

Sobre o Ensino da Química a Estudantes das outras Licenciaturas no Instituto Superior Técnico[†]

VIEIRA FERREIRA*, A. M. BOTELHO DO REGO*

O ensino da Química no Instituto Superior Técnico, nos cursos de Engenharia que não o de Química, tem tido a perspectiva de dar ao aluno uma formação básica sobre a constituição e as transformações da matéria. Procura-se explicar as bases da ligação química nas suas componentes covalente, iónica e metálica, bem como a natureza das forças intermoleculares, sempre na perspectiva de as relacionar com as propriedades dos materiais. A ligação química é apresentada de uma forma unificada, o que permite uma racionalização muito maior do que a abordagem em compartimentos estanques, aparecendo as suas componentes clássicas – covalente, iónica e metálica – como casos limites, passíveis de simplificações consideráveis relativamente ao caso geral. A ideia que preside à elaboração dos programas em vigor é a de fornecer a qualquer Licenciado em Engenharia a formação que lhe permita com facilidade entender questões com que vai contactar no seu dia-a-dia profissional, como por exemplo a da corrosão dos materiais, a da utilização de um dado polímero ou de um solvente para este ou aquele fim, o porquê de certos materiais serem corados e outros incolores, ou o aparecimento de determinado poluente numa dada indústria.

INTRODUÇÃO

Começamos por contar uma pequena história, por sinal verídica: um construtor civil sem formação académica, mas com amplo sucesso profissional e financeiro, decidiu construir a sua própria casa, uma vivenda, para a qual comprou os melhores materiais do mercado. Assim, para as canalizações de água usou o melhor ferro galvanizado. Para evitar

as faltas de água que aconteciam com alguma frequência na zona, decidiu instalar no sótão um tanque no melhor aço inoxidável, que entrava em funcionamento sempre que ocorria uma falta de água. Ao fim de poucos anos constatou que a sua canalização estava esburacada em inúmeros pontos sem ele saber porquê, enquanto que o tanque se mantinha em excelente estado.

Um aluno com bom aproveitamento na cadeira de Química Geral explicaria ao construtor que, ao associar o ferro galvanizado ao aço do tanque, ele formou uma pilha em que o cátodo era o tanque e o ânodo o zinco da galvanização, e que a corrosão ocorrida foi de natureza electroquímica. Foi ele mesmo que provocou uma oxidação acelerada nos canos, ao obrigá-los a funcionar como ânodos da pilha electroquímica que, sem saber, construiu. Bastaria ao construtor ter intercalado uma anilha num material isolante, evitando o contacto eléctrico entre os canos e o aço inoxidável do tanque, para a sua canalização ter durado muitos anos.

Este exemplo é claro quanto à importância de uma pequena introdução ao estudo da electroquímica, que por sua vez está na base da compreensão da corrosão electroquímica. Mas para isso é preciso compreender o equilíbrio químico e o modo como as reacções químicas evoluem perante os mais variados estímulos: variações de pH, temperatura, pressão, etc.. Vamos ver então qual a estrutura actual de um curso de Química Geral dado num semestre no IST.

Programa actual de um Semestre de Química Geral no IST: O número de aulas teóricas num semestre actual é de cerca de 36, ao ritmo de três aulas teóricas e de uma hora teórico-prática semanal. As aulas laboratoriais (em média uma hora semanal) exemplificam alguns dos temas apresentados nas teóricas e, em muitos casos, são o primeiro contacto dos estudantes com um laboratório e com

técnicas laboratoriais básicas (pesagens, manipulação de material corrente de vidro, preparação de soluções de concentração rigorosa, etc).

A matéria é esquematicamente dividida em dois blocos embora se vá sempre fazendo notar ao aluno que esses blocos não são estanques e que cada um precisa de “inputs” do outro. Um dos exemplos mais flagrantes é a necessidade de recorrer a conceitos termodinâmicos (incluídos no Bloco 2) para explicar propriedades físicas dos materiais tais como pontos de ebulição, de fusão, miscibilidades (incluídas no Bloco 1). Segue-se o conteúdo de cada um deles, também apresentados nos esquemas 1 e 2.

BLOCO DA CONSTITUIÇÃO DA MATÉRIA

1 - Noções complementares sobre o átomo.

