUSTENIR

2. Aqueça o gancho de cabelo ao rubro segurando-o à chama com uma tenaz. Deve permanecer rubro por trinta segundos. Então, levantá-lo a direito até ficar 30 centímetros acima da chama. Deixar a peça arrefecer gradualmente durante cerca de três minutos. Este processo de forte aquecimento e lento arrefecimento é chamado de ***Recozimento***.
3. Depois de arrefecido, dobre para a frente e para trás até quebrar e registe o número de vezes que fez isso até quebrar o metal.
4. Repita estes passos mais duas vezes.

TEMPERA

5. Pegue num gancho de cabelo e aqueça ao rubro. Quando estiver bem rubro, coloque imediatamente num gobelé com água. Este processo de forte aquecimento e rápido arrefecimento é designado ***Tempera***.
6. Dobre o gancho até quebrar e registe o número de vezes que precisou dobrar para quebrar.
7. Repita este processo mais duas vezes.

REVENIMENTO

8. Aqueça um gancho de cabelo ao rubro e mantenha o aquecimento por mais trinta segundos. Coloque então num gobelé com água. Reaqueça o gancho até obter o ***vermelho escuro*** e remova gradualmente da chama tal como fez no processo de recozimento. Este processo de forte aquecimento, rápido arrefecimento, forte aquecimento e lento arrefecimento é chamado de ***Revenimento***.
9. Dobre o gancho e determine o número de dobras necessárias para partir o gancho.
10. Repita o processo mais duas vezes.

Repita este procedimento para outros metais disponíveis.

DADOS

Número de ligações para quebrar:

Amostra	NÃO TRATADA	AUSTENIDO	TEMPERADO	REVENIDO
_____	_____	_____	_____	_____
_____	_____	_____	_____	_____
_____	_____	_____	_____	_____
média	_____	_____	_____	_____
_____	_____	_____	_____	_____
_____	_____	_____	_____	_____
_____	_____	_____	_____	_____
média	_____	_____	_____	_____
_____	_____	_____	_____	_____
_____	_____	_____	_____	_____
_____	_____	_____	_____	_____
média	_____	_____	_____	_____

****

RELAÇÃO CIENTÍFICA:

1. Quais os efeitos do recozimento?

2. Quais os efeitos da têmpera?

3. Quais os efeitos do revenimento?

4. Que tipo de tratamento se deve dar a uma lâmina de cirurgião?

5. Que tipo de tratamento se deve usar nos metais utilizados para fazer arame?

6. Que tipo de tratamento se usa nos ganchos de mola?

7. Que tipo de tratamento produz o metal mais duro? [Sugestão: Para responder a esta questão correctamente, deve definir primeiro a palavra "duro" em termos operacionais.]

8. Que tipo de tratamento produz o metal mais forte? [Sugestão: Para responder correctamente, deve definir a palavra "forte" em termos operacionais.]

EXTRA:

9. Usando bibliografia ou Internet, descubra as temperaturas de tratamento por calor para outros metais comuns tal como alumínio.

10. Explique o significado da afirmação seguinte:

" A MAN IS LIKE STEEL,
WHEN HE LOSES HIS TEMPER,
HE IS WORTHLESS."

COMO RASGAR ALUMÍNIO NUMA LATA DE REFRIGERANTE

TEORIA:

As latas de alumínio para bebidas começaram a ser usadas no princípio da década de 70. Actualmente são usadas, anualmente, mais de 2 milhões de toneladas de alumínio em latas de alumínio.

O alumínio é apropriado para a utilização em latas para bebidas: o material é inodoro, não é tóxico, é leve e não apresenta sabor. Além disso, é um bom condutor térmico, pelo que as latas de alumínio podem ser arrefecidas rapidamente.

O fino revestimento de plástico no interior das latas, assim como a tinta na parte exterior, impedem a formação de óxido de alumínio.

A durabilidade das latas de alumínio deu origem a um problema ambiental de poluição. Eliminam-se, anualmente, mais de 4 milhões de toneladas deste metal, proveniente de latas, de papel de alumínio, ou de recipientes. Felizmente, a maior parte do alumínio é reciclada.

OBJECTIVO: Observar a reactividade do alumínio e perceber o seu uso como recipiente de alimentos assim como a necessidade de se reciclar.

REAGENTES/ EQUIPAMENTO:

Latas de refrigerante

Lima triangular

Solução de cloreto de cobre 1,0mol.dm^{-3}

Gobelé 400mL

PROCEDIMENTO:

Insira uma lima triangular através da abertura duma lata de refrigerante vazia. Com um movimento circular suave, raspe cuidadosamente a fina camada de plástico que reveste o interior da lata. Continue até ter terminado de raspar completamente uma circunferência.

Encha a lata com uma solução de cloreto de cobre.

Deite fora a solução, 3 a 5 minutos depois e lave a lata.

Segure com as duas mãos as partes superior e inferior da lata e puxe as duas metades, afastando-as com um movimento de torção rápido.

****

OBSERVAÇÕES:

Repare nos depósitos de cobre que se formam nos bordos das duas metades, quando se separam. Se se tiver derramado cloreto de cobre na parte superior da lata, também haverá aí um depósito de cobre.

