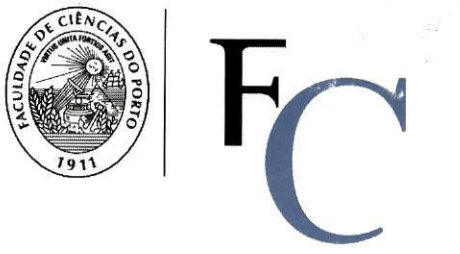
**FACULDADE DE CIÊNCIAS DA UNIVERSIDADE DO PORTO**

Departamento de Química




# Segunda Lei da Termodinâmica
# Recursos Digitais e Ensino de Química

Delfina Machado Almeida

Porto, Outubro de 2003

**FACULDADE DE CIÊNCIAS DA UNIVERSIDADE DO PORTO**

Departamento de Química



FACULDADE DE CIÊNCIAS
UNIVERSIDADE DO PORTO

Delfina Machado Almeida

# Segunda Lei da Termodinâmica
# Recursos Digitais e Ensino de Química

Dissertação submetida à Faculdade de Ciências da Universidade do Porto para obtenção do grau de Mestre em Química para o Ensino

**Tese orientada por:**

Professor Doutor João Carlos de Matos Paiva

Professor Doutor Jorge Marques Gonçalves

Porto, Outubro de 2003

De acordo com o orientador João Paiva
1º Dou Ribeiro da Silva
14/Abril/2004

## AGRADECIMENTOS

Gostaria de expressar os meus sinceros agradecimentos:

Ao Professor Doutor João Carlos de Matos Paiva, orientador desta tese, pelo encorajador acompanhamento, pela sua disponibilidade, pela ajuda prestada na leitura e revisão do texto e nas sugestões apresentadas.

Ao Professor Doutor Jorge Marques Gonçalves, co-orientador desta tese, pela sua disponibilidade, pela ajuda prestada na leitura e revisão do texto e nas sugestões apresentadas.

Ao Engenheiro Ilídio Martins pela sua disponibilidade e criatividade na programação dos recursos digitais.

Aos alunos pela sua participação entusiasmada neste trabalho.

E à minha família pela compreensão e por todo o apoio prestado durante a realização deste trabalho.

## LISTA DE ABREVIATURAS

**ADSL**: *Assymetric Digital Subscriber Line*

**CD-ROM**: *Compact Disk Read Only Memory*

**DVD**: *Digital Vídeo Disc*

***e-mail***: *electronic mail*

**HTML**: *Hyper Text Markup Language*

**ITI**: Introdução às Tecnologias de Informação e Comunicação

**IUPAC**: *International Union of Pure and Applied Chemistry*

**SI**: Sistema Internacional de Unidades

**TIC**: Tecnologias de Informação e Comunicação

**URL**: *Uniform Resource Locator*

**WWW**: *World Wide Web*

## RESUMO

Neste trabalho aborda-se a segunda Lei da Termodinâmica no processo de ensino e aprendizagem de Química.

Apresenta-se uma pesquisa sobre as dificuldades dos alunos em relação a esse tema e são apresentadas algumas propostas de superação, entre as quais, a utilização de estratégias que incluam as Tecnologias de Informação e Comunicação. Para esse efeito construiu-se um sistema hipertexto/hipermédia acerca da história das Leis da Termodinâmica e uma página denominada "Entropia e Desordem", constituída por um conjunto de módulos digitais acerca da segunda Lei da Termodinâmica.

O estudo do impacto dos módulos digitais foi realizado com alunos do 12º ano de escolaridade, através da análise de folhas de resposta e de entrevistas individuais, após a exploração dos módulos.

Esta investigação qualitativa pretendeu lançar algumas pistas para a seguinte hipótese: "Será que a utilização de módulos digitais sobre entropia é um recurso pedagógico útil para alunos do 12º ano de escolaridade de Química, na compreensão da segunda Lei da Termodinâmica?"

Os resultados revelaram que se pode conseguir uma melhoria na aprendizagem destes conceitos utilizando estratégias de ensino baseadas em recursos digitais. A exploração do conjunto de módulos digitais facilitou a aprendizagem de noções importantes de Termodinâmica Química, sendo assim possível fazer face a algumas dificuldades dos alunos.

No final é feita uma análise auto-crítica dos recursos produzidos e da metodologia utilizada, estabelecendo-se pistas para a melhoria e continuidade do trabalho.

## ABSTRACT

In this work the second Law of Thermodynamics is approached in the Chemistry teaching and learning process.

A research on the students' difficulties concerning this subject is presented and some proposals on overcoming them are presented, among which are the use of strategies that include the Information and Communication Technologies. For this purpose, a hypertext/hypermedia system concerning the history of the Laws of Thermodynamics has been built and a web page called "Entropy and Disorder", constituted for a set of digital modules concerning the second Law of Thermodynamics.

The study of the impact of the digital modules was carried out with students of the $12^{th}$ form, through the questionnaire reply analysis and individual interviews, after the exploration of the modules.

This qualitative inquiry intended to launch some tracks for the following hypothesis: "Is the use of digital modules on entropy a useful pedagogical resource for students on the $12^{th}$ form of Chemistry, in the understanding of the second Law of Thermodynamics?"

The results revealed that an improvement in the learning of these concepts can be obtained, using education strategies based on digital resources. The exploration of the set of digital modules facilitated the learning of important knowledge notions of Chemical Thermodynamics, being thus possible to face some of the students' difficulties.

In the end a self-critical analysis of the produced resources and the used methodology has been made, establishing tracks for the improvement and continuity of the work.

# ÍNDICE


| | Pág. |
|---|---|
| **Agradecimentos** | II |
| **Lista de Abreviaturas** | III |
| **Resumo** | IV |
| **Abstract** | V |
| **Índice de figuras** | X |
| **Índice de gráficos** | XIII |
| **Índice de tabelas** | XIV |
| **1. INTRODUÇÃO** | 1 |
| **2. "ESTADO DA ARTE" NA VERTENTE CIENTÍFICO-PEDAGÓGICA DA SEGUNDA LEI DA TERMODINÂMICA** | 5 |
| **2.1. Princípios fundamentais da Termodinâmica** | 6 |
| **2.1.1.** Um pouco de história acerca das Leis da Termodinâmica | 7 |
| **2.1.1.1.** A história da primeira Lei da Termodinâmica | 8 |
| **2.1.1.2.** A história da segunda Lei da Termodinâmica | 16 |
| **2.1.1.3.** A história da terceira Lei da Termodinâmica | 20 |
| **2.1.2.** A entropia | 21 |
| **2.1.2.1.** A interpretação molecular de entropia | 21 |
| **2.1.2.2.** Definição termodinâmica de entropia | 25 |
| **2.1.2.3.** Determinação da entropia | 29 |
| **2.1.2.4.** Determinação da variação de entropia padrão numa reacção química | 31 |
| **2.1.3.** Enunciado da segunda Lei da Termodinâmica | 31 |
| **2.1.3.1.** Sistema isolado | 32 |
| **2.1.3.2.** Sistema fechado | 33 |
| **2.1.4.** Energia de Gibbs | 35 |
| **2.1.4.1.** Energia de Gibbs e a espontaneidade | 35 |

**2.1.4.2.** A variação de energia de Gibbs padrão da reacção 37
**2.1.4.3.** Energia de Gibbs e equilíbrio químico 38
**2.1.5.** A extensão das reacções de solubilidade e ionização de ácidos 41
**2.1.5.1.** Solubilidade 42
**2.1.5.2.** Ionização de ácidos 44
**2.2. Enquadramento do ensino da segunda Lei da Termodinâmica** 45
**2.2.1.** *Curricula* 45
**2.2.2.** Manuais 48
**2.3. Dificuldades dos alunos sobre a segunda Lei da Termodinâmica** 51
**2.3.1.** Concepções Alternativas 51
**2.3.2.** Obstáculos à aprendizagem 54
**2.3.3.** Organização sistemática de algumas dificuldades dos alunos sobre a segunda Lei da Termodinâmica 55
**A** - Espontaneidade 56
**B** - Entropia 60
**C** - Reversibilidade/Irreversibilidade 63
**2.4. Pistas de reflexão para uma mudança na forma de ensinar e aprender a segunda Lei da Termodinâmica** 64

**3. RECURSOS DIGITAIS NO ENSINO-APRENDIZAGEM DAS CIÊNCIAS** 66
**3.1. As Tecnologias de Informação e Comunicação na Educação** 67
**3.1.1.** O *software* usado na Educação 69
**3.1.1.1.** Exercício e prática 70
**3.1.1.2.** Tutoriais 70
**3.1.1.3.** Aplicativos 71
**3.1.1.4.** Linguagens de computador 71
**3.1.1.5.** Jogos 71
**3.1.1.6.** Simulações computacionais 72
**3.1.2.** Computador como comunicador - A *Internet* 74
**3.1.3.** Sistemas hipertexto/hipermédia 76
**3.1.4.** As potencialidades pedagógicas das Tecnologias de Informação e Comunicação na Educação 77

**3.1.5.** As dificuldades/constrangimentos das Tecnologias de Informação e Comunicação na Educação 79

**3.2. O caso particular da segunda Lei da Termodinâmica: Simulações computacionais *on-line* e *sites* na *Internet*** 81

**3.2.1.** Simulações computacionais *on-line* 81

**3.2.2.** Recolha na *Internet* de *sites* acerca da segunda Lei da Termodinâmica 85

**3.3. Proposta de alguns recursos digitais sobre a segunda Lei da Termodinâmica** 89

**3.3.1.** Sistema hipertexto/hipermédia acerca da história das Leis da Termodinâmica 91

**3.3.2.** Descrição dos módulos digitais da página "Entropia e Desordem" 92

**3.3.2.1.** Módulo 1 - Demónio de Maxwell 93

**3.3.2.2.** Módulo 2 - Espontaneidade de Reacções Químicas e a Segunda Lei da Termodinâmica 95

**3.3.2.3.** Módulo 3 - Um exemplo de aplicação: Solubilidade de Sais e Entropia 98

**3.3.2.4.** Módulo 4 - Questões sobre Entropia 102

**3.3.3.** Roteiro de exploração da página: "Entropia e Desordem" 103

**4. ESTUDO DO IMPACTO DOS MÓDULOS DIGITAIS EM ALUNOS DO 12º ANO DE ESCOLARIDADE** 104

**4.1. Metodologia de investigação** 105

**4.1.1.** Descrição do estudo 105

**4.1.2.** Características da entrevista 107

**4.1.3.** Características da amostra 113

**4.2. Avaliação da aprendizagem dos alunos** 114

**4.2.1.** Registo dos resultados 114

**4.2.2.** Análise e discussão dos resultados 114

**A** - Análise das folhas de respostas 114

**B** - Análise das entrevistas 118

**C** - Discussão dos resultados 128

**4.3. Conclusão do estudo** 130

**4.3.1.** Implicações para o ensino 130

**4.3.2.** Reformulação dos recursos digitais 132

**5. CONCLUSÕES** 134

**BIBLIOGRAFIA** 138

**ANEXOS** 143

Anexo I - Roteiro de exploração da página: "Entropia e Desordem" 144

Anexo II - Folha de respostas 154

Anexo III - Guião da entrevista 159

Anexo IV - Transcrição das entrevistas 162

# ÍNDICE DE FIGURAS

**Pág.**

Figura 2.1 - Sistema e o exterior. Adaptado de Corrêa e Basto, 2001. 7
Figura 2.2 - Nicolas Léonard Sadi Carnot (1791 - 1832). 8
Figura 2.3 - Máquina térmica em que o calórico cai da fonte quente para a fonte fria. 9
Figura 2.4 - Máquina térmica em que o calórico vai da fonte fria para a fonte quente. 9
Figura 2.5 - Benjamin Thompson (1753-1814). 10
Figura 2.6 - Julius Robert Mayer (1814 - 1878). 11
Figura 2.7 - Rudolf Julius Emanuel Clausius (1822 - 1888). 11
Figura 2.8 - Esquema representativo do critério de Clausius. Adaptado de Corrêa e Basto, 2001. 11
Figura 2.9 - James Prescott Joule (1818 - 1889). 12
Figura 2.10 - Hermann Ludwig Ferdinand *von* Helmholtz (1821 - 1894). 13
Figura 2.11 - Germain Henri Hess (1802 - 1850). 15
Figura 2.12 - Marcelin-Pierre Berthelot (1827 - 1907). 17
Figura 2.13 - William Thomson (*Lord* Kelvin) (1824 - 1907). 18
Figura 2.14 - James Clerk Maxwell (1831 - 1879). 19
Figura 2.15 - Ludwig Edward Boltzmann (1844 - 1906). 19
Figura 2.16 - Josiah Williard Gibbs (1839 - 1903). 20
Figura 2.17 - Walther Hermann Nerst (1864 - 1941). 20
Figura 2.18 - Max Karl Ludwig Planck (1858 - 1947). 20
Figura 2.19- Um modo de arranjo das quatro moléculas de monóxido de carbono. Adaptado de Atkins e Jones, 1998. 22
Figura 2.20 - Dezasseis modos de arranjo de quatro moléculas de monóxido de carbono. Adaptado de Atkins e Jones, 1998. 23
Figura 2.21 - Níveis de energia que as partículas numa caixa podem ocupar quando se aumenta a temperatura. Adaptado de Atkins e Jones, 1998. 24
Figura 2.22 - Níveis de energia que as partículas numa caixa podem ocupar quando se aumenta o volume. Adaptado de Atkins e Jones, 1998. 25

Figura 2.23 -Representação esquemática dos processos exotérmicos e endotérmicos. Adaptado de Corrêa e Basto, 2001. 27

Figura 2.24 - Sistema isolado constituído por dois corpos 1 e 2, a temperaturas diferentes. Adaptado de Corrêa e Basto, 2001. 32

Figura 3.1 - Imagem do Portal de Ciência e Cultura Científica - Mocho. 83

Figura 3.2 - Imagem da simulação computacional *on-line* acerca da entropia e desordem. 84

Figura 3.3 -Imagem da simulação computacional *on-line* do Demónio de Maxwell. 84

Figura 3.4 - Imagem da simulação computacional *on-line* acerca da entropia. 84

Figura 3.5 - Imagem da simulação computacional *on-line* acerca da segunda Lei da Termodinâmica. 85

Figura 3.6 - Imagem da animação acerca da entropia das moléculas. 85

Figura 3.7 - Imagem de entrada da página "Molecularium". 90

Figura 3.8 - Zona de créditos da página "Entropia e Desordem". 90

Figura 3.9- Imagem do sistema hipertexto/hipermédia "Um pouco de história acerca das Leis da Termodinâmica". 91

Figura 3.10 - Imagem de entrada da página: "Entropia e Desordem". 92

Figura 3.11 - Imagem de entrada da simulação computacional "Demónio de Maxwell". 93

Figura 3.12 - Selecção do número de bolas que vão cair nos compartimentos das caixas. 94

Figura 3.13 - O "entropímetro". 94

Figura 3.14 - Imagem de entrada do módulo digital "Espontaneidade de Reacções Químicas e a Segunda Lei da Termodinâmica". 95

Figura 3.15 - Imagem do módulo digital que evidencia a entropia do sistema inicial e o utilizador tem de clicar na opção correcta para verificar o que sucede à entropia do sistema final. 96

Figura 3.16 - Imagem do módulo digital que evidencia a entropia do exterior inicial e o utilizador tem de clicar na opção correcta para verificar o que sucede à entropia do exterior final. 96

Figura 3.17 - Imagem do módulo digital que evidencia a entropia do universo inicial e o utilizador tem de clicar na opção correcta para verificar o que sucede à entropia do universo final. 96

Figura 3.18 - O utilizador selecciona a opção correcta, se a reacção é espontânea ou não espontânea. 97

Figura 3.19 - Imagem do módulo digital que evidencia as respostas às questões para a reacção de formação de cloreto de amónio. 97

Figura 3.20 - Figura estática que simula o "antes" e o "depois" para a dissolução de igual quantidade de NaCl e $CaCO_3$ em igual quantidade de água, num sistema isolado. 98

Figura 3.21 - Simulação computacional demonstrativa que simula o "antes" e o "depois" para a dissolução de igual quantidade de $MgCO_3$ e $MgSO_4$ em igual quantidade de água, num sistema isolado. 100

Figura 3.22 - Imagem da simulação computacional que evidencia o "efeito entálpico" na dissolução dos dois sais. 100

Figura 3.23 - Imagem de entrada do módulo digital "Questões sobre Entropia". 102

Figura 3.24 - Imagem de uma das questões do módulo digital. 102

Figura 3.25 - Imagem final do módulo digital onde se evidencia o número de respostas certas e erradas. 103

# ÍNDICE DE GRÁFICOS

**Pág.**

Gráfico 2.1 - Representação gráfica $\frac{C_P}{T}$ em função de $T$. Adaptado de Atkins e Jones, 1998. 30

Gráfico 2.2 - Variação da energia de Gibbs nos processos. Adaptado de Atkins e Jones, 1998. 36

# ÍNDICE DE TABELAS

**Pág.**

Tabela 2.1 - Os valores de $\Delta S_{sist}$ e de $\Delta S_{ext}$ determinam o sinal de $\Delta S_{univ}$. 34

Tabela 2.2 - Exemplos de processos espontâneos e não espontâneos. 34

Tabela 2.3 - Os valores de $\Delta H_{sist}$ e $\Delta S_{sist}$ determinam o sinal de $\Delta G_{sist}$. *In* Corrêa e Basto, 2001. 37

Tabela 2.4 - Os valores de $\Delta_r H°$ e $\Delta_r S°$ determinam a extensão do processo, a uma determinada temperatura. 40

Tabela 2.5 - Valores termodinâmicos para as dissoluções de NaCl e $CaCO_3$, para $T = 298$ K (Atkins, 1998). 43

Tabela 2.6 - Valores termodinâmicos para as dissoluções de $MgCO_3$ e $MgSO_4$, para $T = 298$ K (Atkins, 1998). 44

Tabela 2.7 - Valores termodinâmicos para as ionizações de HI e de HCl, para $T = 298$ K (Liptrot, Thompson e Walker, 1986). 45

Tabela 2.8 - Dificuldades dos alunos relativamente à espontaneidade. 59

Tabela 2.9 - Dificuldades dos alunos relativamente à entropia. 62

Tabela 2.10 - Dificuldades dos alunos relativamente à reversibilidade/irreversibilidade. 63

Tabela 4.1 - Características da amostra de alunos que exploraram os módulos digitais. 113

Tabela 4.2 - Características da amostra de alunos que foram entrevistados. 114

Tabela 4.3 - Opiniões dos grupos de alunos relativamente ao conjunto de módulos digitais. 117

Tabela 4.4 - Opiniões dos alunos entrevistados relativamente ao conjunto de módulos digitais. 122

Tabela 4.5 - Sugestões de reformulação do conjunto de módulos digitais apresentadas pelos alunos entrevistados. 127

Tabela 4.6 - Sugestões de superação de algumas dificuldades dos alunos. 131

**Capítulo 1**

# INTRODUÇÃO

# 1. INTRODUÇÃO

A sociedade está em constante transformação e a escola não pode ficar à margem das grandes mudanças que estão a ocorrer. É então necessário um ensino que não se limite a um conjunto de factos e conceitos, mais ao menos relacionados entre si, mas que provoque alterações do comportamento dos alunos, que os leve a reconhecer as potencialidades da Ciência e que os prepare de uma forma mais eficaz para as exigências da sociedade actual.

A implementação das Tecnologias de Informação e Comunicação nas escolas representa um dos maiores desafios de inovação pedagógica e tecnológica enfrentados pelos sistemas de educação em todo o mundo. A sua integração é um meio auxiliar bastante poderoso para ensinar e aprender Ciência e poderá modernizar o processo de ensino-aprendizagem desde que a escola acompanhe as transformações sociais.

A responsabilidade pela mudança pertence a todos, mas o professor só conseguirá evoluir se for ao mesmo tempo professor e aprendiz, criador de ambientes de aprendizagem que permitam a produção de novos conhecimentos.

Neste trabalho, pretende-se analisar vários aspectos com o intuito de promover um ensino mais eficaz e estimulante da segunda Lei da Termodinâmica em Química. Nomeadamente, organizar as principais dificuldades que os alunos apresentam e sugerir algumas propostas pedagógicas para as colmatar, entre as quais investigar o efeito do uso de recursos digitais no ensino e aprendizagem deste tema. Pretende-se, assim, dar resposta ao seguinte problema: "Como abordar a segunda Lei da Termodinâmica em Química no processo de ensino e aprendizagem de forma a colmatar as dificuldades dos alunos?"

Diversos argumentos podem ser apresentados para justificar a escolha do tema "segunda Lei da Termodinâmica" para a realização deste trabalho. A importância do tema como base de critério de espontaneidade e de equilíbrio, tanto em Física como em Química, é crucial. A vulgarização do tema no dia-a-dia é uma realidade, ocorrendo a utilização do conceito de entropia fora do seu contexto original, por exemplo, na Antropologia, na Economia, na Biologia, etc. O facto de cada vez mais se reconhecer a importância do assunto conduz à introdução deste tema no ensino mais cedo. O reconhecimento da dificuldade deste tema e a ausência de grande preparação dos professores sobre ele constituíram também uma motivação desta tese.

Este trabalho inicia-se com uma abordagem científico-pedagógica da segunda Lei da Termodinâmica (**2.**), apresentando-se alguns princípios fundamentais da Termodinâmica (**2.1.**). Uma breve abordagem histórica das Leis da Termodinâmica e alguns conceitos relevantes relacionados com a segunda Lei da Termodinâmica (a entropia, a energia de Gibbs, etc.) são apresentados.

De seguida, procede-se ao enquadramento do ensino da segunda Lei da Termodinâmica (**2.2.**), sendo enfatizada a ligação aos currículos do Ensino Secundário, apresentando-se os conteúdos programáticos e/ou objectivos gerais das disciplinas de Física e de Química do 10º ao 12º ano de escolaridade. É também apresentada a abordagem de dois dos manuais mais adoptados actualmente no 12º ano de escolaridade.

Ao leccionar este tema, o professor deverá ter a preocupação de pesquisar o que os alunos já sabem, nomeadamente as dificuldades dos alunos (**2.3.**). Estas dificuldades são descritas como sendo o resultado da existência de concepções alternativas e de obstáculos à aprendizagem. A partir da revisão bibliográfica organizam-se as dificuldades dos alunos acerca da segunda Lei da Termodinâmica em três partes: Espontaneidade, Entropia e Reversibilidade/Irreversibilidade.

