

# Um Curso Prático de Cinética Química

## 3. Análises de correlação: efeito de solvente

Lídia M.P.C. Albuquerque<sup>a</sup>  
Raquel M.C. Gonçalves<sup>a</sup>

Um curso de Cinética Química, no ensino universitário, tem como objectivo primeiro a determinação de ordens, velocidades específicas e funções termodinâmicas de activação [1, 2]; e tem por objectivo último conduzir os alunos a atingirem um estágio de conhecimento experimental e teórico que lhes permita propôr ou testar mecanismos reaccionais.

Com esta finalidade sugere-se neste trabalho que se estude um dado sistema reaccional em diferentes solventes – a solvólise do cloreto de butilo terciário em água e em oito monoalcoóis –, se submeta o conjunto de valores experimentais a um tratamento matemático e se procure relações empíricas que, posteriormente, serão interpretadas quer em termos de mecanismos de interacção quer de propriedades moleculares. Assim, para a descrição do comportamento cinético de qualquer sistema reaccional é necessário que se conheça os diversos modelos qualitativos e quantitativos, os seus domínios e condições de aplicabilidade a valores experimentais e, como eles, porventura, se intercalam e complementam numa perspectiva unificadora.

Em suma, pretende-se que os alunos, através de um ou mais modelos apropriados a um dado sistema reaccional, façam o elo de ligação entre a observação (a nível macroscópico) e as interpretações mecanísticas (a nível microscópico).

Em Cinética para se obter informações mecanísticas recorre-se frequentemente ao estudo do efeito do solvente na velocidade das reacções.

Os primeiros trabalhos neste domínio datam de há mais de um século [3]; porém, um tratamento universal que descreva, de um modo completo, as contribuições do meio nas reacções em solução está longe de ter sido atingido. No entanto, nas últimas décadas tem-se tentado formular modelos empíricos para a descrição das relações entre estrutura e reactividade [4, 5].

Esta abordagem do problema designa-se por «Análises de Correlação» e constitui uma quantificação do clássico princípio químico da analogia [6].

Este método de análise, aplicado ao efeito do solvente, consiste em estudar uma dada reacção em diferentes solventes e correlacionar as suas constantes de velocidade,  $k$ , (quer como  $\log k$  quer como  $\Delta^\ddagger G$ ) com parâmetros do solvente que descrevam as interacções deste com o soluto. Em geral, estas correlações são tão difíceis como importantes, pois as alterações estruturais entre os solventes podem ser muito grandes bem como os mecanismos de interacção muito diversos.

### Os parâmetros do solvente

A interpretação do efeito do solvente nos processos químicos tem sido feita, quase exclusivamente, em termos de «polaridade» do solvente. Este conceito, carecendo ainda hoje de uma definição exacta, é de fácil compreensão e de difícil caracterização. Reichardt [5] definiu-o como a soma de todas as propriedades moleculares responsáveis por todas as forças de interacção entre as moléculas do soluto e do solvente (coulombicas, indutivas, de dispersão, de ligação de hidrogénio, de transferência de carga, etc.). É evidente que a «polaridade» do solvente, assim definida, não pode ser descrita por um único parâmetro físico macroscópico (por exemplo, constante dieléctrica,  $\epsilon$ , momento dipolar,  $\mu$ , índice de refração  $\eta$ ) visto que é impossível caracterizar com um só parâmetro as complexas interacções soluto-solvente a nível molecular.

Compreende-se, deste modo, por que as teorias electrostáticas [7], descrevendo a solvatação electrostática por equações dependentes de  $f(\epsilon)$  ou de  $f(\eta^2)$ , tenham tido insucessos. Por outro lado, assiste-se a um crescente uso de escalas empíricas de polaridade cujos parâmetros são baseados num processo físico ou químico de referência (reacção padrão ou propriedade físico-química de uma substância padrão). O processo modelo funciona como uma sonda na esfera de solvatação da substância padrão e, conforme o processo seleccionado, assim se obtêm diversos parâmetros empíricos os quais reflectem as interacções específicas soluto-solvente na região cibatática ou coesfera do solvente. Quando se aplicam estes parâmetros ao estudo do efeito do solvente numa dada reacção, está implícito que as interacções soluto-solvente são similares às forças intermoleculares no processo de referência.