RELAÇÃO CIENTÍFICA:

1. O que é que se oxidou nesta demonstração? E o que é que se reduziu?

2. Quais são as propriedades do alumínio que o tornam um material apropriado para conter comida?

3. Como é que o alumínio é preparado comercialmente?

ELECTRÓLISE COLORIDA

TEORIA:

A electrólise é realizada em células electrolíticas. Os dois eléctrodos estão no mesmo compartimento e há só um tipo de electrólito. O fornecimento de energia exterior movimenta os electrões numa direcção determinada. Em geral:

catiões + electrões $\rightarrow$ átomos (redução)

aniões $\rightarrow$ átomos (oxidação) + electrões

Para conseguir a reacção não-espontânea devemos aplicar uma diferença de potencial externa.

Notas do Professor:

É uma introdução interessante à electrólise do sal (solução de cloreto de sódio). Os estudantes usam o Indicador Universal para ajudar a observar o que vai acontecendo durante a reacção. Esta experiência funciona bem se os estudantes são orientados nas observações de modo a tentarem responder por eles mesmos àquilo que pensam que está a acontecer.

Se não dispuser de suportes de eléctrodos, use outro suporte que seja adequado mas não coloque rolhas pois os produtos são gases.

Se não tiver água destilada, pode usar água da torneira, embora possa afectar a produção das cores, especialmente se vive numa zona de água dura.

Segurança: os produtos produzidos nesta reacção são mais perigosos que os reagentes. O hidrogénio é extremamente inflamável, o cloro é tóxico e perigoso para o ambiente, pode ser um problema para os alunos asmáticos. Se forem tomadas as devidas precauções, vai-se formar muito pouco cloro. O hidróxido de sódio é corrosivo. Assegure-se de que os alunos usam protecção ocular, especialmente quando limpam o. Assegure-se de que a corrente é desligada assim que o cloro é detectado.

REAGENTES / EQUIPAMENTO

Cada grupo de trabalho deve ter:

Eléctrodos de carbono e suportes , 2 de cada

Tubo em forma de U

Suporte, nozes e garras

Fios de ligação, 2

Bateria

Gobelé (100mL)

Espátula

Vareta de vidro

Os estudantes devem ter acesso a:

Cloreto de sódio (sal)

Indicador Universal

Água destilada

Protecção ocular

Notas Técnicas

O hidrogénio é altamente inflamável. O cloro é tóxico, perigoso para o ambiente.

O hidróxido de sódio é corrosivo.

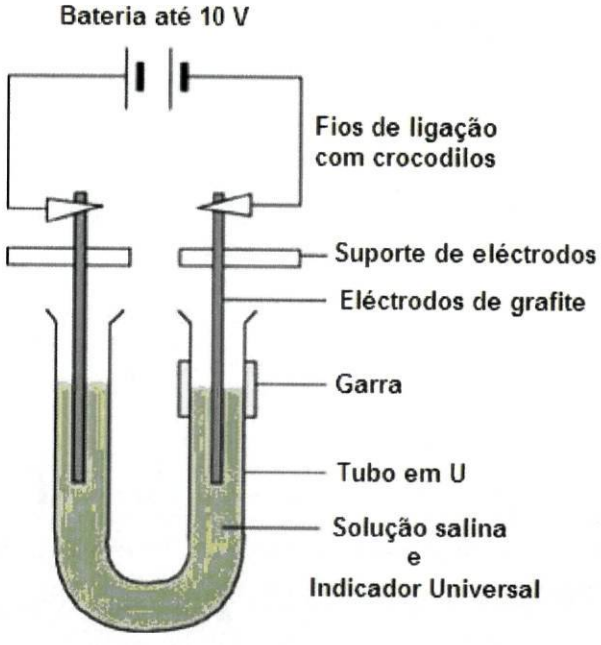


Figura 44 – Electrólise do cloreto de sódio

PROCEDIMENTO:

Pôr cerca de 75 cm^3 de água destilada num gobelé. Adicione 2 espátulas cheias de cloreto de sódio.

Agite o sal até dissolver. Adicione então várias gotas de solução de Indicador Universal. Agite bem. Precise de indicador suficiente para a água ficar com uma cor verde evidente.

Verta a solução salina colorida no tubo em forma de U e coloque as garras como mostra o diagrama.

Lave os eléctrodos de carbono cuidadosamente com água destilada e fixe-os de modo a que entre cerca de 3cm do eléctrodo em cada lado do tubo em U – ver diagrama. Isto faz-se melhor com suportes de eléctrodos.

Coloque os fios de ligação à bateria e escolha 10V.

Ligue a corrente e observe de perto o que acontece. Pode ajudar se colocar uma folha de papel branco atrás do tubo em U. Verifique que o tubo em U fica completamente imóvel durante a experiência.

Desligue a corrente assim que notar qualquer mudança no eléctrodo positivo, ou quando cheirar a 'lixívia, piscina'. Isto demora provavelmente menos de 5 minutos.

RELAÇÃO CIENTÍFICA:

1. Identifique o cátodo e o ânodo desta experiência.

2. O que é que se oxidou nesta experiência? E o que é que se reduziu?

3. Qual o significado da mudança de cor?

Notas e dicas adicionais para o ensino:

Esta experiência é uma interessante introdução à electrólise dum sal. Os alunos devem tentar mesmo explicar sozinhos o que acontece. Poderia seguir-se a visita duma electrólise numa indústria. (Ver Visitas de Estudo, 4.2.)

Os estudantes devem notar a formação de gás em cada eléctrodo. No eléctrodo positivo, o indicador vira vermelho inicialmente e é lixiviado a incolor. Isto indica a presença do cloro. No eléctrodo negativo, o indicador vira carmim. A restante solução continua verde.

O produto no eléctrodo negativo é hidrogénio. Isto pode ser difícil de entender para os estudantes.