Algumas estratégias possíveis de implementação na abordagem deste tema ao nível do Ensino Secundário são apresentadas (**2.4.**), valorizando-se a utilização das Tecnologias de Informação e Comunicação.

No terceiro capítulo abordam-se os recursos digitais no ensino-aprendizagem das Ciências (**3.**). Inicialmente, procede-se a uma contextualização das Tecnologias de Informação e Comunicação na educação (**3.1.**), dando relevo aos sistemas hipertexto/hipermédia e às simulações computacionais. As potencialidades pedagógicas e as dificuldades/constrangimentos das Tecnologias de Informação e Comunicação na educação são discutidas.

No caso particular da segunda Lei da Termodinâmica (**3.2.**), realiza-se uma pesquisa das simulações computacionais *on-line* existentes e de *sites* acerca deste tema.

Dada a escassez de recursos digitais acerca deste tema partiu-se para a construção de um sistema hipertexto/hipermédia denominado "Um pouco de história acerca das Leis da Termodinâmica" e de uma página denominada "Entropia e Desordem" (**3.3.**). Esta página integra um conjunto de quatro módulos digitais (Demónio de Maxwell, Espontaneidade de Reacções Químicas e a Segunda Lei da Termodinâmica, Um exemplo

de aplicação: Dissolução de Sais e Entropia e Questões sobre Entropia).

No quarto capítulo procede-se à descrição do estudo de impacto do conjunto de módulos digitais em alunos no 12º ano de escolaridade (**4.**). Inicialmente, descreve-se a metodologia de investigação utilizada (**4.1.**), referindo-se os objectivos e a hipótese do estudo ("Será que a utilização de módulos digitais sobre entropia é um recurso pedagógico útil para alunos do 12º ano de escolaridade de Química, na compreensão da segunda Lei da Termodinâmica?"). Para testar a hipótese de trabalho formulada implementou-se o conjunto de módulos numa turma de 12º ano de escolaridade, da Escola Secundária da Trofa. Após a exploração do conjunto de módulos digitais, procede-se a uma investigação qualitativa, recorrendo-se à entrevista como metodologia de investigação.

Para avaliar a aprendizagem dos alunos (**4.2.**) procede-se à análise e discussão dos resultados obtidos (folhas de respostas e a transcrição das entrevistas).

Deste estudo são retiradas algumas conclusões (**4.3.**) que têm algumas implicações no ensino. Algumas sugestões para superar as dificuldades dos alunos acerca da segunda Lei da Termodinâmica são apresentadas, assim como algumas pistas de reformulação dos recursos digitais a desenvolver no futuro.

No ultimo capítulo (**5.**) apresentam-se as principais conclusões deste trabalho.

Para complementar e/ou fundamentar a exposição ao longo dos vários capítulos são apresentados alguns anexos. No anexo A apresenta-se o roteiro de exploração da página: "Entropia e Desordem" utilizado no presente estudo, com algumas questões e no anexo B surge a respectiva folha de respostas. No anexo C apresenta-se o guião da entrevista e no anexo D apresenta-se a transcrição das entrevistas realizadas.

Acompanha este trabalho um CD-ROM que contém a própria tese em formato digital, o sistema hipertexto/hipermédia "Um pouco de história acerca das Leis da Termodinâmica" e a página da *Internet* "Entropia e Desordem"

A tese está igualmente disponível *on-line* em http://nautilus.fis.uc.pt/cec/teses/delfina/.

## Capítulo 2

# "ESTADO DA ARTE" NA VERTENTE CIENTÍFICO-PEDAGÓGICA DA SEGUNDA LEI DA TERMODINÂMICA

# 2. "ESTADO DA ARTE" NA VERTENTE CIENTÍFICO-PEDAGÓGICA DA SEGUNDA LEI DA TERMODINÂMICA

Neste capítulo procede-se a uma contextualização científico-pedagógica da segunda Lei da Termodinâmica. Inicialmente, descrevem-se alguns princípios fundamentais da Termodinâmica, apresentando-se uma breve evolução histórica das três Leis da Termodinâmica e analisando com maior profundidade os aspectos fundamentais da segunda Lei da Termodinâmica. Posteriormente procede-se ao enquadramento do ensino desta lei nos *curricula* e nos manuais do Ensino Secundário. A partir da pesquisa bibliográfica são organizadas algumas dificuldades dos alunos relativas a este tema. Algumas estratégias de ensino-aprendizagem são propostas para procurar colmatar as dificuldades que os alunos apresentam e para sugerir mudanças na forma de ensinar e aprender a segunda Lei da Termodinâmica.

## 2.1. Princípios fundamentais da Termodinâmica

A Termodinâmica é uma Ciência macroscópica que estuda as transformações entre as diversas formas de energia, procurando estabelecer relações quantitativas entre elas. Esta Ciência estuda em particular as transferências de energia como calor e trabalho, a relação entre as propriedades dos sistemas em equilíbrio (a pressão, a temperatura, o volume) e a forma como afectam o equilíbrio.

O conceito de sistema desempenha um papel fundamental na Termodinâmica. O sistema pode ser definido como uma região do espaço contendo uma certa quantidade de matéria. A descrição de um sistema consiste na identificação dos seus componentes, do seu estado físico e de um dado número de propriedades que traduzem o estado do sistema.

O sistema é separado do exterior por uma fronteira, que tanto pode ser uma parede realmente existente ou uma superfície imaginária, que divide o espaço em duas regiões (figura 2.1). É através da fronteira que se dão as transferências de calor e trabalho entre o sistema e o exterior.

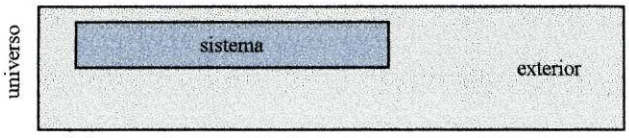



Figura 2.1- Sistema e o exterior. Adaptado de Corrêa e Basto, 2001.

De um modo geral pode-se classificar os sistemas da seguinte forma:

- sistemas isolados em que não há trocas de energia nem de massa com o exterior;
- sistemas abertos em que há trocas de energia e de massa com o exterior;
- sistemas fechados em que há trocas de energia, mas não de massa com o exterior.

As Leis da Termodinâmica descrevem as possibilidades de transformações que podem ocorrer num dado sistema. Neste trabalho procede-se a uma breve descrição das três Leis da Termodinâmica, dando especial importância à segunda Lei da Termodinâmica.

De uma forma geral, a Termodinâmica é considerada por muitos alunos um assunto complicado e no qual apresentam muitas dificuldades (Banergjee, 1995). Contudo, em vez de se retirar a Termodinâmica do currículo e de ser só ensinada na Universidade, a solução pode passar pela introdução de novas experiências de aprendizagem que permitam aos alunos compreender o conhecimento científico e desenvolver competências de natureza diversa (Wright, 1974). Uma dessas experiências poderá ser a abordagem da História das Ciências.

Como o estudo da História das Ciências tem um papel relevante para a ampliação do conhecimento científico e é um dos objectivos gerais dos novos programas do Ministério da Educação: "Conhecer marcos importantes na História da Física e da Química" (Ministério da Educação, 2001), propõe-se uma breve abordagem histórica das três Leis da Termodinâmica.

### 2.1.1. Um pouco de história acerca das Leis da Termodinâmica

A Termodinâmica nasceu no século XIX, como resultado das preocupações relativas às máquinas a vapor, dos laços entre os fenómenos mecânicos e os térmicos assim como da evolução da calorimetria.

### 2.1.1.1. A história da primeira Lei da Termodinâmica

A história da primeira Lei da Termodinâmica é bastante longa, formada por várias experiências. O principal problema enfrentado era a ideia da existência de uma substância denominada calórico[1] (Bassalo, 1998).

Nicolas Léonard Sadi Carnot (figura 2.2) físico francês apresentou, em 1824, um trabalho "*Réflexions sur la puissance motrice du feu et sur les machines propres a développer cette puissance*" (*Reflexões sobre a potência motriz do fogo e sobre as máquinas preparadas para desenvolver essa potência*) que foi inicialmente ignorado, e actualmente constitui uma das obras-primas da História das Ciências (Rosmorduc, 1983).



Figura 2.2 - Nicolas Léonard Sadi Carnot (1791 - 1832).

Carnot (1824) escreveu no seu trabalho a frase: "Ninguém ignora que o calor pode ser a causa do movimento. Que ele possui até uma grande potência motriz: as máquinas a vapor, hoje tão espalhadas, são uma prova eloquente para quem tiver olhos para ver."

Carnot estabeleceu uma das mais importantes sistematizações da Termodinâmica, ao delimitar a transformação da energia térmica (calor) em energia mecânica (trabalho). Ele acreditava na criação de energia mecânica por simples transporte de calórico. Por exemplo, a máquina a vapor realizava trabalho quando o calor passava da fonte quente (caldeira) para a fonte fria (condensador).

Carnot descreveu uma máquina (a máquina térmica) na qual comparou a queda do calórico com a queda de água de uma caixa de água. Ao considerar o facto de que essa água podia voltar à sua caixa por intermédio de uma bomba, concluiu que a sua máquina

[1] Antoine Laurent Lavoisier (1743 - 1794) considerava o calor como um fluído elástico, indestrutível e imponderável, designado calórico. Um corpo mais quente tinha mais calórico do que um frio e os fenómenos térmicos explicavam-se por trocas de calórico entre os corpos. Esta teoria denominada Teoria do Calórico foi sendo posta em causa desde a sua apresentação.

poderia trabalhar de modo reversível[2], isto é, ora deixando o calórico cair da fonte quente para a fonte fria (figura 2.3), ora elevando-o da fria para a quente (figura 2.4).

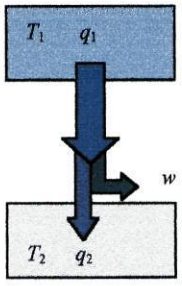



Figura 2.3 - Máquina térmica em que o calórico cai da fonte quente para a fonte fria.

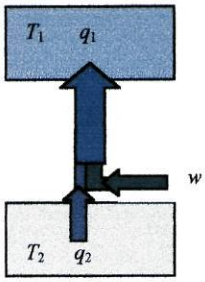



Figura 2.4 - Máquina térmica em que o calórico vai da fonte fria para a fonte quente.

Carnot apresentou sem o justificar, um número, 3,62 J $cal^{-1}$, representando a quantidade de potência motriz (trabalho) necessária para produzir uma certa quantidade de calor, usando um raciocínio semelhante ao que seria utilizado, mais tarde, em 1842, pelo físico Julius Mayer (Rosmorduc, 1983).

Mais tarde, em 1832, Carnot morreu de cólera e descobriu-se uma série de notas, nas quais descreveu novas experiências com a sua máquina, em que se veio a verificar que ele tinha posto de lado a Teoria do Calórico e sugeriu que o que havia era conservação de energia e não de calor (Palavra e Castro, 1988). "Podemos estabelecer como tese geral que a potência motriz existe em quantidade invariável na Natureza, que ela nunca é, propriamente falando, nem produzida nem destruída. Na verdade ela muda de forma, isto é, ela produz umas vezes um tipo de movimento outras vezes um tipo diferente, mas nunca é destruída. Este princípio deduz-se por si só, digamos assim, da teoria mecânica" (Carnot, 1824).

[2] Processos reversíveis são processos em que, por ligeira alteração da grandeza que determina a evolução do processo, se pode inverter o sentido da evolução do mesmo, de tal forma que a condição original possa ser restabelecida. Estes processos podem ser executados apenas por etapas infinitesimais de tal modo que cada etapa é caracterizada por um estado de equilíbrio. Os processos irreversíveis são processos que ocorrem espontaneamente num dado sentido e que não podem ser revertidos por uma mudança infinitesimal.

Eis esboçando a primeira Lei da Termodinâmica ao apresentar a conservação da energia e a possibilidade de transformações recíprocas das diferentes formas de energia. Esta conclusão já tinha sido estabelecida anteriormente graças aos trabalhos de Mayer, Joule e Helmholtz, mas após 40 anos da morte de Carnot é que se publicou a obra em que se tornou evidente que ele já tinha chegado à primeira Lei da Termodinâmica antes de todos os outros. Actualmente é considerado o pai da Termodinâmica.

Só nos finais do século XVIII se pôs de parte a Teoria do Calórico, através de um jovem americano chamado, Benjamin Thompson, conde de Rumford (figura 2.5).



Figura 2.5 - Benjamin Thompson (1753-1814).

Em 1978, Thompson trabalhou em Munique como supervisor no fabrico de canhões para o Exército (Rosmorduc, 1983). Durante a perfuração de barras para o fabrico de tubos de canhões, verificou que se gerava grande quantidade de calor. Ao mergulhar as barras quentes em água, esta aquecia chegando mesmo a entrar em ebulição. De acordo com a Teoria do Calórico para fazer com que a água entrasse em ebulição era necessário fornecer-lhe calórico.

Thompson ao medir o calor produzido provou que era possível produzir uma quantidade indefinida de calor a partir de uma quantidade limitada de matéria (Palavra e Castro, 1988). Desta forma desmentia a teoria material do calor, ao mostrar que não existia o calórico e que o calor não era uma substância mas que estaria relacionado com o movimento do processo de perfuração das barras (trabalho mecânico).

A primeira Lei da Termodinâmica, de acordo com a qual calor e trabalho são mutuamente interconversíveis, foi primeiramente estabelecida de maneira clara pelo físico e médico alemão Julius Robert Mayer (figura 2.6), em 1842 (Rosmorduc, 1983). "Quando um sistema material apenas troca trabalho mecânico e calor com o exterior, e volta de seguida ao seu estado inicial: se o sistema recebeu trabalho, cedeu calor; se o sistema recebeu calor, forneceu trabalho; há uma razão constante entre o trabalho ($w$) e a

quantidade de calor ($q$) trocadas: $\frac{w}{q}$ = constante = $J$, em que $J$ é designado por equivalente mecânico do calor" (Mayer, 1842, citado por Rosmorduc, 1983).



Figura 2.6 - Julius Robert Mayer (1814 - 1878).

Mayer concluiu que a relação existente entre o calor e o trabalho também existia entre várias formas de energia: a química, a eléctrica, etc.

Ele obteve para $J$ um valor em torno de 3,56 J $cal^{-1}$ (Palavra e Castro, 1988). Se ele tivesse usado os dados experimentais actuais teria chegado ao valor conhecido actualmente (4,184 J $cal^{-1}$).

O físico alemão Rudolf Julius Emanuel Clausius (figura 2.7) apresentou ideias que tiveram influência na formulação desta lei e também na segunda Lei da Termodinâmica.



Figura 2.7 - Rudolf Julius Emanuel Clausius (1822 - 1888).

Clausius apresentou o critério que quer o trabalho quer o calor fornecidos pelo exterior ao sistema são positivos (figura 2.8). Pelo contrário, quer o trabalho quer o calor fornecidos pelo sistema ao exterior são negativos (Corrêa e Basto, 2001).

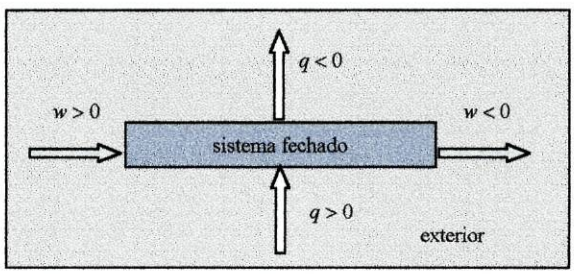



Figura 2.8 - Esquema representativo do critério de Clausius. Adaptado de Corrêa e Basto, 2001.

Em 1843, o físico inglês James Prescott Joule (figura 2.9) convenceu os cépticos de que o calor não era uma substância, finalizando com a Teoria do Calórico e conduzindo à Teoria Mecânica do Calor (Prigogine e Kondepudi, 1999). Segundo esta teoria o calor é a energia transferida de um corpo para outro, devido à diferença de temperaturas entre os corpos.



Figura 2.9 - James Prescott Joule (1818 - 1889).

A partir de um grande número de experiências, Joule chegou à mesma conclusão que Mayer, de que o mesmo efeito podia ser conseguido quer fornecendo calor quer fornecendo trabalho.

Com todo o seu trabalho, Joule verificou que o equivalente mecânico da caloria era 4,154 J (Palavra e Castro, 1988).

Actualmente existem três formas diferentes de definir caloria: caloria termodinâmica ($cal_{th}$ = 4,184 J), caloria internacional de vapor ($cal_{IT}$ = 4,1868 J) e caloria a 15°C ($cal_{15}$ = 4,1855 J). Normalmente é apenas utilizado o símbolo cal (IUPAC, 1997).

Ao comparar o valor do equivalente mecânico da caloria conhecido actualmente e o obtido por Joule, verifica-se que o erro experimental deste último é de aproximadamente 1%. Em sua homenagem a unidade do Sistema Internacional (SI) de energia, sob todas as formas, é o Joule, embora se utilize ainda, por tradição, a caloria.

Joule concluiu que a energia que um corpo tinha em virtude da posição (energia potencial) podia transformar-se em energia devida ao movimento do sistema ou dos seus componentes (energia cinética) e a energia cinética podia transformar-se em calor. Mas, de uma maneira geral era impossível que a energia se gerasse do nada. O calor e a energia mecânica podem portanto ser consideradas como manifestações diferentes da mesma quantidade física: a energia.

Em 1847, o fisiologista e físico alemão Hermann Ludwig Ferdinand *von* Helmholtz (figura 2.10) publicou um artigo baseado nos trabalhos de Carnot e Joule (Palavra e Castro, 1988). Nesse artigo expôs as bases científicas e filosóficas da primeira Lei da Termodinâmica, fundamentando-a em bases matemáticas, onde estabeleceu claramente a

conversão da energia como um princípio de validade universal aplicável a todos os fenómenos.



Figura 2.10 - Hermann Ludwig Ferdinand *von* Helmholtz (1821 - 1894).

Helmholtz partiu da experiência que mostrava que é impossível gerar calor a partir do nada e deduziu que entre o calor e o trabalho existia uma relação invariável.

Ao tentar generalizar o conceito Newtoniano de movimento, de um grande número de corpos submetidos a atracções mútuas, mostrou que a energia interna ($U$) permanecia constante. A energia interna é a energia que existe no interior do sistema e é igual à soma da energia cinética e potencial das moléculas que compõem o sistema.

A primeira Lei da Termodinâmica relaciona trabalho, calor e energia interna. A seguir descreve-se o desenvolvimento teórico das ideias apresentadas por estes físicos.

O trabalho ($w$) é uma forma de transferência de energia que é definido como a aplicação de uma força ($F$) ao longo de uma distância ($d$) e é calculado através do produto da força pela distância.

$$w = F \times d \tag{2.1}$$

Num sistema podem ocorrer dois tipos de trabalho, o trabalho-$PV$ e o trabalho não-$PV$.

- O trabalho-$PV$ envolve a variação de volume ($\mathrm{d}V$) do sistema, realizado contra uma pressão externa ($P_{ext}$). Por exemplo, o trabalho realizado por um gás ideal que se expande contra uma pressão externa é [3]:

$$w = \int - P_{ext}\, \mathrm{d}V \tag{2.2}$$

Caso a expansão seja reversível, diz-se que o sistema está em equilíbrio com o exterior e em qualquer estado da expansão a pressão externa é igual à pressão do gás.

[3] Por convenção, o trabalho que é fornecido pelo exterior ao sistema é positivo, enquanto o trabalho que é fornecido pelo sistema ao exterior é negativo.

Considerando que a expansão ocorre a uma temperatura constante, a pressão pode ser calculada por: $P = \frac{nRT}{V}$, sendo $n$ a quantidade de substância, $T$ a temperatura absoluta e $R$ a constante dos gases.

O trabalho pode ser calculado pela seguinte equação,

$$w_{rev} = - nRT \int_{V_i}^{V_f} \frac{dV}{V} \tag{2.3}$$

integrando, obtém-se

$$w_{rev} = - nRT \ln\left(\frac{V_f}{V_i}\right) \tag{2.4}$$

- O trabalho não-$PV$ não envolve a variação do volume, como por exemplo, o trabalho mecânico e o eléctrico.

A energia interna pode aumentar através da realização de trabalho ($w$) sobre o sistema, ou por meio da passagem de calor ($q$) do exterior para o sistema. Assim, a variação da energia interna ($\Delta U$) é dada pela seguinte equação, que traduz a primeira Lei da Termodinâmica:

$$\Delta U = w + q \tag{2.5}$$

Um dos possíveis enunciados desta lei é: "A variação da energia interna de um sistema é igual à energia transferida através da fronteira, tanto pela realização de trabalho como pela ocorrência de um fluxo de calor" (Atkins e Jones, 1998).

Num sistema isolado, $q = 0$ e $w = 0$, a variação da energia interna é zero ($\Delta U = 0$) e a energia interna permanece constante.

Por outro lado, se só se tiver trabalho-$PV$,

$$\Delta U = - P\Delta V + q \tag{2.6}$$

a volume constante ($\Delta V = 0$), não se realiza trabalho ($w = 0$) e a variação de energia interna é devida apenas ao calor:

$$\Delta U = q \tag{2.7}$$

Contudo, a maior parte das reacções químicas é realizada não a volume constante mas a pressão constante. O calor fornecido a pressão constante é igual à variação de outra propriedade termodinâmica do sistema, a entalpia ($H$), que é definida da seguinte forma:

$$H = U + PV \tag{2.8}$$

Uma variação de entalpia de um sistema é igual ao calor libertado ou absorvido a pressão constante. Dependendo do sinal de $\Delta H$, a reacção pode ser endotérmica ($\Delta H > 0$) e há absorção de energia sob a forma de calor ou exotérmica ($\Delta H < 0$) e há libertação de energia sob a forma de calor.

Ao substituir a equação (2.5), na equação anterior obtém-se:

$$\Delta H = w + q + P\Delta V \tag{2.9}$$

Se só existir trabalho-$PV$,

$$\Delta H = - P\Delta V + q + P\Delta V \tag{2.10}$$

e a pressão constante a variação de entalpia é devida apenas ao calor:

$$\Delta H = q \tag{2.11}$$

Portanto, quando se transfere energia sob a forma de calor para um sistema a pressão constante, a entalpia do sistema aumenta.

Em 1840, o químico russo/suíço Germain Henri Hess (figura 2.11) aplicou a primeira Lei da Termodinâmica às reacções químicas (Prigogine e Kondepudi, 1999).



Figura 2.11 - Germain Henri Hess (1802 - 1850).