Constata-se que existem muitas escalas empíricas de polaridade [4, 5] deduzidas de medidas cinéticas (constantes de velocidade), termodinâmicas (constantes de equilíbrio,  $K$ , variações de entalpia,  $\Delta H$ ) ou espectroscópicas (variações solvatocrómicas,  $h\nu$ ) tendo sido as primeiras propostas, respectivamente, a escala Y de Grunwald e Winstein [8], em 1948, a escala L de Meyer [9], em 1914, e a escala Z de Kosower [10] em 1958. Todavia, a mais largamente usada e a mais versátil nas condições experimentais (variação do solvente, do substituinte, da temperatura e da pressão) é a

<sup>a</sup> CECUL – Departamento de Química da Faculdade de Ciências de Lisboa, Calçada Bento da Rocha Cabral, 14, 1200 Lisboa.

escala espectroscópica  $E_T$  proposta por Dimroth e Reichardt [11] em 1963. Este parâmetro, expresso em  $\text{kJ mol}^{-1}$ , baseia-se nas energias de transição molar para a banda de absorção, no UV/VIS, da transferência de carga intramolecular correspondente à transição electrónica  $\pi - \pi^*$  de uma betaína de N-fenóxido de piridínio num dado solvente, a 25 °C.  $E_T = h c \bar{\nu} N_A$  sendo  $h$  a constante de Planck,  $c$  a velocidade da luz,  $\bar{\nu}$  o número de onda do fotão que produz a transição electrónica e  $N_A$  o número de Avogadro. Recentemente [5], tem sido recomendado o uso do parâmetro de Dimroth e Reichardt normalizado,  $E_T^N$ , cuja escala adimensional é definida por

$$E_T^N = \frac{E_T - 30,7}{32,4}$$

(1 para água e 0 para o tetrametilsilano), e, tal como o  $E_T$ , caracteriza quantitativamente a electrofilia ou acidez de Lewis do solvente. Na Tabela 1 apresenta-se, como exemplo, os valores de alguns parâmetros de polaridade para um conjunto de solventes seleccionado.

TABELA 1  
Parâmetros empíricos de polaridade do solvente a 25,0 °C

SOLVENTE	$\epsilon^a$	$\eta^a$	$E_T^N{}^b$
água	78,30	1,3330	1,000
metanol	32,66	1,3284	0,762
etanol	24,55	1,3614	0,654
1 - propanol	20,45	1,3856	0,617
2 - propanol	19,92	1,3772	0,546
1 - butanol	17,51	1,3993	0,602
2 - butanol	16,56	1,3971	0,506
2 - metil-1-propanol	17,93	1,3959	0,552
1 - pentanol	13,9	1,4100	0,568

<sup>a</sup> Valores apresentados na ref. [12]

<sup>b</sup> Valores apresentados na ref. [5]

Apesar dos parâmetros de polaridade aqui apresentados, e muitos outros não referidos, serem obtidos de processos independentes e bastante distintos, podem estar relacionados entre si [4, 5]. A existência destas correlações, que pode ser verificada gráfica ou analiticamente, contribui para uma melhor compreensão do significado físico-químico dos parâmetros envolvidos; no entanto, parâmetros colineares não devem ser usados numa mesma equação multiparamétrica.

### O método: da observação à interpretação

#### Correlação de constantes de velocidade com parâmetros do solvente

No estudo cinético de reacções em solução, para descrever quantitativamente o efeito do solvente, tem-se tentado correlacionar a constante de velocidade ( $\log k$  ou  $\Delta^\ddagger G$ ) com parâmetros do solvente através de equações uni e multiparamétricas [4, 5].

Como se disse anteriormente, para ilustrar este procedimento escolheu-se a reacção de solvólise do cloreto de butilo terciário em nove solventes hidroxílicos.

### Aplicação

Determinação da constante de velocidade da metanólise do t-BuCl nas seguintes condições experimentais:  $[t\text{-BuCl}]_0 = 0,01 \text{ mol dm}^{-3}$  e  $T = 25,0 \text{ °C}$ .

1 – Para seguir a evolução da reacção ao longo do tempo utilize a técnica conductimétrica [1, 2, 13].