Alguma da água vai ionizar, isto é, forma iões hidrogénio (H^+) e hidróxido (OH^-).

Quando o cloreto de sódio é dissolvido em água, os iões que formam o sólido iónico são separados. Isto significa que há realmente 4 iões presentes na solução: H^+, OH^-, Na^+ e Cl^-.

Os iões negativos são atraídos para o eléctrodo positivo. Os iões cloreto são oxidados a cloro, de preferência aos iões hidróxido. Esses ficam na solução.

No eléctrodo negativo, os iões hidrogénio são reduzidos, produzindo o gás hidrogénio, de preferência aos iões sódio. Estes também ficam na solução. Então fica a solução de hidróxido de sódio. Este é o motivo do aparecimento da cor carmim no eléctrodo negativo.

Se demorar mais tempo, a cor verde acaba por desaparecer de toda a solução, devido aos fenómenos de difusão.

Equações:

$$2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2 \text{ [eléctrodo negativo, cátodo]}$$

$$2Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2e^- \text{ [eléctrodo positivo, ânodo]}$$

ELECTRÓLISE DO CLORETO DE ZINCO

OBJECTIVO: Demonstrar que um sal iónico irá conduzir electricidade quando fundido mas não quando sólido. Usa-se o cloreto de zinco **porque** funde à temperatura obtida no bico de Bunsen.

Notas ao Professor:

A electrólise do cloreto de zinco deve realizar-se numa hotte. O cloro produzido no eléctrodo positivo é Tóxico e Perigoso para o ambiente.

O cloreto de zinco é uma alternativa segura ao brometo de chumbo para demonstrar a electrólise de sais fundidos. O brometo de chumbo decompõe-se nos seus elementos só por aquecimento, sem necessitar de electricidade. A electrólise do brometo de chumbo deve ser realizada na hotte.

Há alguns períodos longos de espera, incluindo pelo menos 15 minutos para a electrólise ocorrer. Orientar os estudantes na observação da experiência. Eles notarão em que eléctrodo se formam as bolhas mas ***devem*** evitar cheirar o aroma de lixívia (ter atenção que muitos estudantes são asmáticos). Devem poder ver os cristais de zinco à volta do eléctrodo negativo.

REAGENTES / EQUIPAMENTO:

Protecção ocular e Hotte
Fonte de energia de baixa voltagem (0-12V)
Eléctrodos de grafite, 2, colocados num suporte de eléctrodos
Amperímetro/ou lâmpada
Teste de circuito (opcional)
Bico de Bunsen, tripé e base de aquecimento
Triângulo de porcelana
Célula de electrólise
Amperímetro e fios de ligação
Espátula de metal e Tenazes
Gobelé de plástico
Papel de filtro e funil
Papel Indicador e/ou papel com sal orgânico de iodo
Cloreto de zinco sólido (corrosivo, perigoso para o ambiente)
Água destilada

Notas técnicas

O cloreto de zinco é corrosivo, perigoso para o ambiente.

O cloro é tóxico, perigoso para o ambiente.

Ver diagrama abaixo.

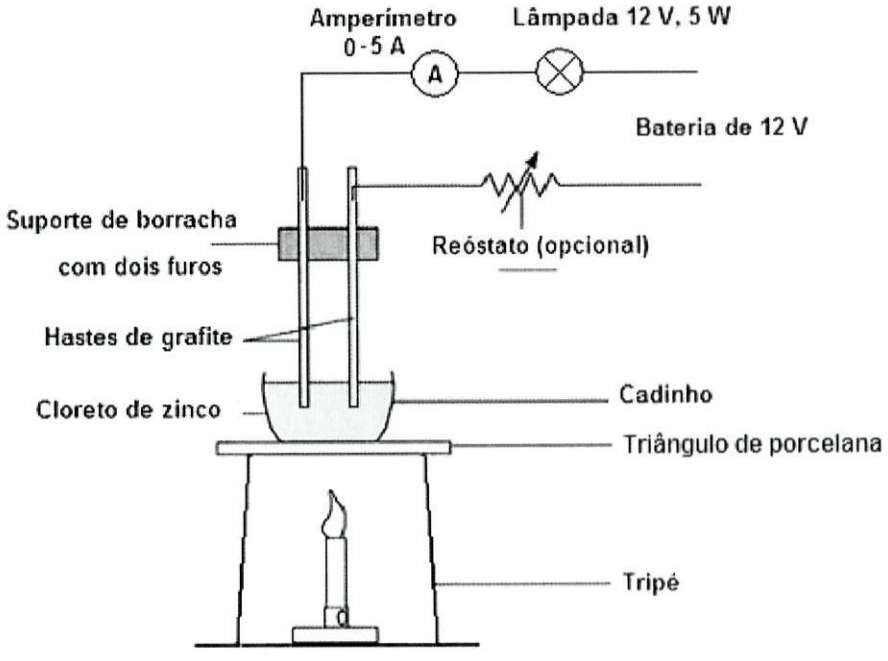


Figura 45 – Electrólise do cloreto de zinco

PROCEDIMENTO:

Preparar a electrólise

a. Coloque uma base resistente ao calor, o tripé, bico de Bunsen e triângulo de porcelana. Pôr o cadinho sobre o triângulo de porcelana, assegure-se que está bem equilibrado e não irá cair.

b. Monte o circuito eléctrico com a bateria, amperímetro e/ou lâmpada e eléctrodos em série. Corte o circuito nos eléctrodos com uma chave ou espátula de metal. Isto permite verificar a sua operacionalidade e segurança.

c. Fixe os eléctrodos de modo a que quase toam no fundo do cadinho mas não se tocam.

d. Encha o cadinho até cerca de 5mm do topo com cloreto de zinco em pó. À medida que funde, o sólido vai reduzir-se em volume à medida que o ar escapa e é importante que o nível do sal fundido não baixe do nível inferior dos eléctrodos. Assegure-se de que os fios estão afastados da chama de Bunsen. Pode ajudar se usar eléctrodos compridos.