Este químico formulou a Lei de Hess que permite prever o calor libertado ou absorvido numa reacção cujas entalpias são conhecidas: "Quando os reagentes são convertidos em produtos da reacção, a variação de entalpia é a mesma quer a reacção se dê num só passo ou numa série de passos" (Chang, 1994).

A entalpia de formação padrão ($\Delta_f H^o$) de qualquer substância é o calor absorvido quando uma mole de substância no seu estado padrão[4] é formada a partir da forma mais estável dos elementos constituintes no seu estado padrão (Atkins e Jones, 1998).

[4] O estado padrão é relativo à pressão de 1 bar e a uma dada temperatura. Uma substância (sólido ou líquido) está no estado padrão quando se encontra na sua forma pura e tem actividade unitária. O gás está no estado padrão quando tem a pressão parcial de 1 bar e fugacidade unitária. Para soluções aquosas o estado padrão refere-se a uma mistura ideal de actividade unitária.

A variação de entalpia padrão das reacções ($\Delta_r H^\circ$) pode ser determinada a partir das entalpias de formação padrão dos reagentes e dos produtos da reacção ($\Delta_f H^\circ$), como se mostra na seguinte equação,

$$\Delta_r H^\circ = \sum n\, \Delta_f H^\circ(\text{produtos}) - \sum m\, \Delta_f H^\circ(\text{reagentes}) \qquad (2.12)$$

em que *n e m* representam os coeficientes dos produtos e dos reagentes da reacção.

A entalpia padrão de formação dos elementos na sua forma mais estável é nula ($\Delta_f H^\circ = 0$) (Chang, 1994).

As transferências de energia sob a forma de calor podem ser medidas com um calorímetro. Numa reacção em que é libertada energia sob a forma de calor para o calorímetro, ocorre um aumento da temperatura. O aumento da temperatura é proporcional à energia transferida como calor ($q_{cal}$), sendo a constante de proporcionalidade a capacidade calorífica do calorímetro ($C_{cal}$),

$$q_{cal} = C_{cal}\, \Delta T \qquad (2.13)$$

A volume constante $C = C_V$ *e* $q = \Delta U$ e a pressão constante $C = C_P$ *e* $q = \Delta H$.

Em suma, a primeira Lei da Termodinâmica deve-se principalmente a três cientistas: Mayer, Joule e Helmholtz, sendo considerada uma das maiores descobertas da Física dos meados do século XIX.

### 2.1.1.2. A história da segunda Lei da Termodinâmica

Apesar de ser a segunda Lei da Termodinâmica, esta foi a primeira a ser formulada (Palavra e Castro, 1988). Vários investigadores pretenderam esclarecer o que determinava a direcção única dos processos espontâneos.

Pela observação da queda de água e da contracção de uma borracha verificava-se a existência de um abaixamento da energia potencial do sistema. Estas observações levaram a que se admitisse que a variação de energia num processo fosse o critério de espontaneidade.

No caso particular de uma reacção química, se houver uma diminuição de energia quando se passa dos reagentes para os produtos da reacção, essa energia será cedida pelo sistema nalguma forma, presumivelmente na forma de calor. Por isso, o químico francês Marcelin-Pierre Berthelot (figura 2.12) sugeriu que a variação de energia medida pelo calor libertado numa reacção fosse o critério de espontaneidade da reacção química. Em

apoio desta hipótese apresentou uma série de reacções em que se libertava calor (reacções exotérmicas) que eram espontâneas.

A hipótese de que só as reacções exotérmicas seriam espontâneas teve de ser posta de lado, pois a experiência mostrou uma série de reacções espontâneas em que há absorção de calor (reacções endotérmicas), por exemplo, a dissolução do nitrato de amónio em água.



Figura 2.12 - Marcelin-Pierre Berthelot (1827 - 1907).

Assim, tornou-se necessário procurar outra grandeza termodinâmica para ajudar a prever a direcção das reacções químicas.

Clausius a partir das ideias de Carnot clarificou muitos dos conceitos da segunda Lei Termodinâmica dando-lhe a forma actual. "É impossível que uma máquina frigorífica que trabalhe ciclicamente transfira energia como calor, de um corpo frio para outro quente, sem que um agente externo realize trabalho" (Clausius, 1850, citado por Bassalo, 1998).

Clausius ao considerar que existia uma equivalência entre calor e trabalho e que era impossível realizar um processo cíclico em que se transfira calor de um corpo mais frio para um corpo mais quente descrevia, respectivamente, a primeira e a segunda Lei da Termodinâmica.

Em 1854, Clausius introduziu o conceito do valor de equivalência de uma transformação térmica e que era medido pela relação entre a quantidade de calor ($q$) e a temperatura ($T$) na qual ocorria a transformação (Bassalo, 1998). Por intermédio desse conceito físico, fez a distinção entre processos reversíveis e irreversíveis. Assim, assumiu arbitrariamente que a transformação de calor de um corpo quente para um frio tinha um valor de equivalência positivo.

Em 1865, publicou um trabalho no qual propôs o termo entropia (do grego *entropé*, significa mudança, volta), representado por $S$, em lugar do termo valor de equivalência, que havia usado em 1854 (Bassalo, 1998).

A capacidade de dedução de Clausius, baseada em análises matemáticas relativamente simples, permitiu-lhe chegar a uma equação que relaciona a entropia com

a transferência de calor, para um processo reversível ($dS = \frac{dq_{rev}}{T}$) e para um processo irreversível ($dS > \frac{dq_{irrev}}{T}$). Estas expressões permitem concluir que: "Em qualquer transformação que se produza num sistema isolado, a entropia do sistema aumenta ou permanece constante. Não há portanto qualquer sistema térmico perfeito no qual todo o calor é transformado em trabalho. Existe sempre uma determinada perda de energia" (Clausius, 1865, citado por Rosmorduc, 1983).

Esta é uma das formas de exprimir a actual segunda Lei da Termodinâmica que resultou, principalmente, dos esforços de dois cientistas: Carnot e Clausius.

O físico e matemático escocês William Thomson, *Lord* Kelvin (figura 2.13), a partir das ideias de Carnot introduziu pela primeira vez o vocábulo - Termodinâmica.



Figura 2.13 - William Thomson (*Lord* Kelvin) (1824 - 1907).

Thomson também deduziu a segunda Lei da Termodinâmica, apresentando-a com um enunciado distinto daquele de Clausius: "Nenhum processo é possível em que o único resultado seja a absorção de calor de um recipiente e a sua completa conversão em trabalho" (Thomson, 1849, citado por Rosmorduc, 1983).

Apesar da origem termodinâmica da entropia, introduzida por Clausius em 1865, actualmente utiliza-se muito a interpretação estatística. Os primeiros passos na direcção da interpretação estatística da Termodinâmica foram dados pelo físico e matemático escocês James Clerk Maxwell (figura 2.14), em 1860, através do estudo da distribuição das velocidades das moléculas de um gás (Bassalo, 1998).



Figura 2.14 - James Clerk Maxwell (1831 - 1879).

Em 1867, Maxwell escreveu uma carta na qual apresentou o carácter probabilístico da segunda Lei da Termodinâmica, através do seguinte exemplo: "Um recipiente que possui uma parede no meio com uma janela que poderá ser manipulada por um porteiro (denominado Demónio de Maxwell por William Thomson), contém um gás, a uma determinada temperatura. Através dessa janela, o porteiro deixaria passar partículas que tivessem velocidade alta e impediria a passagem das partículas que tivessem velocidade baixa, já que, segundo a sua distribuição de velocidades, num gás em equilíbrio, as partículas distribuem-se com as mais variadas velocidades."

Assim, depois de um certo tempo, um lado do recipiente estaria mais quente que o outro, mostrando, assim, que o fluxo de calor poderia ocorrer em dois sentidos, e não em apenas um, conforme indicava a segunda Lei da Termodinâmica (o Demónio de Maxwell está proibido pela segunda Lei da Termodinâmica).

O físico austríaco Ludwig Edward Boltzmann (figura 2.15) introduziu, em 1872, a interpretação estatística da entropia. As ideias desenvolvidas por Boltzmann serão apresentadas mais tarde em **2.1.2.1.**.



Figura 2.15 - Ludwig Edward Boltzmann (1844 - 1906).

Um passo decisivo na interpretação do comportamento dos sistemas de interesse em Química foi realizado em 1878, pelo físico norte-americano Josiah Williard Gibbs (figura 2.16) que publicou o artigo intitulado "*On the Equilibrium of Heterogeneous Substances*" (*Sobre o Equilíbrio das Substâncias Heterogéneas*) (Palavra e Castro, 1988).

Neste artigo aplicou as Leis da Termodinâmica às reacções químicas, introduzindo o conceito de energia de Gibbs ($G$). Em **2.1.4.** apresentam-se as ideias desenvolvidas por Gibbs.



Figura 2.16 - Josiah Williard Gibbs (1839 - 1903).

Os aspectos teóricos da segunda Lei da Termodinâmica serão desenvolvidos em pormenor posteriormente, mas antes disso, vai apresentar-se o enunciado da terceira Lei da Termodinâmica.

### 2.1.1.3. A história da terceira Lei da Termodinâmica

O físico-químico polaco Walther Hermann Nerst (figura 2.17) e o físico alemão Max Karl Ernst Ludwig Planck (figura 2.18) enunciaram, em 1912, a terceira Lei da Termodinâmica (Atkins e Jones, 1998). "A entropia de todos os cristais perfeitos[5] é igual no zero absoluto de temperatura" (Atkins e Jones, 1998).





Figura 2.17 - Walther Hermann Nerst (1864 - 1941). Figura 2.18 - Max Karl Ludwig Planck (1858 - 1947).

Como a entropia de todos os cristais perfeitos é nula no zero absoluto, esta lei permite atribuir uma entropia a cada elemento e estabelecer uma escala de valores de entropia. Em **2.1.2.3.** este aspecto será desenvolvido com mais pormenor.

Esta abordagem histórica foi aplicada ao sistema hipertexto/hipermédia desenvolvido sobre a história das Leis da Termodinâmica (**3.3.1.**), para desta forma os

[5] Um cristal perfeito é uma substância em que todos os átomos estão perfeitamente ordenados (Atkins e Jones, 1998).

alunos poderem ter acesso a alguns factos históricos mais relevantes. Para além disso, em **3.2.2.** vai realizar-se uma recolha na *Internet* de *sites* acerca da história das três Leis da Termodinâmica, que poderá ser consultada pelos alunos.

Para além desta abordagem histórica existem outras experiências de aprendizagem que poderão estimular a aprendizagem da Termodinâmica, nomeadamente a construção de módulos digitais.

Como a aplicação dessas estratégias será destinada a alunos de 12º ano de escolaridade, vai proceder-se a uma descrição mais pormenorizada da segunda Lei da Termodinâmica relacionando os aspectos científicos com os *curricula* e com o que surge nos manuais do 12º ano de escolaridade.

### 2.1.2. A entropia

Como já foi referido, para descrever o sentido de uma transformação foi proposta por Clausius, uma nova grandeza física denominada entropia. A seguir efectua-se uma descrição da interpretação molecular e da definição termodinâmica de entropia.

#### 2.1.2.1. A interpretação molecular de entropia

A entropia é uma medida da desordem de um sistema. Quanto maior a desordem maior é a entropia (Machado, 1986). No Ensino Secundário relaciona-se a ordem das partículas nos diferentes estados físicos com a entropia. Para todas as substâncias, as partículas estão mais ordenadas no estado sólido do que no estado líquido e neste mais do que no estado gasoso. Assim, para uma dada quantidade de uma qualquer substância, em iguais condições de pressão e temperatura, a entropia é menor no estado sólido do que no líquido e também é menor neste do que no estado gasoso.

No 12º ano de escolaridade relaciona-se a maior desordem com a maior probabilidade de ocorrência, ou seja, um estado ordenado tem uma probabilidade de ocorrência baixa e um valor de entropia pequeno, enquanto que um estado desordenado tem uma probabilidade de ocorrência elevada e uma entropia associada grande.

Como este aspecto é extremamente importante, um dos módulos digitais que foi construído "Demónio de Maxwell", abrange estes conceitos (ver **3.3.2.1.**). Através de bolas

que são lançadas aleatoriamente sobre uma caixa de dois compartimentos, pretende-se reconhecer que maior desordem (maior entropia) equivale a maior probabilidade de ocorrência. Ao fazer o papel do "Demónio de Maxwell", o utilizador pode arrumar as bolas quase todas num mesmo compartimento, aumenta a ordem e baixa a entropia, contrariando assim a segunda Lei da Termodinâmica.

A abordagem da equação de Boltzmann que se apresenta de seguida não é realizada no Ensino Secundário mas é importante apresentá-la para se compreender melhor o significado da entropia a nível molecular:

$$S = k \times \ln W \qquad (2.14)$$

sendo, $S$ a entropia de um sistema, $k$ a constante de Boltzmann (está relacionada com a constante dos gases ($R$), da seguinte forma $k = \frac{R}{N_A}$) e $W$ o número de diferentes meios de distribuição de átomos e moléculas da amostra e que podem dar origem à mesma energia.

Cada arranjo possível das moléculas na amostra é chamado microestado, assim $W$ é igual ao número de microestados que correspondem à mesma energia.

Para compreender o significado desta equação vai determinar-se a entropia de quatro moléculas diatómicas de monóxido de carbono (CO).

Inicialmente, supõe-se que as quatro moléculas formam um cristal perfeito ordenado em que todas as moléculas estão alinhadas com os átomos de carbono do lado esquerdo (figura 2.19).

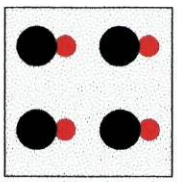


Figura 2.19 - Um modo de arranjo das quatro moléculas de monóxido de carbono. Adaptado de Atkins e Jones, 1998.

Quando as moléculas apresentam a mesma direcção e os átomos de carbono estão orientados para o mesmo lado, à temperatura de 0 K (cessam os movimentos), a entropia é nula porque não há desordem em qualquer local (situação limite). Este valor é confirmado com a equação de Boltzmann, como só há uma forma de distribuição das moléculas no cristal perfeito $W = 1$ e a entropia é $S = k \ln 1 = 0$.

Agora supõe-se que as moléculas podem ter os átomos de carbono orientados das duas formas tendo a mesma energia. O número total de modos de arranjo das quatro

moléculas é $W = 2^4 = 16$. Existem dezasseis diferentes possíveis arranjos de quatro moléculas de monóxido de carbono, assumindo que cada orientação tem a mesma energia (figura 2.20).

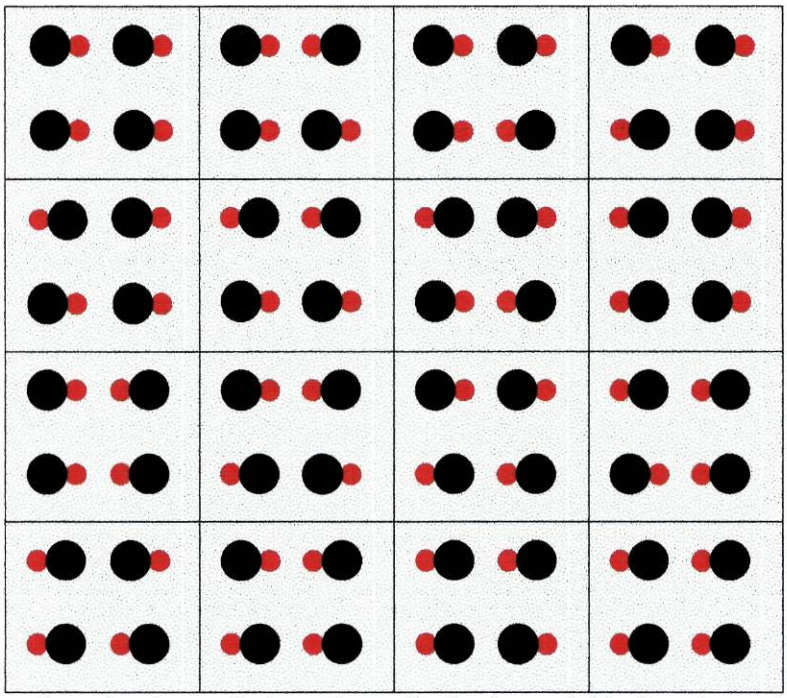


Figura 2.20 - Dezasseis modos de arranjo de quatro moléculas de monóxido de carbono. Adaptado de Atkins e Jones, 1998.

O valor da entropia é

$$S = k \times \ln 2^4 = 3{,}8\times10^{-23}\ \mathrm{J\ K^{-1}}$$

Neste caso em que a desordem é maior, a entropia das 4 moléculas diatómicas de monóxido de carbono é superior ao caso anterior.

Para uma amostra mais realística pode determinar-se a entropia de uma amostra de 1 mole de moléculas de monóxido de carbono:

$$S = k \times \ln 2^{6{,}02\times10^{23}} = 1{,}38 \times 10^{-23} \times 6{,}02 \times 10^{23} \ln 2 = 5{,}76\ \mathrm{J\ K^{-1}}$$

Como seria de esperar o valor de entropia aumenta à medida que o número de diferentes meios de distribuição das moléculas da amostra aumenta.

A equação de Boltzmann permite explicar porque é que a entropia dos átomos e das moléculas de um sistema é tanto maior quanto maior é a temperatura e o volume.

Para isso, vai interpretar-se a variação de entropia de um gás ideal, considerando o gás ideal em termos de um grande número de partículas que ocupam os níveis de energia numa caixa (uma caixa tridimensional mas o essencial da interpretação pode ser obtido

considerando a caixa unidimensional) (figura 2.21).

À medida que a temperatura diminui o número de diferentes meios de distribuição das partículas ($W$) é menor porque estão menos níveis de energia disponíveis com a mesma energia (figura 2.21 a) e a entropia diminui. No limite $T = 0$ apenas o nível de menor energia é ocupado, $W$ igual a 1 e a entropia é nula, por definição. Logo, a entropia tende para zero à medida que a temperatura tende para zero, o que é compatível com a terceira Lei da Termodinâmica.

A qualquer temperatura acima de 0 K, as partículas têm acesso a um maior número de níveis de energia, o número de diferentes meios de distribuição das partículas ($W$) é maior do que 1 e a entropia é maior do que zero (figura 2.21 b).

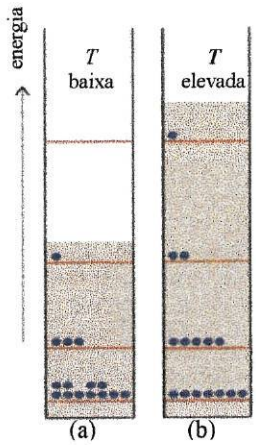



Figura 2.21 - Níveis de energia que as partículas numa caixa podem ocupar quando se aumenta a temperatura. Adaptado de Atkins e Jones, 1998.

Quando se aumenta o volume da caixa, a temperatura constante, mais níveis de energia se tornam acessíveis às partículas, porque os níveis permanecem mais próximos (figura 2.22 b). O valor de $W$ aumenta e pela equação de Boltzmann a entropia também aumenta.

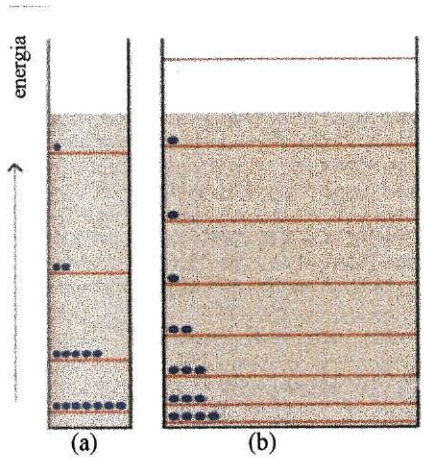



Figura 2.22 - Níveis de energia que as partículas numa caixa podem ocupar quando se aumenta o volume. Adaptado de Atkins e Jones, 1998.

Depois de se abordar a interpretação molecular de entropia vai apresentar-se a definição termodinâmica de entropia e verificar que estão interrelacionadas.

### 2.1.2.2. Definição termodinâmica de entropia

No Ensino Secundário a definição termodinâmica de entropia não é leccionada com a profundidade com que é apresentada a seguir. Contudo, é importante uma abordagem mais detalhada para uma compreensão mais profunda deste conceito.

A definição termodinâmica de entropia é descrita pela equação,

$$dS = \frac{dq_{rev}}{T} \qquad (2.15)$$

sendo $dq_{rev}$ a energia transferida como calor reversivelmente para o sistema à temperatura $T$.

As partículas num sistema a uma alta temperatura como têm acesso a mais níveis de energia estão bastante desordenadas, uma pequena transferência de energia como calor resultará numa alteração relativamente pequena na desordem. Em contraste, as moléculas num sistema a baixas temperaturas têm acesso a menos níveis de energia e a mesma quantidade de energia sob a forma de calor tem um efeito pronunciado no grau de desordem. Assim, a variação da entropia quando uma dada quantidade de calor é transferida será maior se for transferida para um corpo frio do que para um corpo quente. Este argumento sugere que a variação da entropia deve ser inversamente proporcional à

temperatura em que a transformação ocorre, como se verifica na equação (2.15) (Atkins, 1998).

Para uma mudança quantificável entre dois estados inicial (i) e final (f), a equação pode ser integrada, obtendo-se:

$$\Delta S = S_f - S_i = \frac{1}{T}\int_{q_i}^{q_f} dq_{rev} = \frac{q_{rev}}{T} \qquad (2.16)$$

As unidades SI em que se exprime a variação de entropia ($\Delta S$) são J $K^{-1}$.

Num processo reversível ao fornecer energia sob a forma de calor a um sistema, $q$ é positivo e a entropia aumenta; pelo contrário, se a energia de um sistema diminuir devido à passagem de energia sob a forma de calor para o exterior, $q$ é negativo e a entropia do sistema diminui. Se o sistema transferir energia sob a forma de trabalho, $q$ é nulo e a sua entropia permanece constante.

Esta equação surge no 10º ano de escolaridade para os alunos realizarem cálculos da variação de entropia em diversos fenómenos, como por exemplo, a fusão do gelo.

Num processo irreversível, a equação de cálculo da variação de entropia é semelhante à equação (2.16) e é normalmente designada desigualdade de Clausius.

$$\Delta S > \frac{q_{irrev}}{T} \qquad (2.17)$$

A equação é semelhante porque a entropia é uma função de estado[6]. Esta propriedade é consistente com o facto da entropia ser uma medida da desordem, dado que a desordem de um sistema depende apenas do seu estado actual e não depende da forma como foi atingida.