1.1 - Radiação electromagnética. Equação de onda do electrão. Tipos de orbitais e estrutura electrónica dos átomos. **(3 aulas)**.

1.2 - Propriedades periódicas dos átomos. Tabela periódica. Carga nuclear efectiva (Regras de Slater). Tamanho, energia de ionização, electroafinidade e electronegatividade. **(3 aulas)**.

2 - Introdução ao estudo da ligação química.

2.1 - Modelos da ligação química. Teoria das orbitais moleculares (TOM) pela aproximação da C.L.O.A. e teoria do enlace de valência (TEV). **(1 aula)**.

2.2 - Moléculas diatómicas homonucleares. Modelo covalente. **(2 aulas)**.

2.3 - Moléculas diatómicas heteronucleares. Momento dipolar. O caso limite do modelo da ligação iónica. Bandas de valência e de condução. **(2 aulas)**.

2.4 - Moléculas poliatómicas. Conceito de hibridação. Conceito de deslocalização. O caso limite da ligação metálica. Exemplos. Estudo de moléculas simples (H_2O , NH_3 , CH_4 , C_2H_4 , C_2H_2 , benzeno, grafite). Polaridade das moléculas. (4 aulas).

2.5 - Forças intermoleculares. Ligações de Van der Waals e ligação de hidrogénio. Propriedades físicas dos agregados moleculares. Ponto de fusão e de ebulição. Viscosidade. Tensão superficial e capilaridade. (3 aulas).

Gases. Equação de estado dos gases perfeitos. Desvios à idealidade. Equação de Van der Waals. (1 aula).

2.6 - Polímeros. Polímeros sintéticos e naturais. Exemplos. Polimerização de adição e condensação. Temperaturas de fusão e transição vítrea. (2 aulas).

2.7 - Compostos iónicos. Estrutura de bandas. Energia reticular e estabilidade. Propriedades. Silicatos e vidros. (3 aulas).

2.8 - Estruturas de metais e estudo da ligação metálica. Propriedades eléctricas. Condutores, semicondutores e isolantes. (3 aulas).

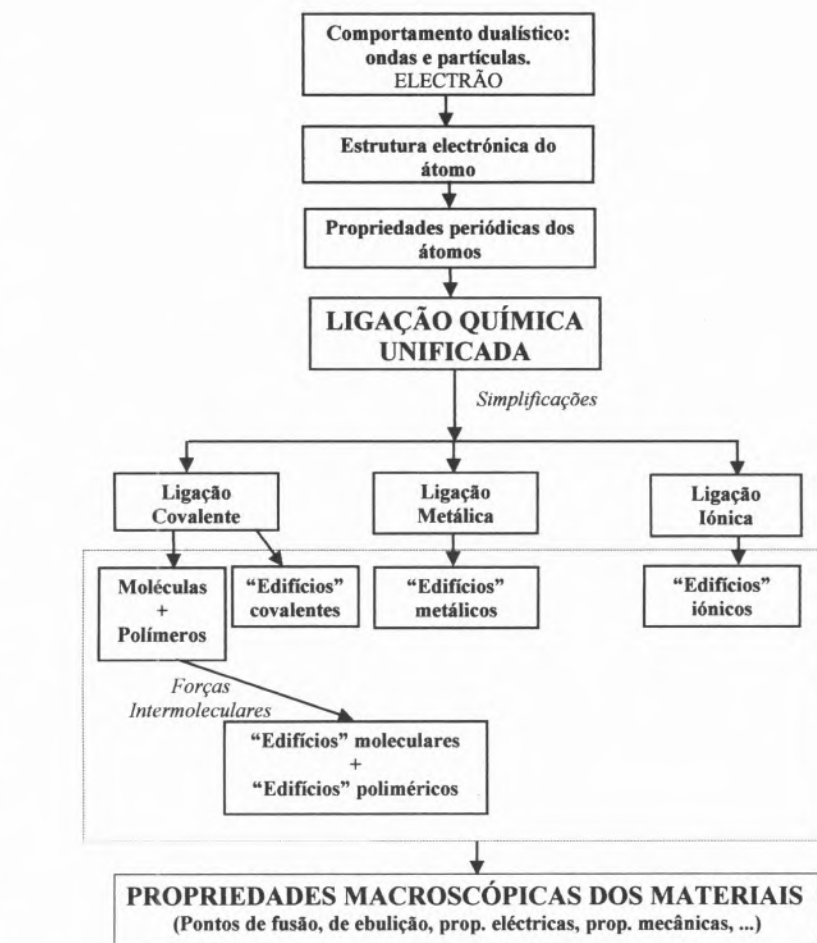
BLOCO DAS TRANSFORMAÇÕES DA MATÉRIA

3 - Introdução ao estudo da termodinâmica química e do equilíbrio químico.