Observar que o cloreto de zinco sólido não conduz electricidade

a. Comece a aquecer o cadinho com uma chama baixa ou média. Observe os fios e o suporte dos eléctrodos, para verificar se não estão sobreaquecidos.

b. O cloreto de zinco leva cerca de 3 ou 4 minutos a fundir. Pode ser tentador usar uma chama intensa para acelerar a fusão, mas se o fizer vai produzir uma crosta sobre o topo. Isto pode fazer com que os alunos não consigam observar o que acontece e o líquido pode entrar em ebulição.

c. A medida que o sal funde, a lâmpada acende-se e/ou o amperímetro dará uma leitura. Desligue o bico de Bunsen neste ponto. Haverá algum efeito de aquecimento da corrente eléctrica que pode ser suficiente para manter o cloreto de zinco em fundido (como na electrólise industrial do óxido de alumínio).

d. A bolhas de gás serão visíveis no eléctrodo positivo. O gás pode ser confirmado como cloro segurando um papel indicador húmido perto das bolhas – pode ficar vermelho com as pontas descoradas. Um teste mais convincente é feito com papel de sal orgânico de iodo que vira negro. Também é possível ver a formação de cristais de zinco no eléctrodo negativo. Pode formar uma ponte entre os eléctrodos, encurtado de facto a distância.

e. A electrólise do sal fundente demora cerca de 15 minutos, com a corrente ajustada para cerca de 0,5A. Verifique com frequência que a corrente se mantenha constante pois tem tendência a aumentar lentamente.

f. Após 15 minutos, desligue a bateria e o bico de Bunsen e remova os eléctrodos do cadinho. Se não o fizer pode danificar os eléctrodos com o sal em fusão.

g. Deixe o cadinho a arrefecer por 10 minutos. Deve poder ver os cristais de zinco em ambos os eléctrodos e na superfície da mistura no cadinho. A experiência pode acabar aqui, mas para convencer os estudantes de que se formou, deve separar o zinco do restante cloreto de zinco.

Separar o zinco

a. Quando o cadinho arrefecer, verter para de um gobelé com água destilada. (Se a água for básica como a maioria das águas de torneira, os iões zinco vão flocular formando grandes partículas que são mais difíceis de remover do zinco metálico.) O cloreto de zinco vai dissolver (o que pode levar algum tempo) e pode ser decantado. Se agitar o gobelé, o zinco metálico vai concentrar-se no centro do gobelé e a decantação permite remover quase todo o líquido.

b. Filtre o remanescente e mostre aos estudantes os bocados brilhantes de metal que ficam no papel de filtro. Seque os bocados de metal com cuidado com papel absorvente e teste num circuito para mostrar que tem um produto metálico.

Visto que o material de partida era o cloreto de zinco e produziu cloro, os estudantes não terão dificuldade em aceitar que o metal produzido é zinco.

Notas e dicas adicionais:

Se a lâmpada não acender quando testar o circuito, e os eléctrodos estiverem montados correctamente, verificar se os eléctrodos não estão partidos.

O ponto de ebulição do cloreto de zinco é de 730℃. Isto pode ser conseguido pela combinação do calor do bico de Bunsen com a corrente eléctrica. Se o cloreto de zinco começar a ferver, pode derramar do cadinho e produzir fumo de cloreto de zinco. Este vira sólido rapidamente, formando um pó fino. Deve-se evitar que isso ocorra.

É possível confundir as bolhas de fervura com as bolhas da formação do gás cloro. Portanto, não aqueça demasiado o cloreto de zinco.

Não tente remover o bico de Bunsen e arrefecer o sal enquanto ocorre ainda a electrólise, de modo a mostrar que o sal só conduz quando fundido. O efeito de aquecimento da corrente eléctrica vai manter o sal fundido por vários minutos, e quando arrefece mesmo, forma uma crosta que é muito difícil de voltar a fundir.

ANODIZAR O ALUMÍNIO

TEORIA:

Quando um pedaço de alumínio é exposto ao ar, fica rapidamente revestido com uma camada superficial protectora de óxido de alumínio. Aquecendo o alumínio ao ar, a camada de óxido fica mais espessa e a anodização é muito mais eficaz.

A camada de óxido pode absorver tintas. Isto é útil para produzir bens de primeira necessidade, como panelas, caixilhos e algum equipamento desportivo, todos eles com grande resistência a condições físicas extremas.

O alumínio não tratado tem uma camada de óxido de cerca de 10^{-8}m de espessura. Isto explica a aparente falta de reactividade do alumínio no laboratório. A anodização aumenta a camada para cerca de 10^{-5}m e aumenta dramaticamente a resistência do metal à corrosão.

OBJECTIVOS:

- Desenvolver competências de resolução de problemas;
- Observar uma aplicação interessante da electrólise.
- Aumentar e melhorar a capacidade de trabalho e de comunicação;
- Aplicar os conhecimentos sobre electrólise.
- Perceber que a electrólise pode ser uma aplicação criativa de uma actividade já conhecida.