Para além da variação da entropia do sistema é necessário considerar a variação de entropia do exterior. Como se verificou em **2.1.1.1.**, o critério de Clausius estabelece que o calor fornecido pelo sistema ao exterior é negativo, então a variação de entropia do exterior determina-se a partir da seguinte equação:

$$\Delta S_{ext} = - \frac{q_{rev}}{T} \qquad (2.18)$$

[6] Uma função de estado é uma propriedade com um valor que depende apenas do estado actual do sistema e não depende da forma como esse estado foi atingido (Atkins, 1998).

Para processos a pressão constante e se só existir trabalho-$PV$, a troca de energia como calor ($q$) é igual à variação da entalpia do sistema ($\Delta H_{sist}$). Assim a variação da entropia do exterior ($\Delta S_{ext}$) é proporcional à variação de entalpia do sistema ($\Delta H_{sist}$).

$$\Delta S_{ext} = - \frac{\Delta H_{sist}}{T} \tag{2.19}$$

No 12º ano de escolaridade é apresentada esta equação para explicar o que acontece à variação de entropia do exterior em processos endotérmicos e exotérmicos.

Quando no sistema tem lugar um processo exotérmico ($\Delta H < 0$), há libertação de energia sob a forma de calor do sistema para o exterior. O exterior recebe aquele acréscimo de energia e passam a existir mais níveis de energia por ocupar, logo, maior entropia. Acontece o recíproco no caso de um processo endotérmico ($\Delta H > 0$). O exterior cede energia e passam a existir menos níveis de energia por ocupar, logo, menor entropia (figura 2.23).

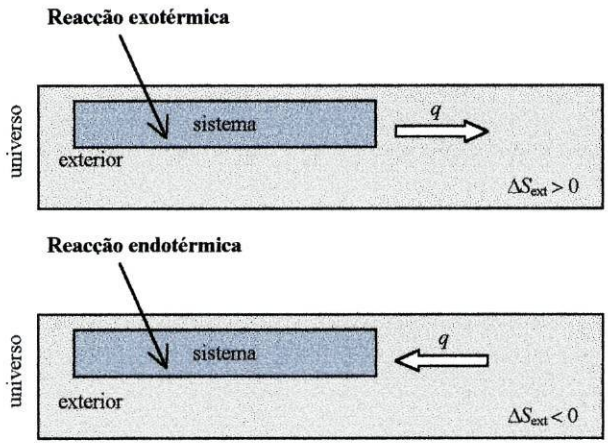



Figura 2.23 - Representação esquemática dos processos exotérmicos e endotérmicos. Adaptado de Corrêa e Basto, 2001.

Como já se verificou na interpretação molecular de entropia, a entropia varia com a temperatura e com o volume. A seguir apresentam-se as expressões que permitem determinar a variação de entropia para cada uma dessas situações.

Quando a temperatura varia, a variação da entropia pode ser calculada pela seguinte equação:

$$S(T_f) - S(T_i) = \int_i^f \frac{dq_{rev}}{T} \tag{2.20}$$

Quando uma quantidade infinitesimal de energia é fornecida como calor ($dq$), a temperatura aumenta por uma quantidade infinitesimal ($dT$). De acordo com a equação

(2.13), o aumento de temperatura é proporcional à energia transferida como calor, logo, $dq = CdT$. A pressão constante $C = C_P$ e a variação de entropia pode ser calculada da seguinte forma:

$$\Delta S = \int_{T_i}^{T_f} \frac{C_P dT}{T} \tag{2.21}$$

Para resolver o integral assume-se que a capacidade calorífica é independente da temperatura no intervalo de temperatura, obtendo-se:

$$\Delta S = C_P \ln\left(\frac{T_f}{T_i}\right) \tag{2.22}$$

Como se verifica pela equação deduzida a variação de entropia é positiva quando a temperatura final é superior à temperatura inicial ($T_f > T_i$), o que está de acordo com a interpretação molecular de entropia.

A entropia varia com o volume, por exemplo, numa expansão isotérmica reversível de um gás ideal contra uma pressão constante que se lhe opõe. Nesta situação, o calor absorvido durante a expansão pode ser calculado a partir de $\Delta U = q + w$, como $\Delta U = 0$, implica que, $q = - w$. A mesma relação se aplica se a variação ocorrer reversivelmente $q_{rev} = - w_{rev}$. A equação de $w_{rev}$ foi deduzida em **2.1.1.1.**, então $q_{rev} = nRT \ln\left(\frac{V_f}{V_i}\right)$, substituindo na equação (2.16) obtém-se:

$$\Delta S = nR\ln\left(\frac{V_f}{V_i}\right) \tag{2.23}$$

Como se verifica a variação de entropia é positiva quando o volume final é superior ao volume inicial ($V_f > V_i$) o que está de acordo com a interpretação molecular de entropia.

A entropia também varia com a pressão, se se souber a pressão inicial e final é possível usar a lei dos gases ideais, para expressar a razão de volumes em termos de razão de pressões. Como a pressão ($P$) é inversamente proporcional ao volume ($V$), segundo a Lei de Boyle, a temperatura constante, $\frac{V_f}{V_i} = \frac{P_i}{P_f}$, substituindo na equação (2.23) obtém-se:

$$\Delta S = nR\ln\left(\frac{P_i}{P_f}\right) \tag{2.24}$$

Como se verifica a variação de entropia é positiva quando a pressão inicial é superior à

pressão final ($P_i > P_f$).

Em transições de fase como as moléculas passam a ocupar um volume diferente, ocorre uma alteração na desordem e a entropia varia.

Durante uma transição de fase a transferência entre o sistema e o exterior é reversível, dado que as duas fases no sistema estão em equilíbrio. A energia sob a forma de calor é fornecida para ocorrer a transição de fase e não para elevar a temperatura, logo a temperatura permanece constante. Portanto, para determinar a variação de entropia que ocorre numa transição de fase deve-se utilizar a equação (2.16).

Como este processo ocorre a pressão constante, é possível identificar o calor fornecido com a variação da entalpia, $q_{rev} = \Delta H_{tran}$ e substituindo na equação (2.16) obtém-se:

$$\Delta S_{tran} = \frac{\Delta H_{tran}}{T_{tran}} \tag{2.25}$$

Numa vaporização ou numa fusão $\Delta H_{tran} > 0$ e a entropia do sistema aumenta $\Delta S_{tran} > 0$, dado que o sistema fica mais desordenado. Numa condensação $\Delta H_{tran} < 0$ e a entropia do sistema diminui $\Delta S_{tran} < 0$, dado que o sistema fica mais ordenado.

As expressões apresentadas permitem determinar: a variação da entropia que ocorre nos processos reversíveis e irreversíveis, a variação de entropia do exterior, a variação de entropia quando a temperatura, o volume e a pressão variam e por último nas transições de fase. Em **2.1.2.3.** explica-se como se determina o valor da entropia.

#### 2.1.2.3. Determinação da entropia

Este tópico surge no 12º ano de escolaridade nos manuais como leitura complementar para os alunos, onde surge uma breve explicação de como se determina a entropia.

Embora seja impossível obter medidas da entalpia e da energia interna, a entropia pode ser medida, como já se verificou a partir da equação de Boltzmann, mas também graças à terceira Lei da Termodinâmica.

Para determinar o valor da entropia de uma substância é possível imaginar um

estado da matéria perfeitamente ordenado, que corresponde ao zero da entropia ($S(0) = 0$).

À medida que a temperatura aumenta, a desordem aumenta, assim, a entropia de uma substância qualquer a uma temperatura acima de 0 K é maior do que zero.

Considere-se uma transformação a pressão constante em que ocorre o aquecimento de uma mole de substância. A variação de entropia pode ser determinada pela equação (2.21), substituindo $T_i$ por 0 e $T_f$ por $T$ (temperatura qualquer).

$$\Delta S = S(T) - S(0) = \int_0^T \frac{C_P \mathrm{d}T}{T} \tag{2.26}$$

Esta equação não pode ser usada directamente porque a derivação é baseada no pressuposto que a capacidade calorífica é constante no intervalo de temperatura considerado. Contudo, a capacidade calorífica varia com a temperatura, sobretudo próximo de 0 K, então pode determinar-se a entropia a partir da área sobre a curva da representação gráfica $\frac{C_P}{T}$ em função de $T$ (gráfico 2.1).

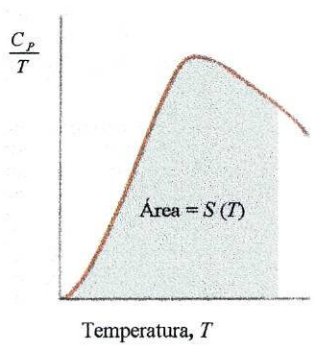



Gráfico 2.1 - Representação gráfica $\frac{C_P}{T}$ em função de $T$. Adaptado de Atkins e Jones, 1998.

Se ocorrer uma mudança de estado da substância, a respectiva variação de entropia terá de ser incluída no cálculo e corresponde a uma parcela adicional. Por exemplo, se a substância funde à temperatura $T_{fus}$ e entra em ebulição à temperatura $T_e$, a sua entropia determina-se através da seguinte expressão:

$$S(T) - S(0) = \int_0^{T_{fus}} \frac{C_P(\mathrm{s})\mathrm{d}T}{T} + \frac{\Delta H_{fus}}{T_{fus}} + \int_{T_{fus}}^{T_e} \frac{C_P(\mathrm{l})\mathrm{d}T}{T} + \frac{\Delta H_{vap}}{T_e} + \int_{T_e}^{T} \frac{C_P(\mathrm{g})\mathrm{d}T}{T} \tag{2.27}$$

sendo, $\Delta H_{fus}$ a variação de entalpia de fusão e $\Delta H_{vap}$ a variação de entalpia de vaporização.

Neste caso o gráfico $\frac{C_P}{T}$ em função de $T$, apresentaria várias descontinuidades porque há a considerar três valores de capacidade calorífica (Machado, 1986).

#### 2.1.2.4. Determinação da variação de entropia padrão numa reacção química

Sob o ponto de vista químico interessa considerar as entropias sempre nas mesmas condições daí as entropias molares padrão ($S_m°$). A entropia molar padrão de qualquer substância é o valor da entropia de uma mole de qualquer elemento ou composto no seu estado padrão.

Surgem já no 12º ano de escolaridade tabelas com valores de entropias molares padrão. As diferenças que surgem para diferentes substâncias evidenciam uma relação entre a entropia molar padrão e a estrutura da substância. As substâncias com estruturas moleculares semelhantes têm aproximadamente os mesmos valores de entropia. As entropias molares padrão aumentam à medida que a complexidade da substância aumenta (Machado, 1986).

Nas reacções químicas interessa saber as variações de entropia padrão ($\Delta_r S°$) que ocorrem e que se determinam a partir do cálculo da diferença das entropias molares padrão dos produtos e dos reagentes, dado que estes valores estão tabelados para várias substâncias,

$$\Delta_r S° = \sum n\, S_m° \text{ (produtos)} - \sum m\, S_m° \text{ (reagentes)} \qquad (2.28)$$

em que *n e m* são os coeficientes dos produtos e dos reagentes da reacção (Reger e Mercer, 1997).

Depois de se apresentar a definição de entropia e como esta pode ser determinada, vai agora enunciar-se a segunda Lei da Termodinâmica e apresentar-se alguns exemplos.

### 2.1.3. Enunciado da segunda Lei da Termodinâmica

A abordagem do enunciado desta lei surge no 12º ano de escolaridade como aspecto central da unidade, a partir da qual é analisada a espontaneidade de vários processos.

A segunda Lei da Termodinâmica expressa a relação entre a entropia e a espontaneidade de uma reacção. "A entropia do universo aumenta numa transformação espontânea e mantém-se constante numa situação de equilíbrio" (Chang, 1994).

Como o universo é constituído pelo sistema e pelo exterior, a variação da entropia no universo ($\Delta S_{univ}$) para qualquer processo é a soma das variações de entropia do sistema ($\Delta S_{sist}$) e do exterior ($\Delta S_{ext}$).

$$\Delta S_{univ} = \Delta S_{sist} + \Delta S_{ext} \quad (2.29)$$

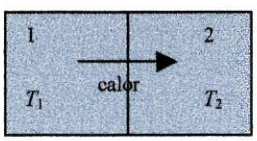
A espontaneidade de um processo relaciona-se com o aumento da entropia do universo, $\Delta S_{univ} > 0$. Se num dado processo $\Delta S_{univ} < 0$ significa que o processo não é espontâneo na direcção descrita mas sim na direcção inversa.

### 2.1.3.1. Sistema isolado

Num sistema isolado a energia que o exterior recebe é nula ($q_{ext} = 0$), por isso, $\Delta S_{ext} = 0$. Num processo irreversível, pela equação (2.17), verifica-se que a entropia do sistema aumenta $\Delta S_{sist} > 0$, logo, a entropia do universo também aumenta $\Delta S_{univ} > 0$. Num processo reversível, pela equação (2.16), $\Delta S_{sist} = 0$ e a entropia do universo mantém-se, $\Delta S_{univ} = 0$.

A segunda Lei da Termodinâmica pode ser enunciada de uma outra forma: "A entropia de um sistema isolado nunca pode diminuir: aumenta nos processos irreversíveis e mantém-se nos processos reversíveis" (Corrêa e Basto, 2001).

Um exemplo de processo irreversível que é abordado no 12º ano de escolaridade é o arrefecimento espontâneo num sistema isolado. Considere-se que esse sistema é constituído por dois corpos 1 e 2, a temperaturas diferentes, $T_1$ e $T_2$, com $T_1 > T_2$ que são postos em contacto (figura 2.24). Entre os corpos ocorrerá a transferência de energia sob a forma de calor e pretende-se verificar em que sentido ocorre essa transferência.




Conjunto isolado

Figura 2.24 - Sistema isolado constituído por dois corpos 1 e 2, a temperaturas diferentes. Adaptado de Corrêa e Basto, 2001.

Como o sistema é isolado $\Delta S_{ext} = 0$, $\Delta S_{univ}$ será igual a $\Delta S_{sist}$ do corpo 1 e 2.

Inicialmente considera-se que a transferência de energia como calor ocorre do corpo 1, a temperatura mais elevada $T_1$, para o corpo 2, a temperatura mais baixa $T_2$.

Quando $q$ é transferido do corpo 1, a variação de entropia é $\Delta S = - \frac{q_{rev}}{T_1}$. Quando $q$ é transferido para o corpo 2, a variação de entropia é $\Delta S = + \frac{q_{rev}}{T_2}$. A variação da entropia do sistema será a sua soma:

$$\Delta S_{sist} = \Delta S \text{ corpo } 1 + \Delta S \text{ corpo } 2 = \frac{q_{rev}}{T_2} - \frac{q_{rev}}{T_1} = q_{rev}\left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1}\right)$$

Assim $\Delta S_{sist} > 0$ porque $T_1 \geq T_2$ e $\Delta S_{univ} > 0$. É possível concluir que a transferência de energia sob a forma de calor é espontânea do corpo a temperatura mais elevada para a mais baixa.

Quando se atinge o equilíbrio térmico, as duas temperaturas são iguais $T_1 = T_2$ e $\Delta S_{univ} = 0$.

#### 2.1.3.2. Sistema fechado

Num sistema fechado a variação de entropia do sistema pode aumentar, diminuir ou manter-se constante.

A segunda Lei da Termodinâmica pode ser enunciada da seguinte forma: "Um processo num sistema fechado ocorre até que $\Delta S_{univ}$ atinja o máximo de entropia" (Corrêa e Basto, 2001).

Por exemplo, quando a água congela a entropia do sistema diminui, mas a entropia do exterior aumenta a partir da energia transferida do sistema, de forma que a entropia do universo aumenta. O facto de ser um processo exotérmico favorece-o, de uma forma geral, mas não pode ser tomado como regra, há excepções. Há exemplos de processos endotérmicos espontâneos, como a fusão do gelo a temperaturas superiores a 273 K, e exemplos de processos exotérmicos não espontâneos, como a reacção de formação do amoníaco a temperaturas superiores a 463 K.

Este aspecto é muito importante porque a incompreensão deste facto faz com que surjam dificuldades nos alunos acerca da espontaneidade de determinados processos, nomeadamente, de processos endotérmicos (ver **2.3.3.**). Num processo endotérmico a entropia do exterior diminui à medida que a energia sob a forma de calor flui para o sistema. Mas pode existir um aumento da entropia do universo se a entropia do sistema aumentar suficientemente.

Em suma, como: $\Delta S_{univ} = \Delta S_{sist} + \Delta S_{ext}$, para avaliar a espontaneidade de um processo, tem de se averiguar os sinais de $\Delta S_{sist}$ e de $\Delta S_{ext}$ e a relação entre $|\Delta S_{sist}|$ e $|\Delta S_{ext}|$ (tabela 2.1).

| $\Delta S_{sist}$ | $\Delta H_{sist}$ | $\Delta S_{ext}$ | $\Delta S_{univ}$ | **Espontaneidade do processo** |
|---|---|---|---|---|
| $> 0$ | $< 0$ | $> 0$ | $> 0$ | Espontâneo |
| $< 0$ | $> 0$ | $< 0$ | $< 0$ | Não espontâneo |
| $> 0$ | $> 0$ | $< 0$ | ? | Espontâneo se $\|\Delta S_{sist}\| > \|\Delta S_{ext}\|$ |
| $< 0$ | $< 0$ | $> 0$ | ? | Espontâneo se $\|\Delta S_{sist}\| < \|\Delta S_{ext}\|$ |

Tabela 2.1 - Os valores de $\Delta S_{sist}$ e de $\Delta S_{ext}$ determinam o sinal de $\Delta S_{univ}$.

Um dos módulos digitais que foi desenvolvido denomina-se "Espontaneidade de Reacções Químicas e a Segunda Lei da Termodinâmica", no qual os alunos têm oportunidade de aplicar a segunda Lei da Termodinâmica a sistemas químicos, avaliando a espontaneidade de diversos processos a partir da análise das variações de entropia do sistema, do exterior e do universo (ver **3.3.2.2.**). Na tabela 2.2 encontram-se os exemplos que serão aplicados ao módulo referido.

| **Processos** | $\Delta S_{sist}$ | $\frac{\Delta H_{sist}}{\text{kJ mol}^{-1}}$ | $\Delta S_{ext}$ | $\Delta S_{univ}$ | **Espontaneidade do processo** |
|---|---|---|---|---|---|
| $NH_3(g) + HCl(g) \rightleftharpoons NH_4Cl(s)$ | $< 0$ | - 176,8 | $> 0$ | $> 0$ | Espontânea |
| $C(s) + O_2(g) \rightleftharpoons CO_2(g)$ | $> 0$ | - 393,5 | $> 0$ | $> 0$ | Espontânea |
| $CaCO_3(s) \rightleftharpoons CaO(s) + CO_2(g)$ | $> 0$ | 178,3 | $< 0$ | $< 0$ | Não espontânea |
| $3H_2(g) + N_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$ | $< 0$ | - 92,6 | $> 0$ | $> 0$ | Espontânea |
| $NH_4NO_3(s) + \text{água} \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + NO_3^-(aq)$ | $> 0$ | 28,0 | $< 0$ | $> 0$ | Espontânea |

Tabela 2.2 - Exemplos de processos espontâneos e não espontâneos.

No 12º ano de escolaridade é dado realce que em determinadas condições uma reacção química pode ser termodinamicamente espontânea mas pode não ocorrer. A espontaneidade descreve apenas a capacidade para que uma determinada reacção ocorra. Os critérios termodinâmicos nada prevêem sobre a cinética da reacção. Para que uma reacção tenha utilidade prática, particularmente de aproveitamento económico, deve associar extensão considerável a velocidade razoável (Reger e Mercer, 1997).

Ao nível do 12º ano de escolaridade a abordagem acerca da espontaneidade dos processos não vai para além da apresentação do enunciado da segunda Lei da Termodinâmica e da análise de vários exemplos de processos que ocorrem em sistemas isolados e fechados. Contudo, é importante apresentar o outro critério de espontaneidade dos processos, a energia de Gibbs, que não é leccionado mas que surge nos manuais como leitura complementar para os alunos.

### 2.1.4. Energia de Gibbs

A partir da função de estado introduzida por Gibbs denominada energia de Gibbs é possível analisar a espontaneidade e a extensão dos processos.

#### 2.1.4.1. Energia de Gibbs e a espontaneidade

Gibbs descobriu que a segunda Lei da Termodinâmica podia ser rescrita de modo a que todos os termos se baseassem nas propriedades do sistema, uma vez que as propriedades do exterior são difíceis de caracterizar. A dedução da equação que relaciona a energia de Gibbs com as propriedades do sistema é apresentada a seguir.

Quando ocorre uma variação de entropia no sistema e existe uma transferência de energia como calor entre o sistema e o exterior, $\Delta S_{univ}$ é determinada a partir da equação (2.29). Quando o calor é transferido a pressão constante para um sistema em que se realiza apenas trabalho-$PV$, substitui-se $\Delta S_{ext}$ pela equação (2.19) e obtém-se:

$$\Delta S_{univ} = \Delta S_{sist} - \frac{\Delta H_{sist}}{T} \qquad (2.30)$$

Ao multiplicar ambos os membros da equação por - $T$ obtém-se:

$$- T\Delta S_{univ} = - T\Delta S_{sist} + \Delta H_{sist} \qquad (2.31)$$

A pressão e temperatura constantes, esta equação pode ser apresentada de forma mais simples introduzindo, uma nova função de estado, a energia de Gibbs ($G$).

$$G_{sist} = H_{sist} - TS_{sist} \qquad (2.32)$$

O valor de $G$ de uma substância não pode ser medido mas a variação da energia de Gibbs pode ser calculada a partir da equação:

$$\Delta G_{sist} = \Delta H_{sist} - T\Delta S_{sist} \qquad (2.33)$$

Esta equação tem a vantagem de as variações de entropia e entalpia se referirem apenas ao sistema, para as quais se podem determinar os valores a partir de valores tabelados.

Como se verificou em **2.1.3.** o critério de espontaneidade dos processos é a variação da entropia do universo ($\Delta S_{univ} > 0$). Como $\Delta G_{sist} = - T\Delta S_{univ}$, um outro critério de espontaneidade é a variação da energia de Gibbs ($\Delta G_{sist} < 0$), ou seja, um processo tem tendência a ocorrer na direcção do decréscimo da energia de Gibbs (gráfico 2.2).