3.1 - Conceitos fundamentais. 1º Princípio da Termodinâmica. Energia interna. Entalpia. C_p e C_v . Lei das aditividades. (1 aula).

3.2 - 2º Princípio da Termodinâmica. Entropia. Energia de Gibbs e potencial químico. Condição de equilíbrio. (2 aulas).

3.3 - Equilíbrio químico. Sistemas gasosos ideais e reais. Sistemas heterogéneos. Reacções em solução. Reacções ácido-base. Cálculo do pH. Reacções de precipitação. Solubilidades. (2 aulas).



Esquema 1

3.4 - Breve introdução à cinética química. Velocidade das reacções e equações cinéticas. (1 aula).

4 - Electroquímica e corrosão.

4.1 - Reacções de oxidação-redução. (2 aulas).

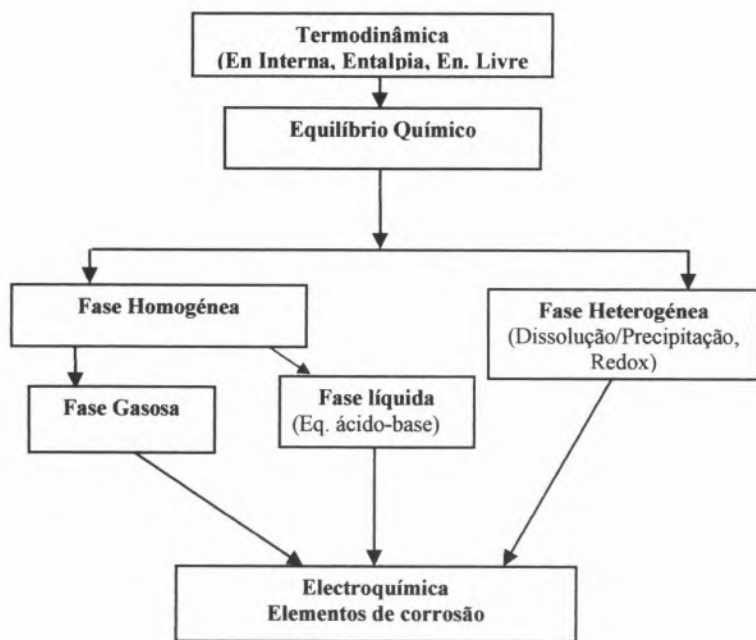
4.2 - Introdução à electroquímica. Potencial de eléctrodo. Equação de Nernst. Escala electroquímica dos materiais. (2 aulas).

4.3 - Corrosão electroquímica. Métodos de protecção contra a corrosão dos materiais. (3 aulas).

Total: 34 aulas

O primeiro tema, as noções com-

plementares sobre o átomo, é indispensável ser leccionado a partir de um modelo tão recuado (o de Bohr), dada a grande heterogeneidade de conhecimentos que os alunos apresentam à chegada ao IST. Se os alunos que frequentaram o 12º Ano de Química no Ensino Secundário já tiveram uma boa preparação em Química, e estes oscilam normalmente entre os 40 e 50% do contingente que entra em cada ano escolar, já aqueles cuja frequência não ultrapassou o 10º e 11º em Química chegam à Universidade com uma formação muito fraca e dependente da escola e turma frequentadas (a avaliação não é a nível nacional neste caso e é feita de acordo com a matéria leccionada por um dado professor numa dada turma).



Esquema 2

As aulas são iniciadas com uma exposição breve sobre radiação electromagnética e absorção da radiação pela matéria (o problema da cor das substâncias). Apresenta-se o *modelo de Bohr* para o estudo de átomos hidrogenóides que antecede a apresentação do *modelo quântico do átomo*, onde se introduz o conceito de orbital atómica. O salto para o modelo quântico (indispensável para a abordagem unificada da ligação química) é dado através da hipótese de De Broglie e da consequente descrição dualística da matéria microscópica. As *propriedades periódicas* dos elementos são racionalizadas com base nesse modelo.