2 – Para calcular a constante de velocidade use um método de intervalo de tempo constante [1, 13, 14].

3 – Estime o valor mais provável de  $k$  bem como o respectivo desvio padrão,  $\sigma_k$ , aplicando uma análise de regressão simples pelo método dos mínimos quadrados [15].

4 – Compare o valor obtido com o apresentado na Tabela 2.

Na Tabela 2 encontram-se os valores seleccionados de constantes de velocidade para a solvólise do cloreto de butilo terciário, a 25 °C, os quais vão ser objecto de análises de correlação.

TABELA 2

Constantes de velocidade da reacção de solvólise de t-BuCl em diferentes solventes a 25,0 °C

SOLVENTE	$k / \text{s}^{-1}$
água	$2,88 \times 10^{-2}$
metanol	$8,71 \times 10^{-7}$
etanol	$8,51 \times 10^{-8}$
1 - propanol	$4,68 \times 10^{-8}$
2 - propanol	$1,58 \times 10^{-8}$
1 - butanol	$3,02 \times 10^{-8}$
2 - butanol	$7,94 \times 10^{-9}$
2 - metil-1-propanol	$5,01 \times 10^{-9}$
1 - pentanol	$3,55 \times 10^{-8}$

<sup>a</sup> Valores apresentados na ref. [16]

#### i) Correlações uniparamétricas

A equação de correlação de uma propriedade A dependente do solvente com um parâmetro do solvente,  $X_1$ , é na sua forma mais simples

$$a = a_0 + a_1 X_1$$

onde A pode ser  $\log k$ ,  $\log K$  ou uma propriedade espectroscópica e  $X_1$  um parâmetro de polaridade representando a contribuição principal da influência do solvente na reactividade.

### Aplicação

Com base nos valores das Tabelas 1 e 2, é possível testar diversas equações uniparamétricas.

1 – Trace os gráficos de  $\log k$  em função de cada um dos seguintes parâmetros do solvente:

- função de Kirkwood da constante dieléctrica,  $(\epsilon-1) / (2\epsilon+1)$ , medida da polarização do solvente;
- função do índice de refração,  $(\eta^2-1) / (\eta^2+2)$ , medida da polarizabilidade do solvente;
- parâmetro de Dimroth e Reichardt normalizado,  $E_T^N$ , medida do poder doador de ligações de hidrogénio do solvente.

2 – Estime os parâmetros  $a_0$  e  $a_1$ , o coeficiente de correlação  $r$ , e o desvio padrão,  $\sigma$ , do ajuste, para cada caso, utilizando uma análise de regressão linear simples.\*

3 – Examine as figuras, compare-as e, juntamente com os valores dos parâmetros das regressões, tire conclusões sobre o comportamento da solvólise do cloreto de butilo terciário.

## ii) Correlações multiparamétricas

Embora se verifique, em alguns casos, uma boa descrição quantitativa de valores experimentais usando equações com um único parâmetro ajustável, existem muitos outros em que tal não acontece. Por este facto, a partir de finais da década de 60, tem-se procurado usar equações multiparamétricas do tipo:

$$A = a_0 + \sum_{i=1}^n a_i X_i \quad i = 1, 2, \dots, n$$

onde  $X_i$  são os valores dos parâmetros do solvente (em princípio, independentes mas complementares) que descrevem os diferentes mecanismos de interacção entre o solvente e o soluto nos estados fundamental, de transição ou excitados;  $a_i$  são os coeficientes de regressão que medem a sensibilidade da propriedade  $A$  às variações nos diferentes mecanismos de interacção;  $a_0$  corresponde ao valor de  $A$  na fase gasosa ou num solvente inerte tomado como referência. Saliente-se que a introdução de um termo para cada mecanismo de interacção é puramente formal, visto que as interacções não ocorrem independentemente.