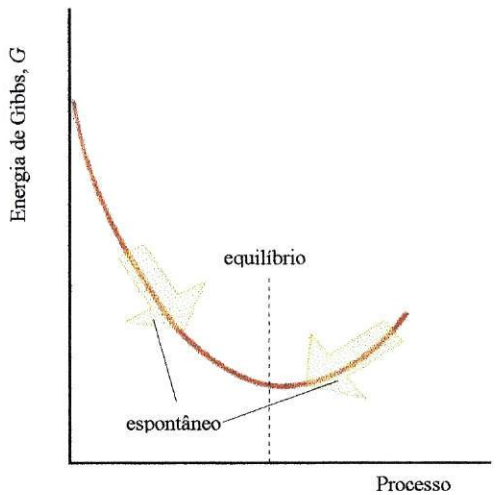



Gráfico 2.2 - Variação da energia de Gibbs nos processos. Adaptado de Atkins e Jones, 1998.

Anteriormente verificou-se que no equilíbrio $\Delta S_{univ} = 0$, analisando a equação $\Delta G_{sist} = - T\Delta S_{univ}$ verifica-se que nessa situação $\Delta G_{sist} = 0$.

É possível agora resumir as condições para a espontaneidade e equilíbrio de processos a temperatura e pressão constantes em função de $\Delta G_{sist}$:

- se $\Delta G_{sist} < 0$, a reacção é espontânea no sentido directo;
- se $\Delta G_{sist} > 0$, a reacção não é espontânea, é espontânea no sentido inverso;
- se $\Delta G_{sist} = 0$, existe uma situação de equilíbrio.

Para que se possa aplicar a equação (2.33) para prever o sinal de $\Delta G_{sist}$ e prever a espontaneidade é preciso conhecer simultaneamente $\Delta H_{sist}$ e $T\Delta S_{sist}$ (tabela 2.3).

| $\Delta H_{sist}$ | $\Delta S_{sist}$ | **Espontaneidade do processo** | $\Delta G_{sist}$ |
|---|---|---|---|
| $< 0$ | $> 0$ | Sempre espontânea | $< 0$ |
| $< 0$ | $< 0$ | Espontânea, se $\|\Delta H\| > T\Delta S$ | $< 0$ |
| $< 0$ | $< 0$ | Não espontânea se $\|\Delta H\| < T\Delta S$ | $> 0$ |
| $> 0$ | $< 0$ | Nunca espontânea | $> 0$ |
| $> 0$ | $> 0$ | Espontânea, se $\Delta H < \|T\Delta S\|$ | $< 0$ |
| $> 0$ | $< 0$ | Não espontânea se $\Delta H > \|T\Delta S\|$ | $> 0$ |

Tabela 2.3 - Os valores de $\Delta H_{sist}$ e $\Delta S_{sist}$ determinam o sinal de $\Delta G_{sist}$. *In* Corrêa e Basto, 2001.

Como se verifica na tabela 2.3, a temperatura influencia o sinal de $\Delta G_{sist}$ principalmente através do termo $T\Delta S_{sist}$ (apesar de $\Delta H_{sist}$ e $\Delta S_{sist}$ variarem ligeiramente com a temperatura). A temperaturas baixas os processos são geralmente dominados pelo sinal de $\Delta H_{sist}$; à medida que a temperatura aumenta o termo $T\Delta S_{sist}$ torna-se cada vez mais importante (Reger e Mercer, 1997).

Para a maioria dos processos, a 298 K e a 1 bar, o valor de $\Delta H_{sist}$ é dominante em relação ao valor de $T\Delta S_{sist}$, o que permite concluir que os processos exotérmicos são geralmente espontâneos. A existência de processos endotérmicos espontâneos fornece uma ilustração do papel de $\Delta G_{sist}$. Nestes processos o sistema atinge espontaneamente estados de maior entalpia ($\Delta H_{sist} > 0$) e a entropia do sistema aumenta tanto que $T\Delta S_{sist}$ é fortemente positivo em relação a $\Delta H_{sist}$ e $\Delta G_{sist}$ é negativo.

### 2.1.4.2. A variação de energia de Gibbs padrão da reacção

Para o estudo das reacções químicas interessa conhecer a variação da energia de Gibbs padrão da reacção ($\Delta_r G^o$), que representa a variação de energia de Gibbs que ocorre se os reagentes são convertidos em produtos da reacção no seu estado padrão.

A variação da energia de Gibbs padrão da reacção pode ser determinada a partir da equação (2.33), combinando os valores de entalpia e entropia padrão tabelados.

Uma outra forma para calcular $\Delta_r G^o$ é a partir da variação das energias de Gibbs de formação padrão ($\Delta_f G^o$) dos produtos e dos reagentes da reacção.

$$\Delta_r G^o = \sum n\Delta_f G^o \text{ (produtos)} - \sum m\Delta_f G^o \text{ (reagentes)} \qquad (2.34)$$

em que $n$ e $m$ representam os coeficientes estequiométricos dos produtos e dos reagentes da

reacção.

A energia de Gibbs padrão de formação é a energia de Gibbs da reacção quando uma mole de substância é formada a partir da forma mais estável dos elementos constituintes no estado padrão (Atkins e Jones, 1998).

A energia de Gibbs padrão de formação dos seus elementos na sua forma mais estável é nula ($\Delta_f G^o = 0$) (Chang, 1994).

### 2.1.4.3. Energia de Gibbs e equilíbrio químico

O equilíbrio químico é uma das aplicações mais importantes da Termodinâmica. Vários critérios podem ser estabelecidos para descrever um sistema em equilíbrio. Já se verificou anteriormente que no equilibro $\Delta S_{univ} = 0$ e $\Delta G_{sist} = 0$. De seguida analisa-se com mais pormenor o que acontece à energia de Gibbs no equilíbrio químico.

Quando uma reacção se inicia, os reagentes deixam de estar no estado padrão e os produtos da reacção não estão ainda no estado padrão. Há uma variação de energia de Gibbs da reacção ($\Delta_r G$), em que $Q$ representa o quociente da reacção.

$$\Delta_r G = \Delta_r G^o + RT \ln Q \tag{2.35}$$

Para uma reacção geral, $Q$ tem a forma,

$$Q = \prod_i a_i^{y_i} \tag{2.36}$$

em que cada valor de actividade ($a$) é elevado a uma potência ($y$) igual ao coeficiente estequiométrico respectivo na equação química (sendo os coeficientes relativos aos reagentes negativos). Numa reacção em fase gasosa utiliza-se a fugacidade ($f$) em vez de actividade ($a$).

Por exemplo, para a reacção geral,

$$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$$

o quociente da reacção é determinado da seguinte forma:

$$Q = \frac{a_C^c \times a_D^d}{a_A^a \times a_B^b} \tag{2.37}$$

Em aplicações elementares, em que se supõe comportamento ideal, as actividades são substituídas pelos valores numéricos das molalidades ou das concentrações molares (numa reacção em fase gasosa as fugacidades são substituídas pelas pressões parciais).

Durante uma reacção química, a energia de Gibbs dos reagentes vai diminuindo e a

dos produtos da reacção aumentando até que eventualmente $\Delta_r G = 0$. Então no equilíbrio $Q = K$, sendo $K$ a constante de equilíbrio, e obtém-se a seguinte equação:

$$\Delta_r G^o = - RT\ln K \tag{2.38}$$

A constante de equilíbrio tem a mesma forma do quociente de reacção mas as actividades das espécies são as correspondentes ao equilíbrio.

$$K = (\prod_i a_i^{y_i})_{\text{equilíbrio}} \tag{2.39}$$

Para a mesma reacção geral, a constante de equilíbrio é determinada da seguinte forma:

$$K = \left(\frac{a_C^c \times a_D^d}{a_A^a \times a_B^b}\right)_{\text{equilíbrio}} \tag{2.40}$$

Para além da variação de energia de Gibbs indicar a direcção da reacção (gráfico 2.2), a constante de equilíbrio também indica se a reacção ocorre espontaneamente e qual a **direcção da reacção** até se atingir o equilíbrio. Ao comparar os valores de $K$ e $Q$, verifica-se o seguinte:

- se $Q < K$, a concentração dos reagentes é elevada (ou a concentração dos produtos da reacção é baixa) e a reacção tende a ocorrer no sentido directo, de formação de produtos da reacção, até se atingir o equilíbrio;
- se $Q = K$, a mistura está em equilíbrio e não tem tendência a mudar em qualquer sentido;
- se $Q > K$, a concentração dos produtos da reacção é elevada (ou a concentração dos reagentes é baixa) e a reacção tende a ocorrer no sentido inverso, de formação de reagentes, até se atingir o equilíbrio.

Ao conhecer a variação de energia de Gibbs padrão de uma reacção química ($\Delta_r G°$) é possível saber a tendência relativa para essa reacção ocorrer e a **extensão** da transformação química através da análise da equação (2.38). As três possibilidades que, genericamente, podem ocorrer são:

- se $\Delta_r G° = 0$, $K = 1$ e a reacção de equilíbrio ocorre com igual extensão no sentido dos reagentes e dos produtos da reacção;
- se $\Delta_r G° < 0$, $K > 1$ e a reacção de equilíbrio ocorre com predominância dos produtos da reacção em relação aos reagentes. Quanto maior for $K$, mais extensa é

a reacção;

- se $\Delta_r G^\circ > 0$, $K < 1$ e a reacção de equilíbrio ocorre com predomínio dos reagentes sobre os produtos da reacção. Quanto menor for $K$, menos extensa é a reacção.

Ao combinar a equação (2.38) com a (2.33), obtém-se a, habitualmente designada, equação de van't Hoff:

$$\ln K = - \frac{\Delta_r H^\circ}{RT} + \frac{\Delta_r S^\circ}{R} \qquad (2.41)$$

Através da análise desta equação é possível analisar a **extensão** de uma transformação química.

| $\Delta_r H^\circ$ | $\Delta_r S^\circ$ | $\ln K$ | **Extensão do processo** |
|---|---|---|---|
| $< 0$ | $< 0$ | $< 0$ | $K < 1$ |
| $< 0$ | $> 0$ | $> 0$ | $K > 1$ |
| $> 0$ | $> 0$ | $> 0$ | $K > 1$ |
| $> 0$ | $< 0$ | $< 0$ | $K < 1$ |

Tabela 2.4 - Os valores de $\Delta_r H^\circ$ e $\Delta_r S^\circ$ determinam a extensão do processo, a uma determinada temperatura.

Como se verifica na tabela 2.4, para uma reacção endotérmica ($\Delta_r H^\circ > 0$) o valor de $K$ é baixo ($K < 1$) e os reagentes são favorecidos. Apenas se $\Delta_r S^\circ$ é elevado e positivo é que se espera que o valor de $K$ seja elevado ($K > 1$).

Para uma reacção exotérmica ($\Delta_r H^\circ < 0$) o valor de $K$ é elevado ($K > 1$) e os produtos da reacção são favorecidos, portanto, é de esperar reacções exotérmicas praticamente completas. Se $\Delta_r S^\circ$ é negativo e a variação de entalpia é baixa, espera-se que $K < 1$ (Reger e Mercer, 1997).

A equação (2.41) mostra como varia quantitativamente $K$ com a temperatura. Numa reacção endotérmica ($\Delta_r H^\circ > 0$) aumentando $T$ faz-se aumentar $K$ e serão favorecidos os produtos da reacção, enquanto que numa reacção exotérmica ($\Delta_r H^\circ < 0$) aumentando $T$ faz-se diminuir $K$ e o equilíbrio favorecerá os reagentes, em conformidade com o Princípio de Le Chatelier (Reger e Mercer, 1997).

### 2.1.5. A extensão das reacções de solubilidade e ionização de ácidos

Como se verificou para analisar a extensão com que ocorrem as reacções espontâneas, em condições semelhantes, pode analisar-se a variação de entropia do universo, a variação da energia de Gibbs padrão da reacção e a constante de equilíbrio. Ao nível do 12º ano de escolaridade o programa do Ministério da Educação indica que se deve comparar a extensão de dissolução de sais e ionização de ácidos, com base na variação de entropia do universo (ver **2.2.1.**).

Tendo em conta essa indicação, um dos módulos digitais que foi desenvolvido denomina-se: "Um exemplo de aplicação: Dissolução de Sais e Entropia", onde se analisam fenómenos de dissolução de sais com base na segunda Lei da Termodinâmica (ver **3.3.2.3.**).

A extensão em que a dissolução de sais e a ionização de ácidos ocorre pode ser interpretada pela segunda Lei da Termodinâmica: a dissolução e a ionização termina (em termos macroscópicos) quando o equilíbrio é atingido e assim a entropia do universo atinge o máximo.

A variação de entropia do universo tem duas componentes distintas, uma relacionada com o sistema (iões + moléculas de água) e outra relacionada com a variação de entropia do exterior.

A componente relacionada com o sistema diz respeito à "desordem corpuscular" dos iões e moléculas de água (desordem configuracional) associada à transformação sal $\rightarrow$ iões no caso da solubilidade dos sais e ácido $\rightarrow$ iões, no caso da ionização de ácidos. Iões e moléculas de água poderão ficar mais ou menos desordenados no estado de solução, quando comparados com a situação inicial (Paiva e Gil, 2003).

A componente relacionada com o exterior, caso o sistema seja fechado, é referente à energia fornecida ou recebida do exterior, ou seja, à variação de entalpia associada ao processo. No caso de um sistema isolado a energia promove a agitação corpuscular das partículas do próprio sistema (desordem não configuracional) (Paiva e Gil, 2003).

A desordem global resulta das contribuições da desordem configuracional (posições relativas das partículas) e de desordem não configuracional (distribuição pelos vários níveis de energia). A entropia reflecte o grau de desordem global de um sistema.

### 2.1.5.1. Solubilidade

Os exemplos que vão ser analisados, supondo o sistema isolado, foram aproveitados para a elaboração do módulo digital referido anteriormente, que foi explorado pelos alunos do 12º ano de escolaridade.

**Exemplo 1**

Um exemplo é o carbonato de cálcio ($CaCO_3$) não ser solúvel em água mas o cloreto de sódio (NaCl) ser.

$NaCl\ (s) + \text{água} \rightleftharpoons Na^+\ (aq) + Cl^-\ (aq)$

$CaCO_3\ (s) + \text{água} \rightleftharpoons Ca^{2+}\ (aq) + CO_3^{2-}\ (aq) \qquad K_{ps} = 8{,}7\times10^{-9}$ (Chang, 1994)

A hidrólise do carbonato como base afecta positivamente a solubilidade do carbonato de cálcio e a dissolução do carbonato de cálcio é levemente exotérmica o que contribui positivamente para a solubilidade, mas mesmo assim é menos solúvel que o cloreto de sódio.

As entalpias de dissolução são ambas pequenas (tabela 2.5) e não há diferenças significativas entre ambos os estados (sal não dissociado e sal dissolvido), no que concerne à agitação corpuscular antes e depois da dissolução. Por isso, a interpretação da variação da entropia do universo resume-se à interpretação ao nível da desordem configuracional das partículas que constituem o sistema (os argumentos "entálpicos" não são, neste caso, importantes).

No caso do NaCl, a desordem corpuscular é maior quando se dissolve em água, pois os iões apresentam maior desordem configuracional do que no caso de o sal permanecer na forma cristalina. As moléculas de água, são só, ligeiramente fixadas pelos iões, não havendo decréscimo significativo da respectiva desordem corpuscular.

No caso do $CaCO_3$ passa-se o contrário: há mais desordem na situação do sal por dissolver, além do limite (pequeno) de solubilidade, do que quando as moléculas de água rodeiam os iões cálcio e carbonato. A diferença está precisamente na ordem, na «arrumação» que as moléculas de água adquirem quando rodeiam os iões e, em particular em redor do ião cálcio, que sendo dipositivo e relativamente pequeno (o raio iónico do catião sódio é 102 pm e o raio iónico do catião cálcio é 100 pm (Atkins, 1998)) fixa significativamente as moléculas de água. Então os iões dissolvidos estariam mais

desordenados do que no cristal por dissolver, mas as moléculas de água ordenar-se-iam bastante.

Verifica-se que a dissolução do NaCl decorre com uma variação de energia de Gibbs padrão ($\Delta_{dissol}G°$) menor, à qual corresponde um valor maior da constante do produto de solubilidade ($K_{ps}$) (tabela 2.5). Deste modo o cloreto de sódio é solúvel em água e o carbonato de cálcio não.

| Sais | $\Delta_{dissol}G°$/kJ mol$^{-1}$ | $\Delta_{dissol}H°$/kJ mol$^{-1}$ | $T\Delta_{dissol}S°$/kJ mol$^{-1}$ |
|---|---|---|---|
| NaCl | - 9,2 | 3,9 | 13,1 |
| $CaCO_3$ | 47,7 | - 12,3 | - 60,0 |

Tabela 2.5 - Valores termodinâmicos para as dissoluções de NaCl e $CaCO_3$, para $T$ = 298 K (Atkins, 1998).

**Exemplo 2**

Um outro exemplo é o sulfato de magnésio ($MgSO_4$) ser solúvel em água e o carbonato de magnésio ($MgCO_3$) não ser.

$MgCO_3$ (s) + água $\rightleftharpoons$ $Mg^{2+}$ (aq) + $CO_3^{2-}$ (aq) $\quad K_{ps} = 4{,}0\times10^{-5}$ (Chang, 1994)

$MgSO_4$ (s) + água $\rightleftharpoons$ $Mg^{2+}$ (aq) + $SO_4^{2-}$ (aq) $\quad K_{ps} = 5{,}9\times10^{-3}$ (Kiser, 2003)

Agora existe uma pequena diferença na variação da desordem configuracional devido à solvatação do ião magnésio.

As entalpias de dissolução dos dois sais são bastante diferentes (tabela 2.6).

A dissolução do $MgSO_4$ é bastante exotérmica, o que significa que as moléculas de água e os iões ficam bastante agitadas no final da dissolução, provocando um aumento muito significativo da desordem não configuracional que supera a diminuição da desordem configuracional. Desta forma, o sulfato de magnésio é muito solúvel.

O $MgCO_3$ é pouco solúvel porque ocorre diminuição de desordem configuracional em relação às posições dos iões e das moléculas de água (como no caso do carbonato de cálcio). A dissolução é só ligeiramente exotérmica (quase atérmica) e o aumento de desordem por via da agitação corpuscular não é significativo (como é no caso da dissolução fortemente exotérmica do sulfato de magnésio).

No caso em que o $MgSO_4$ é solúvel em água e o $MgCO_3$ não, verifica-se que a variação da energia de Gibbs padrão de dissolução é significativamente menor (e negativa)

para o sulfato de magnésio, à qual corresponde um valor maior de $K_{ps}$ (tabela 2.6).

| Sais | $\Delta_{dissol}G^{o}$/kJ mol$^{-1}$ | $\Delta_{dissol}H^{o}$/kJ mol$^{-1}$ | $T\Delta_{dissol}S^{o}$/kJ mol$^{-1}$ |
|---|---|---|---|
| $MgCO_3$ | 29,4 | - 48,2 | - 77,6 |
| $MgSO_4$ | - 28,4 | - 91,0 | - 62,6 |

Tabela 2.6 - Valores termodinâmicos para as dissoluções de $MgCO_3$ e $MgSO_4$, para $T$ = 298 K (Atkins, 1998).

### 2.1.5.2. Ionização de ácidos

Relativamente à ionização dos ácidos vai apresentar-se um exemplo que permita explicar o facto de uns ácidos serem mais fortes do que outros com base na segunda Lei da Termodinâmica. Este exemplo poderá ser aproveitado para a elaboração de um módulo digital, como o que foi realizado para a solubilidade dos sais, que poderá ser o âmbito de um futuro trabalho ou desenvolvimento deste.

De seguida procura-se explicar qual a razão do ácido iodídrico (HI) ser mais forte do que o ácido clorídrico (HCl).

$HI\ (aq) + H_2O\ (l) \rightleftharpoons I^-(aq) + H_3O^+(aq)$ $\quad K_a = 10^{11}$ (Atkins, 1998)

$HCl\ (aq) + H_2O\ (l) \rightleftharpoons Cl^-(aq) + H_3O^+(aq)$ $\quad K_a = 10^{7}$ (Atkins, 1998)

As reacções de ionização dos ácidos HI e HCl são exotérmicas (tabela 2.7) e não há diferenças significativas entre ambos no que concerne à agitação corpuscular antes e depois da ionização. Por isso, a interpretação da variação da entropia do universo resume-se à interpretação ao nível da desordem configuracional das partículas que constituem o sistema.

O efeito de entropia do solvente manifesta-se nas reacções de ionização de ácidos. Como o $Cl^-$ é um anião mais pequeno do que $I^-$, fixa à sua volta mais moléculas de água (o raio iónico do anião cloreto é 181 pm e o raio iónico do anião iodeto é 220 pm (Atkins, 1998)).

Assim as moléculas de solvente têm globalmente maior liberdade de movimentos com $I^-$ do que com $Cl^-$, logo a solução que contém $I^-$ tem maior desordem configuracional. Desta forma a reacção de ionização de HI ocorre em maior extensão porque a variação de

entropia do universo é maior.

A extensão da ionização de um ácido depende da sua maior ou menor capacidade de ceder protões. Um ácido forte tem maior capacidade para ceder protões e uma ionização completa/irreversível (ou quase), enquanto que um ácido fraco tem menor capacidade para ceder protões e a extensão desta reacção é muito menor.

A constante de acidez para uma dada reacção só depende da temperatura e traduz a extensão da reacção. No caso de HI a constante de acidez é muito elevada ($K_a = 10^{11}$) portanto trata-se de um ácido mais forte do que o ácido clorídrico. Verifica-se que a variação de energia de Gibbs padrão é significativamente menor (e negativa) para o ácido iodídrico, ao qual corresponde um valor maior de $K_a$ (tabela 2.7).

| Ácidos | $\Delta_{ion}G^{\circ}$/kJ mol$^{-1}$ | $\Delta_{ion}H^{\circ}$/kJ mol$^{-1}$ | $T\Delta_{ion}S^{\circ}$/kJ mol$^{-1}$ |
|---|---|---|---|
| HI | - 61 | - 57 | + 4 |
| HCl | - 46 | - 59 | - 13 |

Tabela 2.7 - Valores termodinâmicos para as ionizações de HI e de HCl, para $T = 298$ K (Liptrot, Thompson e Walker, 1986).

Ao longo deste capítulo procedeu-se a uma contextualização científico-pedagógica relacionando os aspectos científicos com os *curricula* e com o que surge nos manuais do 12º ano de escolaridade. Em **2.2.** desenvolve-se este aspecto com mais pormenor, apresentando os conteúdos e objectivos do Ministério da Educação, para cada um dos anos lectivos no qual é leccionada a segunda Lei da Termodinâmica. Apresenta-se também um resumo de como é abordado este tema em dois dos manuais mais adoptados actualmente para o 12º ano de escolaridade.