A ligação química é apresentada sempre com o duplo objectivo de racionalizar a arquitectura atómica e/ou molecular dos materiais e a sua estrutura electrónica. Os *modelos quânticos de ligação* química são apresentados partindo da situação mais simples possível, a molécula com apenas dois átomos iguais (diatómica homonuclear) até à situação mais complexa de um grande conjunto de

átomos diferentes (moléculas poliatómicas para diferenças de electronegatividade baixas, cristais iónicos para diferenças de electronegatividade altas) ou de um grande conjunto de átomos iguais. Neste último caso, podem ainda distinguir-se dois casos limites: electronegatividades altas (limite dos cristais covalentes) e electronegatividades baixas (limite dos cristais metálicos). Apresentam-se as bandas de valência ou de condução em isolantes, condutores e semicondutores. O estudo mais detalhado das situações limite é deixado para mais tarde, continuando-se aqui apenas o estudo das moléculas poliatómicas. São então abordadas as questões da polaridade, o conceito de hibridação e apresentam-se as bandas de valência ou de condução em isolantes, condutores e semicondutores.

Assume particular importância o estudo das *forças intermoleculares*, que envolvendo energias inferiores às das ligações covalentes, iónicas ou metálicas são no entanto essenciais para a justificação do estado de agre-

gação dos materiais moleculares, nomeadamente para justificar o facto de as substâncias moleculares poderem ser sólidas, líquidas ou gasosas à temperatura ambiente.

De entre os compostos moleculares, os *polímeros* são objecto de um estudo preferencial, pois são, por um lado, excelentes exemplos de moléculas com importantes forças intermoleculares e, por outro lado, são, muitos deles, materiais da maior importância em engenharia. Porque é que o polietileno pode aparecer sob a forma de um simples saco de plástico transparente, flexível e pouco resistente, ou sob formas de muito maior resistência usadas no fabrico de tubagens para transporte de água de consumo a grandes distâncias ou em depósitos de combustível nas nossas viaturas? Porque é que polímeros como o Kevlar apresentam resistência suficiente para serem usados no fabrico de cabos de alta resistência ou de coletes anti-bala? Porque é que o teflon (politetrafluoretileno) é das substâncias mais inertes do ponto de vista químico que se conhecem, excelente isolante eléctrico, autolubrificante e altamente resistente a elevadas temperaturas? Tudo isto são questões cuja resposta passa pelo conhecimento das forças intermoleculares em causa em cada caso, e relativamente fáceis de responder para um bom estudante de Química Geral.

As propriedades de *compostos iónicos* (dureza, fragilidade, condutividade eléctrica, supercondutores) e dos *metais* (a maleabilidade e a ductibilidade), o facto de alguns metais serem tão macios que se cortam com garfo e faca, como o sódio, e de outros, como o tungsténio serem tão duros que se usam em ferramentas de corte, tudo isto são questões que se abordam, no contexto da ligação química, de uma forma relativamente simples. Porque é que o único metal líquido à temperatura ambiente é o mercúrio...? Os bons alunos de QG do IST, sabem!

O conceito de *equilíbrio em química* é essencial. Em que sentido se desloca uma reacção química e porquê? Porque é que certas reacções libertam tanto calor que ocorrem sob a forma de uma explosão?

A resposta a estas questões é também trivial desde que ao aluno seja apresentada uma *breve introdução à termodinâmica química*, com a apresentação das funções de estado termodinâmicas e nomeadamente o calor de reacção a pressão constante (variação entálpica) e a energia livre de Gibbs contendo a informação entálpica e entrópica essenciais para o avaliação da evolução espontânea de uma reacção num dado sentido.

É assim possível abordar questões como a da solubilidade de sais, a maior ou menor acidez de uma água (questões importantes quanto à qualidade das águas a usar por exemplo no fabrico de um betão) e muito em especial as reacções que envolvem oxidações e reduções. Faz-se assim uma breve introdução à electroquímica com a apresentação das pilhas mais comuns de composição, de concentração, de tensão e de temperatura. Estão pois lançadas as bases para a compreensão das inúmeras situações práticas de *corrosão* (com base electroquímica) que o futuro Engenheiro irá enfrentar no seu dia-a-dia profissional. Muitos métodos de protecção contra a corrosão baseiam-se na formação forçada de pilhas em que o cátodo é a peça a proteger (a galvanização do ferro, os eléctrodos de sacrifício em navios, a protecção por corrente imposta são exemplos).