Dentro da perspectiva da análise do efeito do solvente por via multiparamétrica muitas equações foram sugeridas e testadas, combinando linearmente diferentes parâmetros empíricos [4, 5, 13]. É de salientar duas formulações importantes:

– a de Koppel e Palm [17]

$$\log k = \log k_0 + y^Y + p^P + eE + bB$$

que relaciona a constante de velocidade com interacções soluto-solvente não-específicas ( $Y$  – parâmetro de polariza-

ção expresso pela função de Kirkwood da constante dielétrica;  $P$  – parâmetro de polarizabilidade definido por  $(\eta^2-1)/(2\eta^2+1)$  ou  $(\eta^2-1)/(\eta^2+2)$ ) e específicas (parâmetros  $E$  e  $B$  que caracterizam o solvente, respectivamente, como electrofílico, doador protónico ou ácido de Lewis, e como nucleofílico, aceitador protónico ou base de Lewis).

–  $a$  de Kamlet e Taft [18, 19]

$$\log k = \log k_0 + s(\pi^* + d\delta) + a\alpha + b\beta + h\delta_H^2$$

onde  $\pi^*$  é um parâmetro de dipolaridade/polarizabilidade,  $\delta$  é um termo de correcção à polarizabilidade,  $\alpha$  e  $\beta$  são, respectivamente, medidas de acidez e da basicidade e  $\delta_H$  é o parâmetro de solubilidade de Hildebrand que está associado à energia necessária para formar uma cavidade no solvente.

## Aplicação

Com base nos valores das Tabelas 1 e 2, é possível testar diversas equações multiparamétricas, dependendo da combinação de  $\log k$  com os diferentes parâmetros empíricos.

1 – Teste a hipótese de não colinearidade dos parâmetros escolhidos. Para tal verifique se existem correlações simples significativas entre eles.\*

2 – Teste as equações possíveis de variação de  $\log k$  com dois e três parâmetros do solvente. Determine os respectivos coeficientes de regressão, coeficientes de correlação e desvios padrão, utilizando análises de regressão linear múltipla.\*\*

3 – Atendendo ao valor do desvio padrão, escolha a equação uniparamétrica e as multiparamétricas que melhor se ajustam aos resultados experimentais; represente graficamente os valores calculados de  $\log k$  em função dos respectivos valores experimentais.\*\*\*

4 – Interprete os resultados tendo em vista uma maior informação sobre o mecanismo das reacções de solvólise de  $t\text{-BuCl}$ , nomeadamente a natureza das interacções soluto-solvente e as características do complexo activado.

TABELA 3  
Parâmetros da regressão linear simples e múltipla

$$\log k = a_0 + a_1 \frac{\epsilon-1}{2\epsilon+1} + a_2 \frac{\eta^2-1}{\eta^2+2} + a_3 E_T^N$$

EQUAÇÃO	$a_0$	$a_1$	$a_2$	$a_3$	$r$	$\sigma$
A	-72,244	140,68	–	–	0,857	1,142
B	14,910	–	-94,559	–	0,737	1,500
C	-15,347	–	–	13,252	0,974	0,502
D	-132,34	232,25	76,203	–	0,880	1,133
E	-54,054	97,214	–	3,3551	0,879	1,140
F	-23,551	–	28,663	15,769	0,990	0,452
G	-35,703	22,229	38,789	14,973	0,995	0,488

\* Os alunos devem obter os resultados que se apresentam na Tabela 3, equações A a C.

\* Os alunos devem obter os resultados que se apresentam na Tabela 4.

\*\* Os alunos devem obter os resultados que se apresentam na Tabela 3, equações D a G.

\*\*\* Os alunos devem obter gráficos análogos às Figuras 1, 2 e 3.

TABELA 4  
Correlações entre parâmetros do solvente  
 $Y = a_0 + a_1 x$

Y	x	$a_0$	$a_1$	r	$\sigma$
f(ε)	g(η)	0,63401	-0,73526	0,940	$4,615 \times 10^{-3}$
f(ε)	$E_T^N$	0,41632	0,075797	0,914	$5,483 \times 10^{-3}$
g(η)	$E_T^N$	0,28621	-0,087810	0,862	$9,638 \times 10^{-3}$