REAGENTES / EQUIPAMENTO

Fonte de energia que possa fornecer 10 volts.
Fios de ligação, pinça
Clips, Bluetak
Papel absorvente
Pedaço de madeira, de 15cm ou suporte
Régua (30cm)
Gobelés (250cm^3), 4
Folha de alumínio, aproximadamente 40cm x 15cm
Corante alimentar
Ácido sulfúrico, aproximadamente 6mol.dm^{-3} (corrosivo),
Hidróxido de sódio, aproximadamente 0,5mol.dm^{-3} (corrosivo),
Propanona (altamente inflamável, irritante).

Notas técnicas:

Deve usar-se uma folha um pouco espessa de alumínio mas, se não houver, a folha de alumínio da cozinha poderá servir.

A propanona é necessária para desengordurar a folha de alumínio por isso vale a pena ter um frasco especificamente para isso. A propanona usada pode ser recuperada para o frasco para voltar a ser usada. Isto reduz a quantidade de resíduos a eliminar.

O corante alimentar já é uma solução que se compra em casas de especialidade. Pode ser bastante diluída até 500mL desde que a cor obtida ainda seja forte.

PROCEDIMENTO:

Segurança: deve usar-se protecção dos olhos e luvas. Trabalhe numa hotte e assegure-se de que não há chamas por perto.

- **Antes da anodização**

1. Corte dois bocados de folha de alumínio, um 10cm x 2cm (o ânodo), o outro de cerca 23cm x 10cm (o cátodo). Assegure-se de que, quando colocar a folha na forma de cilindro dentro do gobelé, ela encaixa do modo que mostra embaixo.
2. Desengordure os dois bocados de alumínio, esfregando bem com um lenço de papel embebido em propanona (altamente inflamável, irritante, evitar contacto com a pele) e mergulhe os dois bocados num gobelé com propanona por alguns segundos.

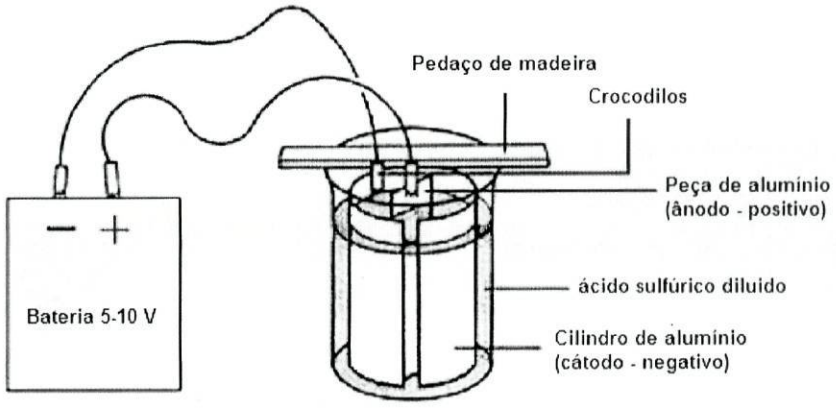


Figura 46 – Esquema da electrólise para anodização do alumínio

Remover os bocados de alumínio da propanona e deixar secar. A partir daqui, segure os bocados de alumínio apenas pela ponta.

3. Enrole o bocado maior de alumínio na forma de um cilindro. Fixe-o na posição com um clip de plástico e coloque então no gobelé como se observa no diagrama.
4. Verta alguma solução de hidróxido de sódio fria (corrosiva) num gobelé de 250mL. Segure o bocado mais pequeno de alumínio com uma pinça, e mergulhe na solução

de hidróxido de sódio. Pouco depois, começa a libertar-se rapidamente hidrogénio. Remover o alumínio ao fim de alguns segundos e lavar com um jacto de água fria.

5. Pese esse bocado de alumínio.
6. Encha cuidadosamente o gobelé com ácido sulfúrico (corrosivo) com uma proveta até cerca de 1 cm abaixo do topo do cilindro de alumínio.
7. Ligue o bocado de alumínio ao crocodilo central e assegure-se que fica vertical (ver diagrama). Este bocado central (o ânodo) não deve tocar no cilindro de alumínio.

SEGURANÇA: Relembrar que o hidrogénio (altamente inflamável) vai-se libertando durante a electrólise, por isso, mantenha as chamas bem longe.

() Anodização

1. Conecte o circuito e use uma voltagem de perto de 10 volt. A electrólise ocorre quando se vê borbulhar no cátodo (hidrogénio). Deixe passar corrente durante cerca de 20 minutos ou mais, se o tempo permitir. Observe os valores de diferença de potencial e de intensidade de corrente.
2. Enquanto corre a electrólise, aqueça a solução de corante num gobelé a cerca de 70℃. Um disco eléctrico é preferível ao bico de Bu nsen. Também vamos precisar de um gobelé com água a ferver.
3. Remover o bocado de alumínio central (o ânodo), lavar e secar, e pesar na mesma balança.
4. Coloque o bocado de alumínio na solução quente de corante. Agite e deixe ficar durante 10–15 minutos.
5. Transferir esse alumínio para o gobelé com água a ferver e deixe ficar mais 10 minutos. Isto sela a tinta na superfície anodizada do alumínio e torna a camada de óxido de alumínio menos porosa.

A parte de cima da porção não-anodizada deve ter a cor cinza metálica original enquanto que o restante fica colorido. O bocado de alumínio pode secar sobre papel absorvente. Não deve ser possível riscar a tinta da superfície.