## 2.2. Enquadramento do ensino da segunda Lei da Termodinâmica

### 2.2.1. *Curricula*

A segunda Lei da Termodinâmica está presente nos programas da componente de

Física do 10º ano de escolaridade e na componente de Química do 11º ano de escolaridade da disciplina de Ciências Físico-Químicas. No 12º ano de escolaridade está presente na disciplina de Química[7].

Os respectivos conteúdos e objectivos do Ministério da Educação, para cada um dos anos lectivos, são apresentados de seguida.

**10º ANO DE ESCOLARIDADE** (Ministério da Educação, 1994)

Unidade I: Energia. Mecanismos de transferência de energia. Fenómenos térmicos.

Conteúdos:

1.3 - Segunda Lei da Termodinâmica. Conceito de entropia.

Processos irreversíveis e processos reversíveis. Entropia. Degradação de energia. Máquinas térmicas.

Objectivos:

- Dar exemplos de transformações que, embora não violando a primeira Lei da Termodinâmica, nunca ocorrem na Natureza.
- Dar exemplos de transferências de energia que se processam num determinado sentido e nunca em sentido oposto.
- Distinguir entre processos irreversíveis e processos reversíveis.
- Relacionar a segunda Lei da Termodinâmica com a existência de processos irreversíveis.
- Enunciar a segunda Lei da Termodinâmica em função da variação da entropia de um sistema.
- Relacionar o aumento da entropia que acompanha qualquer transformação da Natureza com a degradação de energia.
- Avaliar questões ecológicas com base no conhecimento das Leis da Termodinâmica.
- Explicar o funcionamento de uma máquina térmica e de uma máquina frigorífica, com base nas Leis da Termodinâmica.

[7] No momento de escrita desta tese não estavam ainda em terreno escolar os novos currículos do Ensino Secundário. Os alunos que fizeram parte do estudo de impacto (ver **4.**) estiveram sujeitos à antiga estrutura curricular, que é apresentada neste trabalho.

**11ºANO DE ESCOLARIDADE** (Ministério da Educação, 1995)

Unidade IV: Trocas de energia em reacções químicas.

Conteúdos:

4. Reacções químicas e calor.

4.3 - Um critério para interpretar e prever a extensão das reacções. Entropia.

3 - Adquirir uma primeira perspectiva de interpretação das diferentes extensões das reacções químicas.

Objectivos:

- Distinguir entre reacções provocadas e espontâneas.
- Reconhecer a necessidade de uma justificação geral para as diferentes extensões das reacções químicas, em idênticas condições.
- Formular algumas hipóteses para racionalização da extensão das reacções químicas.
- Avaliar criticamente as hipóteses formuladas.
- Reconhecer o factor comum nas expansões de gases e nas mudanças de estado, em termos dos movimentos das unidades estruturais.
- Estender a análise anterior a reacções químicas.
- Traduzir as considerações anteriores em termos de um critério de aumento de "balbúrdia corpuscular" em qualquer transformação: aumento global da entropia.

**12º ANO DE ESCOLARIDADE** (Ministério da Educação, 1995)

Unidade 5: Energia e Entropia em Reacções Químicas.

Conteúdos:

2 - Interpretar a extensão das reacções químicas.

Objectivos:

- Reconhecer que maior caos microscópico (entropia) equivale a maior probabilidade de ocorrência.
- Interpretar a ocorrência de uma transformação química num sistema isolado em termos de um aumento de entropia (segunda Lei da Termodinâmica).
- Comparar a extensão de duas reacções em condições idênticas (em sistemas isolados) com os respectivos aumentos de entropia, exemplificando com a dissolução de sais e a ionização de ácidos.
- Identificar as variações de entropia que acompanham uma transformação química,

em sistema fechado.

- Interpretar a ocorrência de uma reacção química em sistema fechado, em termos das variações de entropia do sistema e do exterior.
- Reconhecer a necessidade de associar critérios cinéticos a critérios termodinâmicos para apreciar a ocorrência de uma reacção em tempo útil, ilustrando com um exemplo de interesse industrial.

Apesar de fazer parte dos programas do 10º, 11º e 12º anos de escolaridade, a abordagem da segunda Lei da Termodinâmica é normalmente realizada apenas no 12º ano de escolaridade.

As estratégias que se propõem neste trabalho poderão ser uma forte ajuda para o ensino e aprendizagem destes conceitos, ainda sem grande tradição de implementação pedagógica no Ensino Secundário.

Nas novas propostas do 10º e 11º ano de escolaridade, o tema surge no 10º ano de escolaridade com algum relevo, enquanto que no 11º ano de escolaridade é feita uma breve referência. Para o 12º ano de escolaridade não estão construídas ainda as novas propostas mas adivinha-se (e espera-se) uma referência mais incisiva à segunda Lei da Termodinâmica.

### 2.2.2. Manuais

Procede-se, de seguida, ao enquadramento deste tema em dois dos manuais mais adoptados actualmente para o 12º ano de escolaridade.

- Manual A - Corrêa, C.; Basto, F. (2001); *Química 12º ano, 2ª parte*. Porto, Porto Editora, 2001.
- Manual B - Gil, V. (1996); *Química 12º ano*. Lisboa, Plátano Editora, 1996.

No **manual A** a unidade "Energia e Entropia em Reacções Químicas" começa por recordar-se que a entropia já foi definida no 11º ano de escolaridade. Inicialmente é definida a interpretação microscópica da entropia, concluindo-se que a entropia constitui uma medida da desordem (dispersão da energia e da matéria) de um dado sistema. De seguida faz-se uma ligação mais estreita entre a entropia e a probabilidade de ocorrência de

um dado estado de desordenação/ordenação, concluindo-se que maior caos microscópico (entropia) equivale a maior probabilidade de ocorrência.

A entropia é definida como uma maneira de medir a desordem à custa do logaritmo do número de microestados compatíveis com uma dada descrição macroscópica completa de um sistema, concluindo-se que a um aumento de desordem do sistema corresponderá um aumento de entropia.

A entropia é considerada a medida da desordem de um sistema, apresentando-se o exemplo dos estados físicos, em que para uma dada substância à medida que se passa do estado sólido para o líquido e para o gasoso a entropia aumenta.

O critério de espontaneidade para as reacções químicas é discutido, fazendo-se uma referência histórica ao facto de que inicialmente se pensava que só as reacções exotérmicas seriam espontâneas. É apresentada uma experiência para se verificar a observação de uma reacção endotérmica espontânea.

Inicialmente, pensava-se que o critério de espontaneidade seria o mínimo de energia do sistema, de seguida passou-se a pensar que seria o máximo de desordem do sistema. Mais tarde chega-se à conclusão que é preciso conjugar os dois efeitos e chega-se ao critério de espontaneidade que se relaciona com a entropia do universo e não com a do sistema.

O enunciado da segunda Lei da Termodinâmica é apresentado e explica-se que nos sistemas isolados se atinge o máximo de entropia. Os exemplos do arrefecimento espontâneo e da dissolução de sais são apresentados.

Nos sistemas fechados, apresentam-se alguns exemplos de processos exotérmicos e endotérmicos, concluindo-se que é possível ocorrer uma reacção com diminuição da entropia do sistema, desde que a entropia do exterior compense essa diminuição.

O conceito de entropia, as variações de entropia, os aspectos quantitativos acerca da entropia, a energia de Gibbs e a relação entre a energia de Gibbs e o equilíbrio químico, surgem como leituras complementares.

Os critérios termodinâmicos e cinéticos são referidos para apreciar a ocorrência de uma reacção em tempo útil, apresentando-se como exemplos a síntese do amoníaco e do ácido sulfúrico.

A unidade termina com exercícios retirados de exames nacionais.

No **manual B** a unidade "Energia e Entropia em Reacções Químicas" começa por

descrever que as transformações são extensas no sentido em que há um aumento da "balbúrdia corpuscular". A interpretação microscópica da entropia é definida como estando relacionada com a "balbúrdia corpuscular" que depende da variedade de movimentos das moléculas, da temperatura e do volume.

O sentido das reacções químicas é discutido e são apresentados exemplos de transferências de energia que se processam num determinado sentido e nunca em sentido oposto. O critério adequado para o sentido das reacções químicas é discutido e constata-se que não é o mínimo de energia do sistema. Através de vários exemplos apresentados (dissolução de sais e expansão de gases) generaliza-se: uma transformação é extensa no sentido em que há um aumento da caoticidade corpuscular, ou seja, de entropia.

O enunciado da segunda Lei da Termodinâmica é apresentado e explica-se que nos sistemas isolados se atinge o máximo de entropia. Estes sistemas evoluem para estados de maior caoticidade corpuscular, que são mais prováveis.

Apresentam-se alguns exemplos de processos exotérmicos e endotérmicos em sistemas fechados, concluindo-se que é possível ocorrer uma reacção com diminuição da entropia do sistema, desde que a entropia do exterior compense essa diminuição.

O aumento da entropia que acompanha qualquer transformação da Natureza, é relacionado com a dispersão total de energia e com a menor capacidade de produzir trabalho útil.

A extensão das reacções de dissolução de sais e de ionização de ácidos é analisada, reconhecendo-se a necessidade de uma justificação geral para as diferentes extensões das reacções químicas, em condições idênticas, chegando-se à conclusão que a reacção mais extensa é aquela que se traduz num maior aumento da entropia do universo.

Para apreciar a ocorrência de uma reacção em tempo útil, reconhece-se a necessidade de associar critérios cinéticos a critérios termodinâmicos, ilustrando como exemplo a síntese do amoníaco.

Alguns conceitos são apresentados em leituras complementares para aprofundar conhecimentos, tais como: aspectos quantitativos acerca da entropia, a entropia molar padrão, a energia de Gibbs, a relação da energia de Gibbs com o equilíbrio e a equação de van't Hoff.

A unidade termina com a proposta de resolução de exercícios.

Pode-se concluir que as abordagens são relativamente equivalentes e apresentam,

cada uma, coerência interna. As críticas que se podem apontar seriam mais dirigidas ao programa propriamente dito do que aos manuais escolares (que projectam o programa com rigor). Na realidade uma maior aplicação a exemplos químicos concretos, como por exemplo, a dissolução dos sais, poderia ser explorado (neste sentido desenvolveu-se o módulo 3, "Um exemplo de aplicação: Dissolução de Sais e Entropia", ver **3.3.2.3.**).

Há também um problema de "tradição institucionalizada" segundo a qual os professores leccionam esta matéria no final do ano, um tanto apressadamente. Por vezes, os alunos são mais preparados para acertar perguntas de exame (e entrarem na Universidade) do que para compreenderem os conceitos.

## 2.3. Dificuldades dos alunos sobre a segunda Lei da Termodinâmica

Um dos aspectos fundamentais para a aprendizagem da Química relaciona-se com os conceitos. No entanto, por si só, eles não são suficientes. Não basta chegar a uma sala de aula com um planeamento curricular envolvendo esses conceitos e transmiti-los aos alunos.

Estudos recentes (e a própria experiência quotidiana na escola) demonstram serem vários os entraves que se colocam à aprendizagem da Química. Por um lado, a natureza abstracta desta, que a torna por vezes menos óbvia, por outro, as dificuldades que os alunos apresentam.

As dificuldades reveladas pelos alunos têm uma génese multivariada, que vão desde a construção pessoal da estrutura cognitiva com base no senso comum, passando por dificuldades de aprendizagem específica de natureza psico-fisiológica e contemplando, inclusive, questões de natureza organizacional do próprio funcionamento da escola.

Neste trabalho, as dificuldades dos alunos são descritas como resultado da existência de concepções alternativas e de obstáculos à aprendizagem.

### 2.3.1. Concepções Alternativas

Uma das áreas de investigação em Didáctica das Ciências são as concepções

alternativas. Os estudos nesta área procuraram identificar e descrever as concepções alternativas dos alunos em diversos tópicos. As concepções alternativas têm um estatuto importante porque os alunos desenvolvem ideias sobre os fenómenos que vão ter uma forte influência no processo de ensino-aprendizagem. Estas concepções não devem ser desprezadas, dado que são diferentes dos conceitos científicos e podem dificultar a sua aquisição e integração na estrutura cognitiva do aluno.

Segundo Santos (1991 a): "As concepções alternativas, têm um papel constitutivo no acto de conhecer, não desaparecem facilmente, são muito diversas do conceito científico. Porém, ainda que ingénuas, são condição necessária para o progresso da razão."

Com o estudo das concepções alternativas procura-se compreender o modo como os alunos explicam fenómenos/situações e considerar as implicações decorrentes para a aprendizagem e ensino das Ciências.

As concepções alternativas apresentam várias características:

- são pessoais (dependem de indivíduo para indivíduo);
- têm carácter universal (várias culturas e vários países);
- há consistência revelada durante a execução de diferentes tarefas (as ideias acerca do tema permanecem apesar das situações pelas quais são confrontados);
- podem ser estáveis (para além de Doutoramento);
- há um número limitado acerca de cada tópico (aspectos comuns a alunos de vários anos de escolaridade).

As principais influências na formação de concepções alternativas são:

- as experiências físicas (experimentando os efeitos e as causas);
- a linguagem:
  - palavras comuns, mas não vulgares (por exemplo, fundir - derreter);
  - palavras comuns, que têm mais do que um significado, específico em Ciência e no quotidiano (por exemplo, espontâneo no dia-a-dia significa que ocorre sem intervenção do Homem, enquanto que em Química significa $\Delta G < 0$);
  - palavras comuns, que são sinónimos quando usados no dia-a-dia, mas com significados diferentes quando usadas em Ciência (por exemplo, energia, trabalho, força, etc.).
- a instrução informal (jornais, televisão, etc.);

- a instrução formal (em livros e através dos professores);
- o meio social (pensando na escola e na sociedade, sem esquecer a actual centralidade da *Internet*, igual fonte de concepções alternativas).

No modelo de ensino-aprendizagem construtivista o professor valoriza o papel activo do aluno na construção do seu próprio conhecimento, considerando as suas concepções alternativas. Segundo esse modelo "a actividade não se limita a simples operações de adição ou de subtracção de informações aos conhecimentos existentes. É muito mais complexa. São os próprios alunos que constroem (reconstroem) os conhecimentos e os instrumentos para os adquirir. É a sua actividade que permite organizar (reorganizar) os conhecimentos em esquemas, cada um com a sua estrutura própria" (Santos, 1989).

Sendo assim, a um nível pedagógico, uma das metodologias a ser tomada é a de fazer um diagnóstico das concepções alternativas para só depois se fazer um planeamento curricular que contribua para uma melhor aprendizagem por parte dos alunos.

O professor deverá confrontar os alunos com as suas concepções alternativas e encorajá-los a aplicar e usar conceitos científicos para descrever e explicar fenómenos do dia-a-dia e outras situações de uma forma mais sistemática. Desta forma procurará que ocorra a mudança ou troca conceptual.

**Na mudança conceptual** a aprendizagem é perspectivada como uma mudança entre concepções qualitativamente diferentes, em que para se formarem conceitos novos é preciso deformar conceitos antigos. Esta mudança diz respeito, não apenas a mudanças nos conteúdos conceptuais, mas também a mudanças no sistema cognitivo para poder aprender esses conteúdos.

**Na troca conceptual** as novas ideias entram em conflito com ideias incompatíveis já estabelecidas. A troca conceptual implica, não só estratégias de construção (reconstrução) de novos conceitos, mas também estratégias de abertura a uma mudança consciente e racionalmente preparada - estratégias de desestruturação (Santos, 1990). Neste caso, a concepção anterior deve ser abandonada e a nova concepção deve ser aceite. Portanto, o conflito entre ambas as concepções deve ser resolvido e a nova concepção deve ser usada no futuro, para interpretar novas experiências.

Contudo, o que se verifica é que estes estudos já têm vindo a ser realizados há

bastantes anos e os professores que têm em conta as concepções alternativas não são ainda em número desejável, verificando-se, infelizmente, que estas concepções se repetem e mantêm ao longo do tempo, continuando os alunos a não aprender devidamente Química.

### 2.3.2. Obstáculos à aprendizagem

Os obstáculos à aprendizagem são vivenciados diariamente na sala de aula. Se os alunos não os superarem, não poderão adquirir os conhecimentos e competências que se procura oferecer-lhes.

Os obstáculos à aprendizagem podem dever-se a várias situações:

- Às dificuldades de aprendizagem que alguns alunos apresentam e que podem ser de origem orgânica ou psicológica (por exemplo, a problemas numa ou mais das seguintes áreas: fala, leitura, escrita, cálculo e raciocínio) (Correia e Martins, 2002);
- Ao excesso de "cobrança" em relação ao desempenho do aluno. Há pais que extrapolam nas exigências em relação às notas dos filhos ou à sua *performance* nas actividades extra-escolares, causando crises de ansiedade capazes de desencadear problemas psicológicos como baixa auto-estima, nível de auto--exigência muito alto e dificuldade em lidar com frustrações;
- A falta de atenção e a falta de capacidades do aluno. O aluno apresenta ideias erradas porque não se dedica e não se esforça para aprender (claro que há motivos mais profundos que justificam esta postura e cujo desenvolvimento fugiria do âmbito deste trabalho);
- O tipo de ensino que a escola ou o professor proporcionam. Há casos em que o professor tem dificuldade em planear formas alternativas de ensino para aqueles alunos que não aprendem determinado conteúdo da forma que o currículo estipula. Por não levar em conta que nem todas as pessoas aprendem obrigatoriamente mais facilmente de uma determinada forma, esse professor, na sua insistência em utilizar determinado método, acaba por criar no aluno uma aversão tão grande à matéria que ele poderá passar a "odiá-la" pelo resto da vida, o que fatalmente influenciará o seu desempenho futuro (Correia e Martins, 2002).

Uma avaliação adequada dos obstáculos à aprendizagem deve levar em consideração que a aprendizagem resulta da conjunção de uma série de factores, que envolvem o aluno e o seu ambiente escolar, familiar e social.

Para ocorrer uma intervenção educativa com o fim de minimizar os obstáculos à aprendizagem devem-se aplicar metodologias que analisem as concepções (ideias, crenças, conhecimentos), as capacidades e as atitudes dos estudantes. Estas metodologias podem ser, por exemplo, a utilização de questionários de respostas livres complementadas com entrevistas individuais e discussões em grupo.

O papel dos Encarregados de Educação não é desprezável: um acompanhamento próximo e afectuoso da vida escolar do filho pode ajudar muito na identificação precoce desses obstáculos e indicar atitudes positivas para as superar.

Obstáculos à aprendizagem, porém de uma forma ou de outra, existem sempre, não só com os alunos mas até com cada um de nós.

A existência das concepções alternativas e dos obstáculos à aprendizagem conduzem ao aparecimento de dificuldades nos alunos acerca dos mais variados temas. Em **2.3.3.** procede-se a uma organização de algumas dificuldades dos alunos sobre a segunda Lei da Termodinâmica.

### 2.3.3. Organização sistemática de algumas dificuldades dos alunos sobre a segunda Lei da Termodinâmica

Através da análise da bibliografia especializada foi possível agrupar os vários aspectos apresentados, acerca do tema "segunda Lei da Termodinâmica", em três partes distintas:

**A** - Espontaneidade

**B** - Entropia

**C** - Reversibilidade/Irreversibilidade

♦ A - ESPONTANEIDADE

| Autores | Objectivos | Metodologia Usada | Amostra | Dificuldades dos alunos | Origem das dificuldades dos alunos | Conclusões | Estratégias propostas |
|---|---|---|---|---|---|---|---|
| ▪ Johnstone, Macdonald e Webb, 1977. | ▪ Investigar as dificuldades conceptuais de alunos que estudam o tópico de equilíbrio químico com uma aproximação termodinâmica. | ▪ Teste. | ▪ 98 alunos escoceses do curso de Química. | **$A_1$** - Para alguns alunos as reacções endotérmicas não podem ser espontâneas (17%).<br>**$A_2$** - Existe tendência para comparar as magnitudes relativas da variação da entalpia quando de facto a energia determinante é a energia de Gibbs.<br>**$A_3$** - Existe tendência para os alunos relacionarem a magnitude da energia de Gibbs com a velocidade da reacção (25%). | ▪ Ensino resultante de professores que assumem ter dificuldade em compreender a Termodinâmica. | | ▪ A Termodinâmica deverá ser ensinada a pequenos grupos com discussão de ideias e ter o cuidado de associar o novo conhecimento com o que os alunos sabem. |
| ▪ Pereira, 1988. | ▪ Procurar as concepções que os autores de livros e os professores apresentam relativamente a conceitos relacionados com a energia. | ▪ Análise de livros de texto.<br>▪ Entrevista. | ▪ 13 alunos portugueses finalistas da licenciatura de Física e Química. | **$A_4$** - A tendência dos sistemas é para a energia (interna) mínima.<br>**$A_5$** - A reacção é espontânea se acontece por si só sem ser necessário intervir no sistema (Critério A).<br>**$A_6$** - O critério $\Delta_r G < 0$ é usado para prever se uma reacção é espontânea, mas se não estiver de acordo com o critério A, este prevalece.<br>**$A_7$** - Se $\Delta G°$ reagentes $< 0$ e $\Delta G°$ produtos $< 0$, as duas reacções são espontâneas e isso quer dizer que há um equilíbrio.<br>**$A_8$** - Uma reacção é espontânea se $\Delta G < 0$ e $\Delta S > 0$.<br>**$A_9$** - Usa-se o critério $\Delta G < 0$ porque $\Delta G = - RT\ln K$. Se $\Delta G < 0$ é sinal que a concentração dos | ▪ As concepções alternativas são persistentes mas resultam principalmente duma inadequação do Ensino Universitário, que ao tratar correctamente com todo o formalismo teórico os conceitos em questão, os torna intransferíveis para as situações correntes. | ▪Muitos dos alunos não conseguem enunciar correctamente a segunda Lei da Termodinâmica e não sabem a razão de se usar o critério $\Delta_r G < 0$ para prever a espontaneidade da reacção. | |