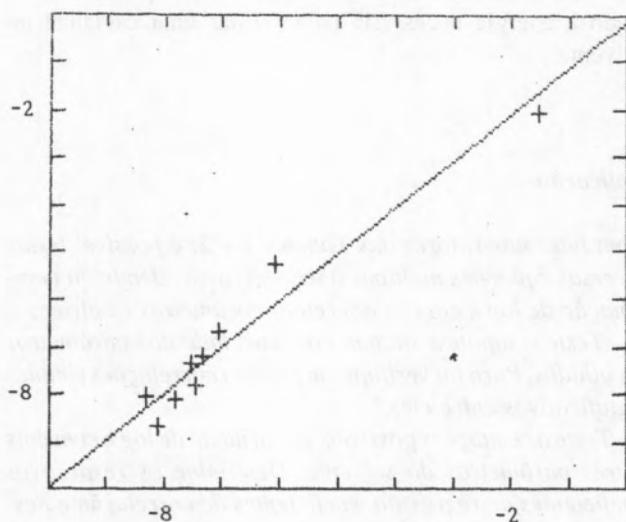


FIGURA 1  
 $\log k_{cal}$  vs.  $\log k_{obs}$  (equação C - Tabela 3)

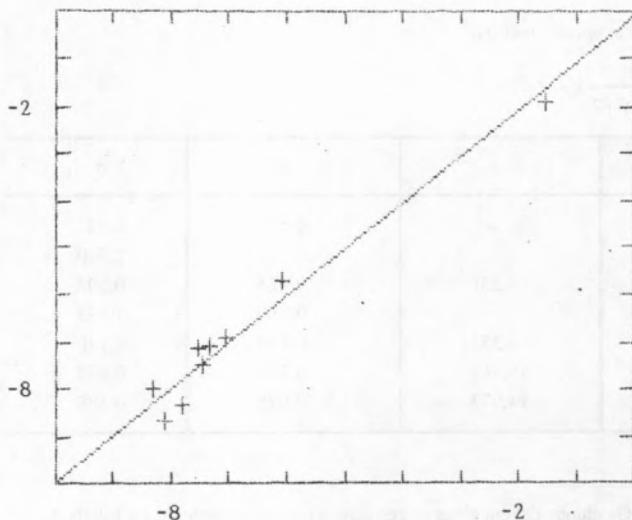


FIGURA 2  
 $\log k_{cal}$  vs.  $\log k_{obs}$  (equação F - Tabela 3)

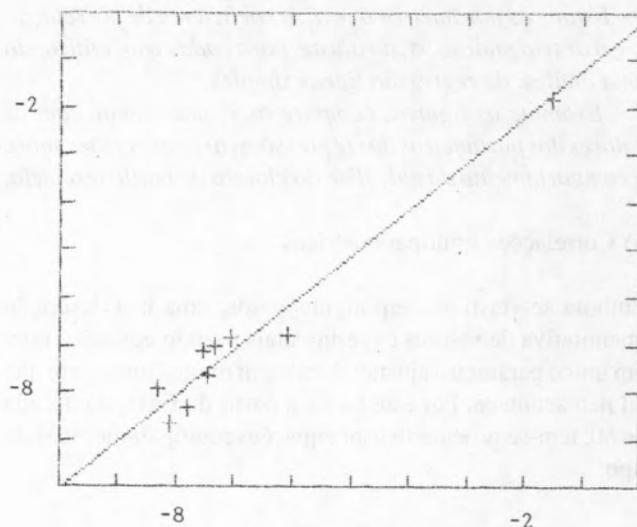


FIGURA 3  
 $\log k_{cal}$  vs.  $\log k_{obs}$  (equação G - Tabela 3)

### Os comentários

Da observação da Tabela 4 pode concluir-se que há uma correlação linear significativa entre os parâmetros f(ε) e g(η), sendo apenas moderada nos restantes casos.

Quanto à escolha do modelo que melhor se ajusta ao conjunto de dados experimentais, ela deve basear-se numa metodologia estatística cujos parâmetros sejam relevantes. Assim, numa análise das correlações (Tabela 3), perante o valor dos coeficientes de correlação e dos correspondentes desvios padrão, considera-se que o segundo é de maior validade como critério de ajuste uma vez que o seu valor depende directamente do número de graus de liberdade do sistema, contrariamente ao do primeiro. A aplicação desta metodologia às equações da Tabela 3 leva à escolha das correlações estatisticamente preferenciais:

$$\log k = 15,347 + 13,252 E_T^N$$

$$\log k = 23,551 + 28,663 g(\eta) + 15,769 E_T^N$$

$$\log k = -35,703 + 22,229 f(\epsilon) + 38,789 g(\eta) + 14,973 E_T^N$$

Dos resultados analíticos (Tabela 3) e da observação dos gráficos (Figuras 1, 2 e 3), para a solvólise do cloreto de butilo terciário nos solventes estudados, pode concluir-se que