Notas ao Professor:

Isto funciona bem como uma demonstração à turma mas a aplicação dos processos de preparação são um bom exercício para os alunos, desde que não corra riscos. O processo de anodização em si demora cerca de 30–40 minutos.

Coloque um pedaço de madeira sobre o gobelé e use Bluetak para segurar os dois crocodilos, um na ponta e outro no centro. O crocodilo exterior deve ligar-se ao cilindro

que funciona como cátodo. Em alternativa pode utilizar-se um suporte de laboratório. É fundamental que os eléctrodos não se toquem.

No início da experiência, mostrar aos estudantes a efervescência devido à libertação do hidrogénio do cátodo cilíndrico de alumínio. Durante a fase de anodização, a teoria pode ser explicada dando ênfase às aplicações do processo. Poderiam observar uma colecção de objectos anodizados, tais como tampas de frigideira ou equipamento de desporto.

Uma turma disciplinada poderá também realizar este processo sozinhos (em grupos de dois ou três), mas recomenda-se que o tratamento prévio com a solução de hidróxido de sódio (corrosivo) – antes da electrólise – deve ser feito com supervisão.

A experiência em si

As instruções podem parecer muito detalhadas, mas a experiência mostra que o sucesso depende de termos as condições correctas. Deve testar-se a experiência antes de levar a cabo a demonstração. Será útil ter algumas amostras de alumínio anodizado para mostrar.

A voltagem vai baixar durante a experiência porque o ânodo começa a ficar revestido com óxido de alumínio.

Uma imersão mais demorada no corante produz uma peça com uma cor mais profunda. Se ficar de um dia para o outro, obtém-se os melhores resultados.

Se o tempo for curto, omitir a etapa da selagem da tinta em água a ferver.

Se houver tempo, a peça do cátodo também pode ser imersa no corante. Poderá verificar-se que o corante não agarra o metal da mesma maneira.

CONCLUSÕES:

Utilize as leis de Faraday para determinar a espessura da camada de óxido formada.

Faça a análise cuidada dos resultados obtidos e descreva as opções que considera pertinentes.

RELAÇÃO CIENTÍFICA:

Teoria de suporte

Teoricamente liberta-se oxigénio no ânodo durante a electrólise da solução aquosa. O alumínio é um metal reactivo. O oxigénio formado reage imediatamente com o alumínio e forma um revestimento de óxido sólido na superfície do eléctrodo metálico.

Transferência de electrões que ocorre no ânodo (+):

$$6OH^-(aq) + 2Al(s) \rightarrow 3H_2O(l) + Al_2O_3(s) + 6e^-$$

Transferência de electrões que ocorre no cátodo (–):

$$2H^+(aq) + 2e^- \rightarrow H_2(g)$$

O processo de limpeza com NaOH:

(1) $Al_2O_3(s) + 2NaOH(aq) + 3H_2O(l) \rightarrow 2NaAl(OH)_4(aq)$

(2) $2Al(s) + 2NaOH(aq) + 6H_2O(l) \rightarrow 2NaAl(OH)_4(aq) + 3H_2(g)$

PURIFICAÇÃO / DEPOSIÇÃO ELECTROLÍTICA DO COBRE

TEORIA:

A obtenção do cobre com elevado grau de pureza faz-se por refinação electrolítica. Este processo obedece a determinadas condições que podem ser estudadas experimentalmente. Quando a electricidade passa na célula, o cobre é dissolvido no ânodo por oxidação, os iões Cu^{2+} passam para a solução. No cátodo, o cobre é depositado por redução.

A electrólise pode ser estudada utilizando uma adaptação da célula de Hull e aplicando as leis da electrólise. Será necessário utilizar sempre os dois eléctrodos de cobre? O electrólito deverá ser o sulfato de cobre mas quais os parâmetros da solução?

OBJECTIVOS:

- Determinar as condições de produção de electrólise;
- Observar reactividade do cobre em diferentes condições;
- Analisar as condições de electrorrefinação do cobre
- Aplicar as leis da electroquímica para prever o efeito da electrólise;
- Observar a variação da resistência na célula electrolítica.

EQUIPAMENTO / REAGENTES:

Protecção ocular e luvas
Célula de Hull, eléctrodos de cobre, alumínio, aço, etc
Fonte de energia regulável, fios de ligação
Gobelés 400mL e provetas
Régua, pinça e espátula
Balança de precisão
Amperímetro e voltímetro
Sulfato de cobre
Solução de hidróxido de sódio 0,5 mol/dm^3
Solução de ácido clorídrico 2 mol/dm^3
Ácido sulfúrico concentrado
Tioureia

SEGURANÇA: o ácido clorídrico e o ácido sulfúrico são corrosivos. O manuseamento do ácido concentrado tem de ser feito na hotte. De preferência, o professor fornece a porção necessária numa proveta. NUNCA ADICIONAR ÁGUA AO ÁCIDO.

As pérolas de hidróxido de sódio são corrosivas, assim como as soluções. Evitar todo o contacto da pele. A tioureia é tóxica. Evitar contacto com a pele.