| Autores | Objectivos | Metodologia Usada | Amostra | Dificuldades dos alunos | Origem das dificuldades dos alunos | Conclusões | Estratégias propostas |
|---|---|---|---|---|---|---|---|
| | | | | reagentes vai diminuir.<br>$\mathbf{A_{10}}$ - Uma reacção é espontânea se não é necessária energia de activação e termodinamicamente provável se $\Delta G < 0$ (espontânea é diferente de termodinamicamente provável). | | | |
| ▪ Ribeiro, Pereira e Maskill, 1990. | ▪ Saber como é que interpretam alguns fenómenos químicos usando a palavra "espontaneidade". | ▪ Entrevista semi--estruturada. | ▪ 14 alunos do 4º ano da universidade do curso de Química. | $\mathbf{A_5}$ - A reacção química é espontânea se não é necessário interferir (critério do dia-a-dia).<br>$\mathbf{A_{11}}$ - Os alunos não fazem distinção entre energia de activação e energia de reacção, a reacção não é espontânea porque a energia de activação tem de ser fornecida (43%).<br>$\mathbf{A_{12}}$ - A combustão não é uma reacção espontânea porque é preciso fornecer energia.<br>$\mathbf{A_{13}}$ - Uma reacção é espontânea, porque vai para um estado de mínima energia, mas não foram claros a referir que tipo de energia se estavam a referir e pareciam confusos.<br>$\mathbf{A_{14}}$ - Usaram a expressão $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ numa forma matemática pura sem descrever a relação conceptual.<br>$\mathbf{A_{15}}$ - Não foram capazes de explicar o significado de $\Delta G$ ou $\Delta H$ e porque é que $\Delta G < 0$ é um critério de antecipar a espontaneidade. | ▪ Dimensão que as palavras apresentam no dia-a-dia.<br>▪ As características perceptuais dominantes das demonstrações. | ▪A ideia de espontaneidade que a maioria tem é: "se é observável que a reacção ocorre sobre certas condições sem interferência externa é espontânea."<br>▪Este é o critério que está muito perto do significado da palavra espontâneo.<br>▪Os conceitos termodinâmicos são muito abstractos, sendo os alunos dominados pelas características perceptuais. | ▪ Os professores universitários devem associar as ideias dentro da sala com o exterior da sala.<br>▪ Os alunos devem ser informados cuidadosamente das mudanças de significado das palavras que usam.<br>▪ Os alunos devem ser encorajados a discutir as suas ideias entre eles e com os professores. |

| Autores | Objectivos | Metodologia Usada | Amostra | Dificuldades dos alunos | Origem das dificuldades dos alunos | Conclusões | Estratégias propostas |
|---|---|---|---|---|---|---|---|
| ▪ Boo, 1998. | ▪ Investigar acerca da compreensão da força motriz que permite que as reacções ocorram. | ▪ Entrevista semi--estruturada. | ▪ 48 alunos do 12º ano de escolaridade com a idade entre os 17 e os 19 anos. | $A_{16}$ - A força motriz de uma reacção química é um agente externo activo (85%).<br>$A_{17}$ - A força motriz de uma reacção química é o calor fornecido (absorvido) (81%).<br>$A_{18}$ - A força motriz de uma reacção química é um dos reagentes (35%).<br>$A_{19}$ - A força motriz de uma reacção química é a diferença na reactividade entre os reagentes (29%). | ▪ Dificuldade em associar e conceptualizar o mundo macroscópico com os conceitos. microscópicos<br>▪ Confusão dos termos que têm significados muito específicos em Química e diferente no dia-a--dia.<br>Por exemplo: a força motriz no dia-a-dia é usada como sendo um agente externo, o que causa algo, mas em Química refere-se ao decréscimo da energia de Gibbs do sistema ou o aumento da entropia do universo. | ▪Os conceitos são muito abstractos e difíceis para muitos alunos.<br>▪Estes alunos evidenciaram um pensamento que reflecte o pensamento de alunos mais novos, que consideram que para a reacção ocorrer é necessário existir intervenção externa de energia sob a forma de calor. | ▪ Alertar os professores, os que desenvolvem o currículo e os autores de livros das muitas formas em que os conceitos são apresentados.<br>▪ Mais investigação levando à revisão dos materiais curriculares e de ensino.<br>▪ Dar mais ênfase à força motriz da reacção. |
| ▪ Teichert e Stacy, 2002. | ▪ Explorar a capacidade de intervenção dos alunos de um curso geral de Química em discussões acerca da | ▪ Discussão, questionário, exame e entrevistas pré e pós - estudo. | ▪ 46 alunos universitários do curso de Química, sendo 19 do grupo | $A_{20}$ - Problema com a convenção de sinais e representação gráfica da variação de energia de Gibbs com a temperatura.<br>$A_{21}$ - O termo negativo junto à entropia introduz confusão.<br>$A_{14}$ - Dificuldade em prever o sinal | | ▪Os alunos têm uma melhor compreensão da espontaneidade após o uso de um currículo que encoraja as | |

| Autores | Objectivos | Metodologia Usada | Amostra | Dificuldades dos alunos | Origem das dificuldades dos alunos | Conclusões | Estratégias propostas |
|---|---|---|---|---|---|---|---|
| | espontaneidade. | | experimental (participaram activamente em sessões de discussão) e 27 do grupo de controlo. | de $\Delta G$, sabendo o valor de $\Delta S$ e $\Delta H$ numa reacção.<br>$\mathbf{A_{14}}$ - Não compreendem que quando $\Delta G$ e $\Delta S$ são negativos determina que o sinal de $\Delta H$ seja negativo.<br>$\mathbf{A_{22}}$ - Dificuldade na conexão entre o sinal de $\Delta G$ e se os produtos são favorecidos.<br>$\mathbf{A_{23}}$ - Não compreendem a competição entre a entropia e a entalpia, e assumem que ambas são favorecidas se os produtos forem favorecidos.<br>$\mathbf{A_{24}}$ - Na determinação de se uma reacção ocorrerá, alguns alunos baseiam-se nas características superficiais das reacções e não nos critérios termodinâmicos (81%).<br>$\mathbf{A_{25}}$ - As reacções espontâneas ocorrem melhor a elevadas temperaturas, quer a reacção seja exotérmica ou endotérmica (33%).<br>$\mathbf{A_{17}}$ - Todas as reacções têm mais tendência a ocorrer com calor extra ou mais energia.<br>$\mathbf{A_{26}}$ - Qualquer reacção exotérmica é necessariamente espontânea, ou seja, a entropia não é considerada (9,5%).<br>$\mathbf{A_{27}}$ - Alguns usam a expressão incorrecta $\Delta G = \Delta S - T\Delta H$ (5%). | | explicações dos estudantes acerca das suas concepções, através de discussões, entrevistas e exames.<br>▪ No final os alunos do grupo de controlo apresentaram mais dificuldades que os alunos do grupo experimental. | |

Tabela 2.8 - Dificuldades dos alunos relativamente à espontaneidade.

▪ B - ENTROPIA

| Autores | Objectivos | Metodologia Usada | Amostra | Dificuldades dos alunos | Origem das dificuldades dos alunos | Conclusões | Estratégias propostas |
|---|---|---|---|---|---|---|---|
| ▪ Johnstone, Macdonald e Webb, 1977. | ▪ Investigar as dificuldades conceptuais de alunos que estudam o tópico de equilíbrio químico com uma aproximação termodinâmica. | ▪ Teste. | ▪ 98 alunos escoceses do curso de Química. | **$B_1$** - Confusão entre energia cinética e entropia.<br>**$B_2$** - A desordem é mal interpretada (como sendo o "caos"). | ▪ A origem destas dificuldades dos alunos pode ser resultante do ensino realizado por professores que assumem ter dificuldade em compreender a Termodinâmica. | | ▪ A Termodinâmica deverá ser ensinada a pequenos grupos com discussão de ideias e ter o cuidado de associar o novo conhecimento com o que os alunos já sabem. |
| ▪ Pereira, 1988. | ▪ Procurar as concepções que os autores de livros de texto e os professores apresentam relativamente a conceitos relacionados com a energia. | ▪ Livros de texto.<br>▪ Entrevista. | ▪ 13 alunos portugueses finalistas da licenciatura de Física e Química. | **$B_3$** - A entropia/desordem dos sistemas tende a aumentar.<br>**$B_4$** - Pode prever-se se uma reacção é endotérmica ou exotérmica calculando $\Delta S$. Como $\Delta q = \frac{\Delta S}{T}$, se $\Delta S > 0$, logo $\Delta q > 0$ e a reacção é exotérmica.<br>**$B_5$** - A entropia do universo nunca aumenta, diminui ou mantém-se.<br>**$B_6$** - $\Delta S$ é sempre maior que zero numa reacção.<br>**$B_7$** - Há variação de entropia quando há rompimento de ligações.<br>**$B_8$** - A entropia aumenta com o número de colisões.<br>**$B_9$** - Só há variação de entropia quando há mudança de estado físico, mesmo que haja | | ▪ Os alunos apresentam diversas dificuldades e a maioria não explica o que se passa em termos termodinâmicos nem em termos microscópicos. | |

| Autores | Objectivos | Metodologia Usada | Amostra | Dificuldades dos alunos | Origem das dificuldades dos alunos | Conclusões | Estratégias propostas |
|---|---|---|---|---|---|---|---|
| | | | | transferência de energia.<br>**$B_{10}$** - A entropia aumenta com a desordem, movimento das partículas, mais espaço para se moverem, menos colisões.<br>**$B_{11}$** - Só há variação de entropia devido a alterações de energia em meio gasoso, pois, só aí as partículas têm liberdade de movimento para haver variação de entropia.<br>**$B_{12}$** - A entropia aumenta com o movimento, portanto, aumenta sempre que seja retirada ou fornecida energia a um sistema. | | | |
| ▪ Isaak, 1998. | ▪ Investigar algumas concepções alternativas acerca da evolução da vida. | | | **$B_{13}$** - Na evolução da vida existe uma complexidade e capacidade organizativa crescente, contrariando o enunciado da segunda Lei da Termodinâmica.<br>**$B_3$** - A entropia de um sistema não pode diminuir. | | | |
| ▪ Lambert, 1999. | ▪ Apresentar erros que surgem em livros de texto. | | | **$B_{14}$** - Ocorre aumento de entropia num macro objecto após ele ter sido transportado de um local para outro ou quando um grupo deles se espalha fortuitamente, por exemplo, o baralho de cartas. | | ▪ A ênfase é dada aos macro objectos que são apenas uma parte passiva do sistema.<br>▪ Interpretação errada da equação de Boltzmann para a variação de entropia, que diz | |

| Autores | Objectivos | Metodologia Usada | Amostra | Dificuldades dos alunos | Origem das dificuldades dos alunos | Conclusões | Estratégias propostas |
|---|---|---|---|---|---|---|---|
| | | | | | | respeito aos microestados e não aos macro objectos. | |
| ▪ Freire e Cardoso, 2002. | ▪ Determinar as dificuldades de alunos universitários. | ▪ Questionário. | ▪ 80 alunos universitários dos cursos de Física, de Engenharia Eléctrica, de Matemática e de Química. | **$B_3$** - A entropia de um sistema aumenta sempre. | | | ▪ Introdução de novas experiências que estimulem a aprendizagem.<br>▪ O estudo da História das Ciências tem um papel relevante para a ampliação do conhecimento científico. |
| ▪ Teichert e Stacy, 2002. | ▪ Explorar a capacidade de intervenção dos alunos de um curso geral de Química, em discussões acerca da espontaneidade. | ▪ Discussão questionário, exame, entrevistas pré e pós--estudo. | ▪ 46 alunos universitários do curso de Química, sendo 19 do grupo experimental (participaram activamente em sessões de discussão) e 27 do grupo de controlo. | **$B_{15}$** - Existe confusão entre entropia e entalpia (5%). | | | |

Tabela 2.9 - Dificuldades dos alunos relativamente à entropia.

♦ C - REVERSIBILIDADE/IRREVERSIBILIDADE

| Autores | Objectivos | Metodologia Usada | Amostra | Dificuldades dos alunos | Conclusões | Estratégias propostas |
|---|---|---|---|---|---|---|
| ▪ Johnstone, Macdonald e Webb, 1977. | ▪ Determinar as dificuldades conceptuais de alunos escoceses do Ensino Secundário que estudam o tópico de equilíbrio químico com uma aproximação termodinâmica. | ▪ Teste. | ▪ 98 alunos escoceses do curso de Química. | $C_1$ - Confundem o significado de reversibilidade relacionado com a velocidade e com a Termodinâmica. Alguns alunos consideram que uma reacção é reversível quando ocorre lentamente (67%). | | ▪ Em vez de se retirar a Termodinâmica do currículo e de se ensinar apenas na Universidade, a solução poderá passar por uma nova abordagem de ensino. |
| ▪ Pereira, 1988. | ▪ Determinar as concepções alternativas dos alunos relativamente aos conceitos relacionados com a reversibilidade, irreversibilidade e equilíbrio. | | ▪ 13 alunos portugueses finalistas da licenciatura de Física e Química. | $C_2$ - Reversibilidade significa atingir um estado de equilíbrio e irreversibilidade não atingir esse estado.<br>$C_3$ - Uma reacção é irreversível se não se obtêm outra vez os reagentes. | | |
| ▪ Kesidou e Duit, 1993. | ▪ Determinar se os alunos aprenderam as ideias básicas da segunda Lei da Termodinâmica. | ▪ Entrevista. | ▪ 34 alunos alemães do 10° ano de escolaridade, com idade média de 15 anos. | $C_4$ - Consideram que os corpos arrefecem espontaneamente sem existir interacção com corpos mais frios.<br>$C_5$ - A maioria dos alunos (23 de 27) são da opinião que os processos ocorrem por eles próprios numa direcção apenas e que a energia é gasta, mas baseiam-se em concepções do dia-a-dia intuitivas e não em características ensinadas nas aulas. | ▪ A explicação acerca da irreversibilidade é baseada em características conceptuais distintas das presentes no currículo.<br>▪ A compreensão da irreversibilidade requer uma compreensão adequada de equilíbrio térmico e transformação de energia nos processos. | ▪ É necessária um nova abordagem no ensino destes conceitos, em que as ideias qualitativas da segunda Lei da Termodinâmica devem ser uma parte central e integrante do início da instrução. |

Tabela 2.10 - Dificuldades dos alunos relativamente à reversibilidade/irreversibilidade.

## 2.4. Pistas de reflexão para uma mudança na forma de ensinar e aprender a segunda Lei da Termodinâmica.

Da análise da revisão bibliográfica realizada é possível destacar os seguintes aspectos:

- Os alunos do Ensino Secundário continuam a evidenciar um pensamento que reflecte o pensamento de alunos mais novos, apesar de já terem sido sujeitos ao ensino formal de conceitos termodinâmicos (como a variação de entalpia da reacção e a entropia). Esta situação pode dever-se ao facto dos conceitos termodinâmicos serem muito abstractos para os alunos, que são dominados pelas características perceptuais;
- Existe grande dificuldade de transferência para situações simples dos conceitos aprendidos formalmente;
- Existe confusão entre os termos que têm significado muito específico em Química e diferente no dia-a-dia.

Tendo em conta estes aspectos verifica-se a necessidade de implementar novas estratégias de forma a poder colmatar estas dificuldades apresentadas pelos alunos. A seguir apresentam-se algumas sugestões de possíveis estratégias a ser aplicadas no Ensino Secundário:

- As ideias qualitativas da segunda Lei da Termodinâmica devem ser uma parte central e integrante do início da leccionação deste tema;
- A aprendizagem deverá ocorrer a partir de exemplos da vida quotidiana, podendo tornar a Ciência mais motivante e útil, ao aproximar-se da vida real;
- A aprendizagem de conceitos científicos não deverá ser demasiado especializada, mas deverá contemplar momentos de interdisciplinariedade;
- Encorajar as discussões de ideias entre os alunos e entre os professores para associar o novo conhecimento;
- Abordar a história das Leis da Termodinâmica para ampliar o conhecimento científico (como já foi referido em **2.1.**);
- Proporcionar aos alunos experiências de aprendizagem atraentes e eficazes, como por exemplo, a utilização das Tecnologias de Informação e Comunicação (TIC), que são um instrumento poderoso e versátil na área da educação (ver **3.3.**)

Relativamente a esta última estratégia, a integração dos computadores na educação, trata-se de um meio auxiliar bastante poderoso para aprender Ciência, que poderá permitir que os alunos apresentem um papel mais activo na construção da sua aprendizagem.

No próximo capítulo aprofunda-se este aspecto e outros relacionados com a utilização das Tecnologias de Informação e Comunicação na educação.

Capítulo 3

# RECURSOS DIGITAIS NO ENSINO-APRENDIZAGEM DAS CIÊNCIAS

# 3. RECURSOS DIGITAIS NO ENSINO-APRENDIZAGEM DAS CIÊNCIAS

Neste capítulo procede-se a uma contextualização dos recursos digitais no processo de ensino-aprendizagem das Ciências, em geral. Uma reflexão pormenorizada fugiria do âmbito deste trabalho, merecendo maior atenção o que diz respeito, directa ou indirectamente às simulações computacionais e aos sistemas hipertexto/hipermédia que foram desenvolvidos. Pesquisaram-se na *Internet* as simulações computacionais e *sites* existentes acerca da segunda Lei da Termodinâmica. Por último, apresentam-se algumas propostas de recursos digitais sobre a segunda Lei da Termodinâmica, o sistema hipertexto/hipermédia denominado "Um pouco de história acerca das Leis da Termodinâmica" e a página "Entropia e Desordem" constituída por um conjunto de módulos digitais acerca da segunda Lei da Termodinâmica.

## 3.1. As Tecnologias de Informação e Comunicação na Educação

As Tecnologias de Informação e Comunicação consistem em processos de tratamento, controlo e comunicação de informação, baseados fundamentalmente em meios electrónicos, portanto, computadores ou sistemas informáticos.

A implementação das TIC nas escolas representa um dos maiores desafios de inovação tecnológica enfrentados pelos sistemas de educação em todo o mundo. Uma escola que não integre os novos meios informáticos, corre o risco de se tornar antiquada. Como diz Adell (1997): "As Tecnologias de Informação e Comunicação não são mais uma ferramenta didáctica ao serviço dos professores e alunos...elas são e estão no mundo onde crescem os jovens que ensinamos..."

Existe uma dinâmica própria das TIC que envolvem a escola, o aluno, a sociedade e o professor.

Na escola, as TIC permitem que se implante a escola da Sociedade de Informação, projectada na formação de aprendentes e dando tanta importância à formação contínua como à inicial. A chegada das TIC à escola poderá implicar alterações na organização pedagógica tradicional, falando-se, recentemente, de cinco novas disciplinas transversais (a mestria pessoal, a visão partilhada, os modelos mentais, a aprendizagem em equipa e o

pensamento sistémico) (Senge e Roberts, 1994). Estas disciplinas são uma preciosa ajuda para que o professor ganhe novas competências que lhe são exigidas. Primeiro, o professor tem de conhecer para onde caminha (um gestor sem rumo reflecte-se numa empresa perdida - mestria pessoal), depois deve defender as ideias que considera importantes, mas sempre mantendo-se aberto às perspectivas de outros (visão partilhada); para compreender os outros e manter-se aberto a influências tem de balancear reflexão com inquirição (modelos mentais); para aplicar na escola, o conhecimento gerado por esta compreensão precisa de saber as interrelações e forças existentes (pensamento sistémico), e por fim, o trabalho e aprendizagem em equipa (aprendizagem em equipa) será a base da evolução da escola.

No que respeita ao aluno, as TIC permitem a personalização da aprendizagem e mesmo a sua monitorização. Facilitam a construção do conhecimento tanto por aquisição como por mudança ou troca conceptual.

O contacto regular e orientado do aluno com o computador em situação de ensino-aprendizagem contribui positivamente para o desenvolvimento cognitivo e intelectual, em especial o raciocínio lógico e formal, a capacidade de pensar com rigor e sistematicamente, a habilidade de inventar ou encontrar soluções para problemas. Desta forma, é dada oportunidade ao aluno de ter um papel activo na construção da sua aprendizagem. Mesmo os maiores críticos do uso do computador na educação não ousam negar esse facto.

Na sociedade, as TIC permitem a harmonização com a Sociedade de Informação criada pelo advento do próprio computador e com as suas estruturas de organizações aprendentes. A Sociedade da Informação exige que as pessoas estejam continuamente a consolidar e a actualizar os seus conhecimentos. A escola desempenha um papel fundamental em todo o processo de formação de cidadãos aptos para esta sociedade. A escola deverá permitir a construção contínua do cidadão, dos seus saberes, aptidões e da sua capacidade de decidir e agir.

No professor, as TIC reservam a função muito importante e complexa de assistente de construção do conhecimento e co-aprendiz.

Actualmente, existe uma tendência crescente do uso do computador na educação,

mas tem sido utilizada, na maior parte das vezes, uma abordagem que usa o computador exclusivamente como uma "máquina de ensinar". A aprendizagem que resulta do uso desta abordagem privilegia a simples absorção de informação, frequentemente pela repetição e memorização.

Entretanto, novas modalidades de uso do computador na educação apontam para uma outra direcção: o uso desta tecnologia não como "máquina de ensinar", mas como uma ferramenta educacional. O computador não é mais o instrumento que ensina o aluno, mas a ferramenta com a qual ele desenvolve algo. A aprendizagem ocorre pelo facto de estar a executar tarefas por intermédio do computador. Estas tarefas podem ser a elaboração de textos, usando os processadores de texto; pesquisa em base de dados já existentes ou criação de novas bases de dados; resolução de problemas de diversos domínios do conhecimento e representação desta resolução segundo uma linguagem de programação; controlo de processos em tempo real, como objectos que se movem no espaço ou experiências de um laboratório de Física ou de Química; produção de música; comunicação e uso de rede de computadores, etc.

A conclusão imediata parece ser de que a nova tecnologia irá ampliar as possibilidades educacionais. Em parte, porque um volume gigantesco de informação estará à disposição dos alunos, e por outro lado, porque os computadores, aparentemente, propiciam um tipo mais prático de actividade educacional do que as operações mentais que dominam a aprendizagem mais tradicional na sala de aula. Em suma, as TIC podem, em teoria, não só melhorar como revolucionar o ensino. Tudo depende, contudo, da forma como são (ou não) utilizadas.

### 3.1.1. O *software* usado na Educação

Os programas de computador usados na educação podem ser classificados em algumas categorias, de acordo com os seus objectivos pedagógicos:

- Exercício e prática
- Tutoriais
- Aplicativos
- Linguagens de computador

- Jogos
- Simulações computacionais

Esta classificação é uma possível, entre outras. Muitos programas de computador educativos têm difícil incorporação nesta categorização ou podem até incluir-se em várias categorias. O conjunto de módulos desenvolvidos (**3.3.2.**) é disso um bom exemplo, em certo sentido, tem "de tudo um pouco".