- um tratamento puramente electrostático, f(ε) ou g(η), é inadequado;

- as interações soluto-solvente dominantes são:

- as não-específicas devidas à polarizabilidade do solvente, representadas pelo termo g(η);
  - as específicas devidas à doação de ligações de hidrogénio pelo solvente, representadas pelo termo  $E_T^N$ ;
- os valores positivos dos coeficientes de regressão dos parâmetros f(ε), g(η) e  $E_T^N$  nas equações de melhor ajuste,

equações C, F e G, podem estar associados com o facto de, relativamente ao estado inicial, o estado de transição  $[t\text{-BuCl}]^\ddagger$  ser mais polar, ter maior polarizabilidade e ser estabilizado por solvatação electrofílica [17].

Finalmente, pode dizer-se que as Análises de Correlação, embora com limitações, são de grande interesse, não só porque se consegue uma maior caracterização dos sistemas reaccionais mas também pelas suas capacidades interpretativas e preditivas.

#### Referências

- [1] F.E.L. Martins, R.M.C. Gonçalves, Boletim SPQ, 1988, **34**, 31.  
 [2] A.M.N. Simões, A.R.T. Calado, L.M.P.C. Albuquerque e R.M.C. Gonçalves, Boletim SPQ, 1989, **35**, 25.  
 [3] N.A. Menshutkin, Zeit. Phys. Chem., 1887, **1**, 611.  
 [4] J. Shorter, «Correlation Analysis of Organic Reactivity - with particular reference to multiple regression», John Wiley, New York, 1982.  
 [5] C. Reichardt, «Solvents and Solvent Effects in Organic Chemistry, VCH, Weinheim, 1988.

- [6] L.P. Hammett, Physical Organic Chemistry», McGraw-Hill, New York, 2.<sup>a</sup> ed. 1970.  
 [7] E.S. Amis e J.F. Hinton, «Solvent Effects on Chemical Phenomena», Academic Press, New York, 1973.  
 [8] E. Grunwald e S. Winstein, J. Amer. Chem. Soc., 1948, **70**, 846.  
 [9] K.H. Meyer, Chem. Ber., 1914, **47**, 826.  
 [10] E.M. Kosower, J. Amer. Chem. Soc., 1958, **80**, 3253, 3261, 3267.  
 [11] K. Dimroth, C. Reichardt, T. Siepmann e F. Bohlmann, Liebigs Ann. Chem., 1963, **661**, 1.  
 [12] «Handbook of Chemistry and Physics», 59 ed. CRC, Ohio, 1978/79.  
 [13] L. Albuquerque e R. Gonçalves, «Cinética Química», Escolar Editora, Lisboa, 1986.  
 [14] E.S. Swinbourne, «Analysis of Kinetic Data», Appleton Century Crofts, New York, 1971.  
 [15] P.R. Bevington, «Data Reduction and Error Analysis for the Physical Sciences», McGraw-Hill, New York, 1966.  
 [16] R.M.C. Gonçalves, A.M.N. Simões e L.M.P.C. Albuquerque (para publicação).  
 [17] I.A. Koppel e V.A. Palm em «Advances in Linear Free Energy Relationships», N.B. Chapman e J. Shorter, Plenum Press, New York, 1972, Cap. 5.  
 [18] M.J. Kamlet, J.L. Abboud e R.W. Taft, J. Amer. Chem. Soc., 1977, **99**, 6027, 8325.  
 [19] M.H. Abraham, R.M. Doherty, M.J. Kamlet, J.M. Harris e R.W. Taft, J. Chem. Soc., Perkin Trans. 2, 1987, 913.