****

PARTE I

Primeira tentativa de Electrorrefinação

PROCEDIMENTO:

1. Prepare uma solução de sulfato de cobre 0,5mol.dm^{-3}. As soluções de lavagem também devem ser preparadas previamente. Estabeleça as condições de ensaio.
2. Limpe duas lâminas de cobre com esfregão, água e sabão, até ficarem limpas, lisas e brilhantes, secando-as em seguida com papel absorvente.
3. Desengordure as lâminas: mergulhe-as numa solução de hidróxido de sódio (NaOH, 0,5mol.dm^{-3}), colocada num gobelé, e, utilizando a pinça, retire uma lâmina de cada vez, lavando-as com água destilada.
4. Decapagem: mergulhe as lâminas numa solução de ácido clorídrico 2mol.dm^{-3}, para eliminar possíveis óxidos ou sulfuretos. Retire-as com a pinça e lave-as, em seguida, com água destilada, secando-as depois com papel absorvente.
5. Determine a massa de cobre de cada eléctrodo e registe na tabela 1.
6. Coloque 250mL de sulfato de cobre na célula de Hull que deve ficar quase cheia.
7. Prenda cada lâmina de cobre com um crocodilo de um fio e suspenda as lâminas no suporte da célula.
8. Complete o circuito seguinte:

Registe o aspecto dos eléctrodos de cobre antes e depois da electrólise (tabela 3).

Registe os valores da corrente eléctrica e da diferença de potencial como indicado na tabela 2.

Termine a electrólise após 30 minutos. Pese de novo os eléctrodos e complete os registos.

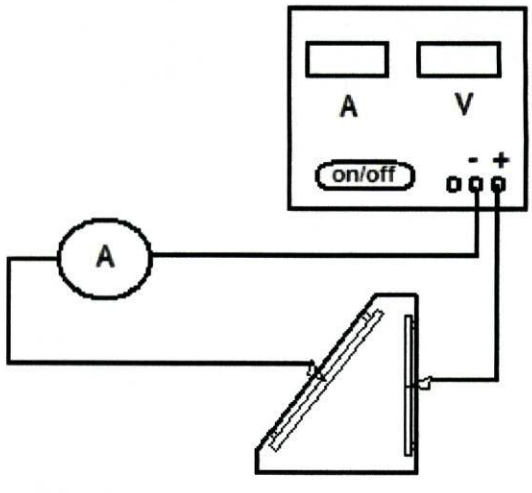


Figura 47 – Esquema da electrólise com a célula de Hull

Nota: para melhor observar os efeitos da corrente eléctrica, deve envernizar-se as costas dos eléctrodos e deixar secar bem antes de realizar todo o procedimento.

Notas ao Professor: a *d.d.p.* a aplicar deve ser baixa. O tempo necessário pode variar, importa sobretudo que se obtenha diferença de massa que seja fácil de observar com o equipamento disponível. Os alunos poderão observar que há variações no depósito de cobre mas, onde está envernizado não ocorre nada.

OBSERVAÇÕES:

Tabela 1

Eléctrodo	Massa inicial (g)	Massa final (g)	Variação massa (g)
Cátodo			
Ânodo			

Tabela 2

Tempo (minutos)	Intensidade corrente (mA)	Diferença de potencial na fonte (V)	Diferença de potencial entre os eléctrodos (V)

Tabela 3

Sistema	Estado inicial	Estado final (após electrólise)
Lâmina menor de cobre		
Lâmina maior de cobre		

****

PARTE II

Uma Electro-refinação Industrial

PROCEDIMENTO:

Vamos repetir o procedimento anterior utilizando uma solução com valores semelhantes aos utilizados na indústria. Para preparar-se 500mL, fazer uma solução de ácido sulfúrico 2mol.dm^{-3} e nela dissolver cerca de 60g de sulfato de cobre.

A intensidade de corrente deve ser da ordem de 110mA. A diferença de potencial entre os eléctrodos deve ser entre 0,2-0,4V.

****

PARTE III

A Electrodeposição do Cobre

A electrodeposição é a deposição electrolítica de um filme fino de metal sobre um objecto. O objecto a ser recoberto constitui o cátodo e o electrólito é uma solução aquosa do sal da qual é retirado o metal a ser depositado. O metal é depositado no cátodo por redução dos catiões da solução e estes são fornecidos por oxidação do ânodo, que é feito do metal de deposição.

PROCEDIMENTO:

Nesta fase podemos estudar como ocorrerá a electrólise se o metal onde este se depositar for diferente. Para isso, vamos repetir esta electrólise com uma solução de sulfato de cobre 200g.dm^{-3} em ácido sulfúrico 0,5mol.dm^{-3} e utilizamos um eléctrodo de outro metal como cátodo.

O uso de aditivos pode ser feito para mostrar melhores acabamentos mas não são indispensáveis. A concentração da tioureia é de 8ppm.

CONCLUSÕES:

Utilize as leis de Faraday para fazer a previsão teórica do depósito de cobre produzido. Faça a análise cuidada dos dados obtidos e descreva as opções que considera pertinentes.

RELAÇÃO CIENTÍFICA

1. Qual a relação que observou entre os valores de depósito calculados e os valores observados?

2. Qual a relevância dos cuidados de preparação dos eléctrodos?

3. Faça uma pesquisa sobre a utilização actual do cobre na forma nativa e na forma de ligas.

O ESTUDO DAS MINAS PORTUGUESAS

Os recursos minerais são geo-recursos económicos definidos como concentrações naturais de materiais sólidos, líquidos ou gasosos de natureza mineral ou paleobiológica. Estes recursos necessitam de um tempo de renovação, à escala geológica, na ordem das centenas de milhões de anos. Por esta razão, muitos deles acabam por se esgotar devido a uma exaustiva exploração por parte do Homem.

Apesar de existirem actualmente em actividade apenas duas minas de minérios metálicos – Neves Corvo e Panasqueira, e duas de sal-gema, Portugal é, como se sabe, um país com longo passado de intensa actividade mineira. Esta actividade contribuiu grandemente, ao longo dos séculos, para o desenvolvimento económico e social do país.