Inserção da Química Geral em alguns cursos no IST: a cadeira de Química (ou Química Geral) é uma cadeira semestral que, dados no 1º ou no 2º semestre, faz parte do curriculum do 1º ano de várias Licenciaturas no IST, como por exemplo as Engenharias Civil, Mecânica, Electrotécnica e Computadores, Aeroespacial, Física Tecnológica, Ambiente, Naval,

Território, Minas e Gestão Industrial. Antecede frequentemente as cadeiras de Materiais dadas no 2º ou no 3º ano destas Licenciaturas; de igual modo é importante como introdução a cadeiras ligadas ao ambiente ou à poluição dadas nalguns destes cursos.

A Licenciatura em Arquitectura, que tem as cadeiras de Materiais (2º Ano, 1º Semestre), Ambiente (4º Ano, 2º Semestre) Conservação e Restauro (4º Ano, 2º Semestre) não inclui no seu Curriculum uma cadeira de Química a anteceder estas matérias, o que no contexto atrás referido não faz sentido. O mesmo comentário se poderia fazer em relação a algumas outras Licenciaturas desta casa. Como é possível conceber um engenheiro ou um arquitecto que não lide com materiais?

Os programas de Química, dados nas diferentes licenciaturas, têm o tronco comum acima apresentado, mas são diferenciados consoante a licenciatura. No bloco da Ligação Química, a diferenciação ocorre essencialmente através da escolha das propriedades concretas a estudar. Assim, e para o caso específico de Civil, enfatiza-se a racionalização das propriedades físicas (durezas, pontos de fusão, de transição vítrea, ...) dos polímeros e dos compostos iónicos que têm mais a ver com as questões de arquitectura atómica e molecular dos compostos do que com a sua estrutura electrónica. Já para o curso de Electrotécnica, por exemplo, o acento tónico é posto na racionalização das propriedades de condução que têm mais a ver com a estrutura electrónica. No domínio das transformações, a diferenciação ocorre sobretudo através da ênfase que se dá às reacções ocorrendo em diferentes fases: no curso de Eng. Civil privilegia-se o estudo das reacções em fase líquida que têm implicações em fenómenos como a solubilização, a precipitação, a acção dos ácidos e das bases sobre as transformações químicas e, em particular, as reacções de oxí-redução que fundamentam os

fenómenos da corrosão electroquímica. Já em Mecânica, as reacções em fase gasosa têm também um papel preponderante pela sua importância para o estudo da combustão, por exemplo.

CONCLUSÕES

Uma formação sólida nas bases da Química (em paralelo com uma forte formação em Matemática e Física) é essencial para que um profissional de engenharia possa compreender as propriedades dos materiais com que trabalha no dia a dia. Sem o entendimento dos princípios da ligação química, os materiais seriam caixas pretas com comportamentos tão diversos como inexplicáveis. Seria certamente muito vantajoso que a disciplina de Química do 12º ano fosse considerada obrigatória para acesso aos cursos de Engenharia desta escola, o que permitiria elevar o nível de formação de todos os profissionais saídos do IST.

AGRADECIMENTOS

Os autores agradecem aos muitos colegas docentes do IST que passaram pelo grupo de cadeiras da Química Geral e colaboraram para que a cadeira tivesse a estrutura viva e actualizada que hoje possui. Em especial agradecem ao actual Reitor da UTL, Prof. Lopes da Silva, responsável deste grupo de cadeiras até 1999, o ter sabido criar um grupo de trabalho sólido, ao qual temos orgulho de pertencer há muitos anos.

** Este texto foi apresentado sob a forma de Comunicação Oral no Seminário organizado pelo Departamento de Engenharia Civil do Instituto Superior no dia 25 de Janeiro de 2000 e subordinado ao tema "O ensino das Ciências Básicas (Matemática, Física e Química) nas licenciaturas do DECivil: Conciliar rigor formal com valor instrumental".*