*A SPQ é sua amiga  
 Você é amigo dos seus amigos  
 Os seus amigos são amigos da SPQ?*



#### BOLETIM DE INSCRIÇÃO SPQ

Nome \_\_\_\_\_

Morada \_\_\_\_\_

Telefone \_\_\_\_\_

Delegação a que deseja pertencer: Coimbra  Lisboa  Porto

Endereço Profissional \_\_\_\_\_

Habilitações Académicas \_\_\_\_\_

Cargo que desempenha \_\_\_\_\_

Junto envio o cheque nº \_\_\_\_\_ Banco \_\_\_\_\_

referente à minha quota da SPQ no ano de 1990.

\_\_\_\_\_, \_\_\_\_ de \_\_\_\_\_ de 1990

Assinatura \_\_\_\_\_

**DEPARTAMENTO DE FÍSICA  
DEPARTAMENTO DE QUÍMICA**

**Mestrado em Ensino da  
Física e da Química**

1990 / 91

**OBJECTIVOS**

O Mestrado em Ensino da Física e da Química tem como objectivos fundamentais proporcionar formação complementar nas áreas de Física e de Química quer a nível científico quer sob o ponto de vista educacional, assim como na área das Ciências da Educação.

**CONDIÇÕES DE ADMISSÃO**

- Licenciatura em Física, Química, Físico-Químicas, ou nas seguintes áreas afins: Eng. Física, Química Industrial, Bioquímica, Eng. Química, Eng. de Materiais, Eng. Electrónica, Eng. Informática ou «currículo equivalente».
- Frequência do Curso de Pós-Graduação com a duração de 10 semanas definido neste folheto.
- Poderá ser necessário o pagamento de propinas.

**ORGANIZAÇÃO DO CURSO**

O aluno frequentará no 1.º ano o conjunto de disciplinas do curso num total de 16 unidades de crédito. No 2.º ano será elaborada uma tese sob a orientação de um supervisor de Física ou de Química.

**I – Elenco das disciplinas  
(com as respectiva unidade de crédito)**

Tópicos Complementares de Física Moderna – (1,5)  
Tópicos Complementares de Física Clássica – (2)  
Materiais Orgânicos e Inorgânicos – (0,9)  
Sistemas Bioquímicos – (0,9)  
Reactividade Química – (0,7)  
Estrutura e Dinâmica Molecular por Espectroscopia – (0,7)  
Computadores no Ensino – (0,3)  
Tecnologias Educativas – (1)  
História das Ideias em Física – (1)  
Didáctica da Física – (1,5)  
Laboratórios de Física – (0,5)  
A Química numa Perspectiva Histórica – (0,4)  
Didáctica da Química – (2,3)  
Laboratórios de Química – (0,3)  
Metodologia de Investigação Educativa – (1)  
Educação e Desenvolvimento – (1)

**II – Disciplinas do Curso de Pós-Graduação  
(e respectiva escolaridade)**

Mecânica – (8 horas)  
Mecânica dos Flúidos – (4 horas)  
Electromagnetismo – (8 horas)  
Fenómenos Ondulatórios – (6 horas)  
Física Térmica e Teoria Cinética – (6 horas)  
Tópicos de Física Moderna – (8 horas)  
Tópicos de Energética Química – (10 horas)  
Tópicos de Electroquímica – (7 horas)  
Tópicos de Análise Química – (7 horas)  
Tópicos de Química Orgânica – (8 horas)  
Tópicos de Estrutura Atómica e Molecular – (8 horas)

**INFORMAÇÕES**

O Curso de Pós-Graduação terá início em Outubro de 1990, e o Mestrado em Janeiro de 1991. Dentro do possível as aulas decorrerão nas tardes de 6.ª-feira e manhãs de sábado.

**Prazo de candidaturas: 2 a 16 de Julho**

**Prazo de inscrições: 3 a 15 de Setembro**

**Numerus clausus: 20**

O Curso de Pós-Graduação pode ser frequentado como unidade autónoma, independente do Mestrado.

**ENVIAR A CORRESPONDÊNCIA PARA:**

**Curso de Mestrado em Ensino da Física  
e da Química  
Departamento de Física  
Universidade de Coimbra  
3000 COIMBRA**

Telefs.: (0)39 - 2 36 71 / 2 36 75 / 2 92 52

Telex: 5 26 01 DEFIUC P

Telefax: (0)39 - 2 91 58