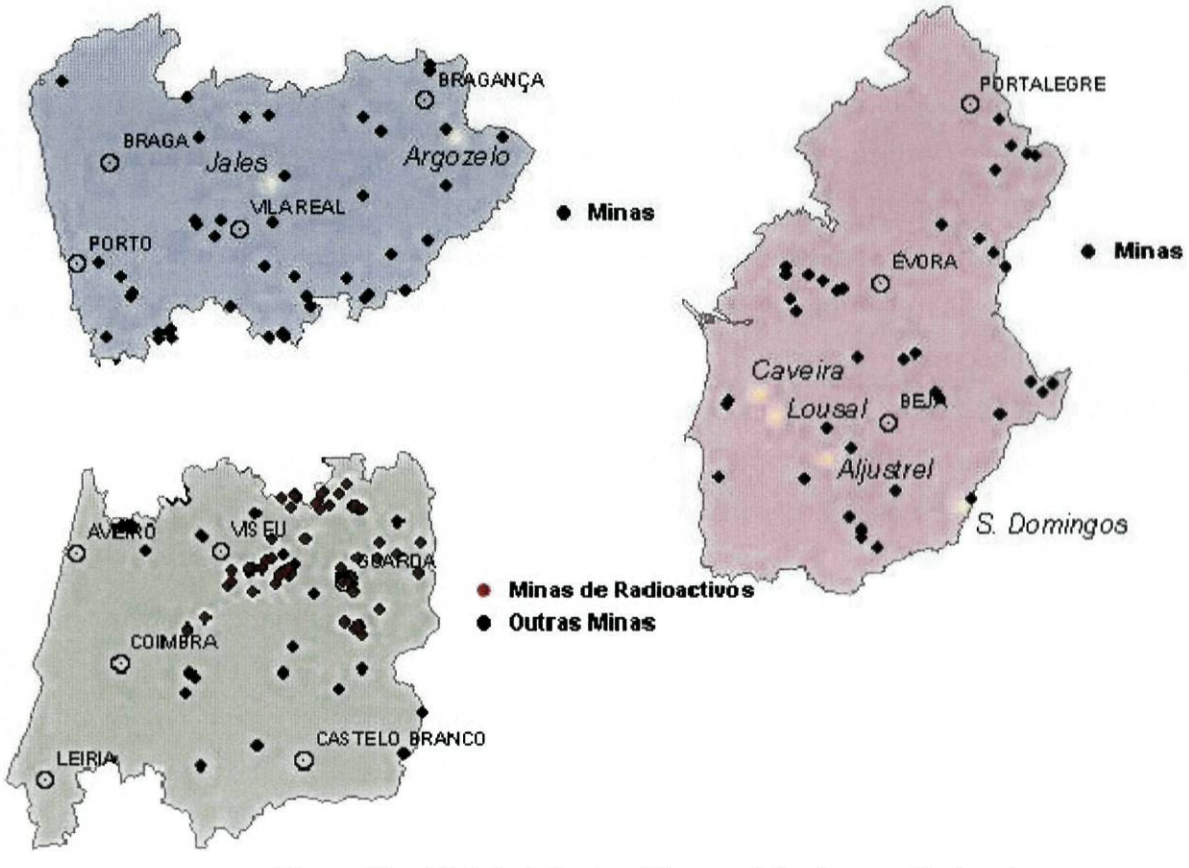


Figura 48 – Distribuição das Minas existentes em Portugal

O Instituto Nacional de Engenharia e Inovação tem um projecto com o objectivo de inventariar, caracterizar e valorizar as potencialidades do território nacional nos recursos minerais metálicos e não metálicos e o estabelecimento das condições favoráveis para a ocorrência de jazigos de sulfuretos. Os mapas da figura mostram o panorama geral de Portugal.

VISITA A UMA GALVANOPLASTIA

Os alunos devem fazer a visita com o intuito de verificar os aspectos a seguir indicados:

- as instalações (endereço, valor das instalações, dimensões, origem da empresa);
- as aparelhagens (máquinas, valor e tempo de uso);
- empresa (tipo de sociedade, accionistas, capital);
- matérias-primas (principais reagentes, modo de armazenamento, fornecedores);
- características da mão-de-obra (faixa etária, sexo, nível de instrução);
- salubridade (luminosidade, humidade, temperatura, ventilação, exaustão, ruído, pó em suspensão, vapores tóxicos, substâncias irritantes);
- perigosidade (segurança de cada máquina, segurança do processo, uso de uniforme, roupas ou equipamentos apropriados, medidas em caso de acidente);
- onde os funcionários fazem as refeições, como são as instalações sanitárias;
- decapagem (técnica empregue, tempo de banho, reagentes e concentração);
- desengorduramento (quais os solventes, processos alternativos);
- controle de qualidade (laboratório, testes, padrões, reclamações);
- preço (tabela, quem faz, dependência entre empresa e compradores, entre empresa e fornecedores);
- cobreagem ácida (esquema do aparelho, dimensões do tanque, soluções usadas e suas concentrações, eléctrodos, tempo e temperatura dos banhos, dados de medidas eléctricas, reacções envolvidas, aditivos)

O mesmo deve ser feito para cobreagem alcalina, niquelagem e cromagem.

Após as visitas realizadas pelos grupos de alunos, faz-se um painel integrado, onde serão expostos pelos alunos, cada um dos itens pesquisados.