#### 3.1.1.1. Exercício e prática

Exercício e prática é um tipo de programa que tem como objectivo exercitar certas habilidades. Este tipo de programa quando bem elaborado e usado adequadamente pode ser um excelente auxílio de treino. Por permitir uma interacção do utilizador com o conteúdo, este programa requer a resposta frequente do aluno, propicia *feedback* imediato, explora as características gráficas e sonoras do computador e, geralmente, é apresentado na forma de jogos.

A vantagem deste tipo de programa é o facto do professor dispor de uma imensidão de exercícios que o aluno pode resolver de acordo com o seu grau de conhecimento e interesse. Se o *software*, além de apresentar o exercício, recolher as respostas permite verificar a *performance* do aluno. Entretanto, para alguns professores, este dado não é suficiente porque é muito difícil para o *software* detectar porque é que o aluno acertou ou errou. A avaliação de como o assunto está a ser assimilado exige um conhecimento muito mais amplo do que o número de acertos e erros dos alunos.

Esta categoria de *software* é tida como pedagogicamente pobre, mas tem ainda a sua utilidade.

#### 3.1.1.2. Tutoriais

Os tutoriais caracterizam-se por transmitir informações de modo pedagogicamente organizado, como se fossem um livro animado, um vídeo interactivo ou um "professor electrónico". Os programas tutoriais constituem uma versão computacional da instrução programada, divide-se cada tema numa parte central e em várias ramificações, planeadas para proporcionar uma instrução mais detalhada e mais simples.

A lógica instrucional específica a ser usada para um determinado aluno é gerada pelo sistema, baseada nas informações que o mesmo obtém e acumula sobre o aluno. O computador decide, automaticamente, se o aluno ao cometer um erro deve passar por uma sequência instrucional.

Estes programas apresentam algumas vantagens, por um lado, a informação é apresentada com características que não são permitidas no papel (animação, som e a manutenção do controlo da *performance* do aluno). Por outro lado, o aluno aprende de acordo com o seu próprio ritmo.

Contudo, estes sistemas tutoriais apresentam uma dificuldade que se prende com o facto da intervenção do sistema no processo de ensino-aprendizagem ser muito superficial.

#### 3.1.1.3. Aplicativos

Os aplicativos são programas voltados para aplicações específicas, como processadores de texto, gestores de bases de dados. Embora não tenham sido propriamente desenvolvidos para uso educacional, permitem interessantes usos em diferentes disciplinas. As aplicações constantes do "*Microsoft Office*" são as mais populares.

#### 3.1.1.4. Linguagens de computador

As linguagens de computador podem ser interessantes como estímulo à actividade de organização das ideias, possibilitando um rico ambiente cognitivo. Com essa finalidade destaca-se a linguagem Logo desenvolvida por Papert (1985), utilizando conceitos de Piaget. A linguagem Logo tem sido utilizada nas escolas numa interface com a robótica (o Lego Logo), voltado para o comando programado de pequenos aparelhos e máquinas construídas pelos alunos.

#### 3.1.1.5. Jogos

Os jogos pedagógicos, como todos os jogos, pretendem ser divertidos, mesmo quando estão a promover a aprendizagem. Estes jogos são normalmente executados sob o comando de um conjunto de regras bastante claro e, geralmente, têm um vencedor no final (mesmo quanto o aluno está a jogar sozinho, ele normalmente disputa com o computador).

O grande problema com os jogos é que a competição pode desviar a atenção do aluno do conceito envolvido no jogo. Além disso, a maioria dos jogos explora conceitos extremamente simples e não têm a capacidade de diagnóstico das falhas do jogador. A maneira de contornar estes problemas é fazer com que o aluno, após uma jogada que não correu bem, reflicta sobre a causa do engano e tome consciência do erro conceptual envolvido na jogada errada.

#### 3.1.1.6. Simulações computacionais

As simulações computacionais são programas que apresentam um modelo de um sistema real ou imaginário. Actualmente, os computadores já têm a capacidade de simular sistemas razoavelmente complexos. Consequentemente, simulações computacionais pedagogicamente relevantes podem ser programadas de maneira a envolver grande complexidade e realismo e, dessa forma, gerar considerável interesse.

As simulações computacionais são um ponto forte do uso de computador na escola, principalmente no ensino das Ciências. Estas permitem manipular experiências de diversos tipos, como por exemplo, difíceis e até perigosas de serem reproduzidas na aula, que são no domínio do muito pequeno (ver módulo 3 - Um exemplo de aplicação: Dissolução de Sais e Entropia) ou do muito grande, que se dão com muita lentidão ou com muita rapidez, que são muito caras ou que são impossíveis (ver módulo 1 - Demónio de Maxwell).

O aluno pode testar as suas hipóteses sobre os problemas que surgem no ambiente simulado, manipular variáveis e verificar como o comportamento do modelo se altera numa variedade de situações e condições. Neste caso, em que existe um maior grau de intervenção do aluno, o computador passa a ser usado mais como ferramenta do que como "máquina de ensinar".

As simulações computacionais devem ser utilizadas como um complemento e não podem e nem devem substituir o contacto directo com os fenómenos naturais nem o trabalho experimental (não faz sentido simular um processo que pode facilmente ser observado). Se os professores resolverem utilizar apenas as simulações computacionais, estarão a privar os alunos de importantes experiências de aprendizagem. Da mesma forma, porém, aqueles que rejeitam o uso de simulações computacionais podem também estar a privar os alunos de experiências de aprendizagem igualmente importantes e estimulantes, às quais eles não teriam acesso, a não ser através da simulação.

A utilização das simulações computacionais apresenta algumas vantagens:

- As simulações computacionais podem despertar ou aumentar o interesse dos alunos;
- O facto de os alunos poderem controlar determinadas simulações induz uma aprendizagem mais fácil e rápida. O aluno pode variar parâmetros e observar o efeito dessas variações em diversas situações e condições, tendo oportunidade de reflexão e tomada de novas decisões sem acarretar, para si, danos reais;
- As simulações oferecem a possibilidade ao aluno de desenvolver hipóteses, testá-las, analisar resultados e aperfeiçoar os conceitos. Esta modalidade de uso do computador na educação é muito útil para trabalho em grupo, principalmente os programas que envolvem decisões. Os diferentes grupos podem testar diferentes hipóteses, e assim, ter um contacto mais "real" com os conceitos envolvidos no problema em estudo;
- É coerente com a própria prática de investigação científica, que, cada vez mais, utiliza as simulações computacionais;
- As simulações computacionais criam um ambiente interactivo de "aprender fazendo", desta forma o aluno está mais envolvido e tem uma participação mais activa na elaboração de conhecimento (Kamthan, 1999). Como disse Confúcio: "Eu ouço, eu esqueço; eu vejo, eu recordo; eu faço, eu compreendo";
- As simulações computacionais propiciam a interdisciplinariedade, uma vez que o ambiente representado pode ser transdisciplinar.

Contudo, a utilização das simulações computacionais também apresenta algumas dificuldades:

- As boas simulações computacionais são complexas, requerem grande poder computacional, recursos gráficos e sonoros, de modo a tornar a situação problema a mais próxima do real possível;
- O uso da simulação, por si só, não cria a melhor situação de aprendizagem. A simulação deve ser vista como um complemento de outras estratégias de ensino. Caso contrário, não existe garantia de que a aprendizagem ocorra e de que o conhecimento possa ser aplicado à vida real;
- O aluno pode formar uma visão distorcida a respeito do mundo, por exemplo, ser levado a pensar que o mundo real pode ser simplificado e controlado da mesma

forma que nos programas de simulação. Portanto, é necessário criar condições para o aluno fazer a transição entre a simulação e o fenómeno no mundo real. Esta transição não ocorre automaticamente e deve ser trabalhada.

Um dos papéis do computador que actualmente é muito difundido é o computador como comunicador (a *Internet*). As vantagens e desvantagens da utilização da *Internet* no processo de ensino-aprendizagem são discutidas a seguir.

### 3.1.2. Computador como comunicador - A *Internet*

Os computadores podem ser interligados entre si e formarem uma rede de computadores através da qual circula a maior quantidade de informação. A uma rede desta natureza chama-se *internet*. À (mega)rede, de dimensão mundial, que liga milhões de computadores à "rede das redes", chama-se *Internet* ("I" maiúscula).

Através da *Internet* é possível obter, trocar e publicitar diversas informações e proceder a diversas acções. A *Internet* é um meio de comunicação sem igual porque permite enviar mensagens de um para outro computador através de *software* que controla a passagem da informação entre os computadores. Este tipo de arranjo cria um verdadeiro correio electrónico mais conhecido como "*electronic mail*" ou "*e-mail*". Um outro uso das redes de computadores é a consulta de base de dados, ou mesmo a construção compartilhada de uma base de dados. Na *Internet* os serviços de IRC (*Internet Relay Chat*), proporcionam conversa em tempo real e podem servir para a troca de experiências.

A liberdade de acesso, a grandeza do sistema e a partilha de ideias que a *Internet* permite contribuíram para o seu sucesso e consequente crescimento na sociedade.

Cada vez mais se verifica a utilização da *Internet* no processo de ensino-aprendizagem, porque é uma tecnologia que oferece uma gama muito grande e variada de recursos que tem provocado constantes mudanças na sociedade e que, se bem utilizada, poderá auxiliar na reforma dos actuais sistemas e modelos educacionais.

As razões que levam os professores a apostar na utilização da *Internet* no processo de ensino-aprendizagem podem ser organizadas em três grupos: razões de ordem epistemológica, razões de ordem pedagógica e razões de ordem sociológica (Bettencourt, 1997).

Razões de ordem epistemológica

A *Internet* vai ao encontro da forma como as pessoas processam a informação, como elaboram as ideias, como resolvem os problemas e verifica-se que se baseia no conceito de hipertexto.

O hipertexto forma associações (*links*) entre corpos de informação (nódulos) constituindo uma rede semântica, não linear, com diversos caminhos a percorrer e em que cada pessoa fará aquele que melhor se adequa ao seu raciocínio (ver com mais detalhe em **3.1.3.**).

Razões de ordem pedagógica

Os professores e alunos ao utilizarem a *Internet*, podem tornar o processo de ensino-aprendizagem mais interactivo e pessoal. Ao pesquisar na WWW e ao criar páginas HTML poderão desenvolver as capacidades de organização e estruturação do pensamento, comunicação, escrita, pesquisa, pensamento crítico e a expressão artística. Além disso, induz nos alunos o sentido da responsabilidade, na medida em que publicar para a WWW significa publicar para o mundo, exigindo dos alunos uma análise cuidada do que é criado.

Nas "*homepages*" das escolas podem colocar-se para além dos trabalhos dos alunos, informações relativas à escola e às disciplinas que são leccionadas. Os professores podem divulgar os seus planos de aula e sugerir aos alunos a realização de actividades extracurriculares.

Os alunos acreditam que a quantidade e qualidade da informação disponíveis na *Internet* e a possibilidade de encontrar informações sempre actualizadas são pontos importantes para o processo de ensino-aprendizagem.

O professor deverá ajudar o aluno na procura e selecção de informação relevante que está disponível na *Internet*. Para além de poder planificar aulas mais estimulantes e actuais como resultado da recolha de textos informativos, divulgação de pesquisas, imagens, relatos de cientistas e de outros professores. "Desta forma, o micromundo da sala de aula alarga-se e rompe fronteiras" (Bettencourt, 1997).

Razões de ordem sociológica

Na presente sociedade acredita-se e defende-se que a utilização dos meios disponíveis na *Internet* é fundamental para que as pessoas se apresentem actualizadas nas diferentes profissões.

A tarefa da escola é preparar cidadãos para o trabalho e para a vida, por isso, é importante que as escolas portuguesas tenham um bom acesso à *Internet*, para que ocorra a formação de cidadãos mais preparados para a vida activa.

Contudo, a utilização da *Internet* apresenta também algumas dificuldades. A de maior frequência assinalada pelos professores é que os alunos não têm acesso à rede ou quando o têm, é precário. Para os alunos a maior desvantagem da *Internet* como ferramenta pedagógica está na velocidade de acesso que ainda é muito baixa e a falta de incentivo por parte dos professores. Algumas dificuldades são também a ausência de *sites* específicos para determinadas áreas, a dificuldade do aluno relacionar as informações obtidas na rede com outras fontes de pesquisa, principalmente a pesquisa bibliográfica tradicional (o aluno muitas vezes deixa de pesquisar em livros para se utilizar apenas da *Internet*), o medo e a intimidação diante das novas tecnologias, a facilidade de dispersão durante a navegação e a grande preocupação com a segurança dos mais jovens na *Internet*.

Uma das aplicações da *Internet* são os sistemas hipertexto/hipermédia.

### 3.1.3. Sistemas hipertexto/hipermédia

Os sistemas hipertexto/hipermédia surgem como uma forma de comunicação com novas potencialidades para alargar a capacidade de comunicação humana.

O hipertexto surgiu como um novo modo de organizar, controlar e aceder à informação, de acordo com o modelo de funcionamento da mente humana, que funciona mediante associação de ideias. O utilizador ao analisar o texto exibido no écran do computador, ao contrário do que acontece num livro, pode percorrer ligações para aceder, quase instantaneamente, a outras partes do texto.

Em servidores WWW (*World Wide Web*), os hipertextos além de relacionarem informações, permitem a navegação entre vários servidores espalhados pela *Internet*, possibilitando o acesso a uma enorme quantidade de dados.

O hipermédia resulta da junção das características do hipertexto com o multimédia.

A utilização do termo multimédia não é consensual. Esse termo é utilizado, frequentemente, no sentido de «multi-medias», «multi-suporte» ou ainda «pluri-media»

(Chenet, 1992). Uma definição razoavelmente consensual relaciona o "multimedia" com a utilização do computador para integrar e controlar uma variedade de meios (*media*), como o texto, vídeo, sons, gráficos, imagens, etc. O lema subjacente é "uma imagem vale por mil palavras", pelo que a informação deve ser tão visual quanto possível. As características essenciais do multimédia são a interactividade e a flexibilidade na escolha do caminho a percorrer.

O hipermédia é um documento que integra texto e imagens e que contém ligações a outros documentos. O WWW é o sistema hipermédia mais conhecido na actualidade.

Os sistemas hipertexto/hipermédia podem revelar-se úteis na educação, porque a liberdade, a interactividade e flexibilidade que é dada ao aluno apela para a sua actividade e conduz a um maior controlo do próprio processo de aprendizagem, em função do seu ritmo.

Neste trabalho elaborou-se um sistema hipertexto/hipermédia acerca da história das Leis da Termodinâmica (ver **3.3.1.**).

Tendo em conta o referido até a este momento, procede-se seguidamente a uma sistematização de algumas potencialidades pedagógicas e dificuldades/constrangimentos da integração das TIC na educação.

### 3.1.4. As potencialidades pedagógicas das Tecnologias de Informação e Comunicação na Educação

Em suma, é possível referir que as práticas pedagógicas que utilizam as TIC duma forma planeada e sistemática apresentam diversas potencialidades[8].

**$P_1$** - A utilização das TIC possibilita um **ensino activo**, baseado na descoberta progressiva do conhecimento pelo aluno. O professor é intermediário entre os alunos e a informação, indicando caminhos e ao mesmo tempo deixando espaço livre para a sua autonomia, reflexão crítica e criatividade. Desta forma, está-se a contribuir para a formação do cidadão, capaz de interagir com o

[8] Relativamente às potencialidades pedagógicas das TIC serão associados códigos para posteriormente serem associados ao conjunto de módulos que foi desenvolvido e testado junto dos alunos.

ambiente em que vive, respeitando-o e procurando soluções científicas para os problemas do dia-a-dia;

$P_2$ - Ajuda a reflectir sobre o próprio pensamento **(metacognição)**, permitindo concretizar as questões de domínio formal e ajudando, por isso, os alunos no desenvolvimento cognitivo e intelectual, em especial o raciocínio lógico formal;

$P_3$ - A utilização de **poderosas ferramentas** intelectuais para professores e alunos que vão desde as folhas de cálculo, às bases de dados, aos processadores de texto, aos programas estatísticos, à manipulação de equações de funções, etc.;

$P_4$ - Uma **diversificação** na metodologia que conduz a um enriquecimento das aulas;

$P_5$ - A **motivação** do aluno ou até mesmo do professor, para as aulas;

$P_6$ - O **volume de informação** que está disponível para os alunos;

$P_7$ - É **coerente com a investigação científica**, sendo possível desenvolver hipóteses, testá-las, analisar os resultados e aperfeiçoar os conceitos;

$P_8$ - A utilização das TIC propicia a **interdisciplinariedade**;

$P_9$ - O desenvolvimento da **autonomia**, já que os alunos podem dispor de uma enorme variedade de ferramentas de investigação, cabendo-lhes a responsabilidade da escolha mais adequada;

$P_{10}$ - Uma das suas principais vantagens é o acesso à informação com **rapidez e facilidade**;

$P_{11}$ - A verificação e confrontação de **fontes diversas** permite ao aluno seleccionar o documento que lhe parece mais adequado;

$P_{12}$ - A **organização** do pensamento dos alunos;

$P_{13}$ - O trabalho em **simultâneo** com outras pessoas que se encontram geograficamente afastadas;

$P_{14}$ - É proporcionado o recurso a **medidas rigorosas** de grandezas físicas e o controlo de equipamento laboratorial com interfaces e sensores adequados (uma importante utilização das TIC que, contudo, não será aprofundada neste trabalho);

$P_{15}$ - A criação de **micromundos** de aprendizagem, por exemplo, proporcionando de modo rápido, barato e inofensivo simulações computacionais de experiências que são: rápidas demais para serem controladas, inacessíveis à

escola, excessivamente perigosas, ou mesmo artificiais exigindo condições impossíveis de obter na prática;

$P_{16}$ - A utilização das **potencialidades gráficas** notáveis que podem ser rentabilizadas para uma aprendizagem significativa;

$P_{17}$ - A utilização das TIC contribui para **diagnosticar as dificuldades** dos alunos;

$P_{18}$ - O acesso a **explorações lúdicas**, nomeadamente por meio de actividades didácticas centradas em jogos.

### 3.1.5. As dificuldades/constrangimentos das Tecnologias de Informação e Comunicação na Educação

Ao seleccionar e planificar estratégias usando as TIC devem ser tidas em conta algumas dificuldades/constrangimentos (Wild, 1996)[9].

$D_1$ - A escola é uma instituição social muito conservadora que apresenta **barreiras às inovações tecnológicas.** Estas instituições resistem mesmo às mais pequenas tentativas de mudança, sendo necessário todo um processo de sensibilização da escola;

$D_2$ - A existência de *software* de alta qualidade técnica e com sofisticação pedagógica é ainda **escasso**. Para a produção desse tipo de *software* é preciso contar com analistas e programadores a trabalharem em cooperação com especialistas no desenvolvimento de materiais instrucionais, em metodologia de ensino, em psicologia da aprendizagem, em avaliação educacional, etc.;

$D_3$ - Muitos alunos (de extractos sócio-económicos baixos) **não possuem computador**;

$D_4$ - A **falta de formação dos docentes**, quer no início quer durante o exercício da profissão docente, para utilizarem as novas tecnologias pedagógicas;

$D_5$ - O ***stress* do professor** ao ter que lidar com o desconhecido. Os professores sentem-se preocupados com as TIC, principalmente porque muitos desses professores admitem não compreender bem as novas tecnologias.

[9] Relativamente às dificuldades/constrangimentos das TIC serão igualmente associados códigos para posteriormente serem associados ao conjunto de módulos que foi desenvolvido e testado junto dos alunos.

**$D_6$** - Alguns **docentes não gostam das novas tecnologias** e não incentivam o seu uso. Os docentes que fazem uso mais efectivo das TIC são aqueles comprometidos com métodos de ensino inovadores e de qualidade e gostam da tecnologia, sentindo-se confortáveis em usá-la;

**$D_7$** - O uso de novas tecnologias exige **muito tempo** (necessidade de tempo para preparar as aulas, tempo para aprender a usar as tecnologias, etc.);

**$D_8$** - A **falta de conhecimento** sobre o impacto do uso das TIC no contexto educativo;

**$D_9$** - O **uso inadequado** das TIC, quando as tecnologias são utilizadas sem critérios de selecção da informação;

**$D_{10}$** - A **falta de segurança** para os mais jovens (por exemplo, com o material pornográfico de fácil acesso na *Internet*);

**$D_{11}$** - A **ausência de *sites* específicos** para determinadas áreas, o que conduz à dispersão durante a navegação na *Internet*;

**$D_{12}$** - A **alteração da relação professor/aluno**, quando a tecnologia substitui o professor e provoca um distanciamento entre o professor e o aluno;

**$D_{13}$** - A **passividade e desinteresse dos alunos**, quando a tecnologia leva o aluno a uma maior passividade, em que o aluno "recebe tudo pronto".

Apesar destes constrangimentos, de uma forma geral, é possível afirmar que a integração das TIC é um meio auxiliar bastante poderoso para ensinar e aprender Ciência e poderá inovar o processo de ensino-aprendizagem.

A escola tem de se consciencializar que já não detém o monopólio da transmissão do conhecimento e que o aluno vai absorver a maior parte das informações ao mundo exterior. Para que a escola se torne mais atraente para o aluno, terá de lhe proporcionar os meios necessários para aprender a obter a informação, para construir o conhecimento e para adquirir competências.

Em Portugal já se está a caminhar nesse sentido, dado que, segundo dados recentes, nos últimos anos, ocorreu um apetrechamento das escolas em *hardware*, e um aumento da formação dos professores em TIC. Contudo, ainda existe muito a fazer para que a integração das TIC no sistema educativo, ocorra de uma forma sistemática e estruturada.

Segundo Rosa (1999) para melhorar a integração das TIC na educação é necessário ter em consideração várias condições: uma utilização das TIC devidamente planeada,

inserida numa ampla estratégia educativa centrada no aluno; uma transformação da atitude da escola e dos professores e uma correcta e actualizada formação dos professores.

"Será pelos professores e em torno dos professores, que lenta e seguramente as TIC irão modificar, de forma visível e sensível, os métodos de ensino praticados na escola..." (Paiva, 2002).

Das várias aplicações e envolvências das TIC no ensino da Química, deu-se maior importância às simulações computacionais e aos sistemas hipertexto/hipermédia.

## 3.2. O caso particular da segunda Lei da Termodinâmica: Simulações computacionais *on-line* e *sites* na *Internet*

Através da *Internet* é possível aceder a simulações computacionais *on-line* e alguns *sites* acerca da segunda Lei da Termodinâmica.

### 3.2.1. Simulações computacionais *on-line*

Até recentemente, as simulações computacionais consistiam em programas sofisticados com consideráveis recursos computacionais que estavam disponíveis em unidades de armazenamento locais (CD-ROM, o DVD, o disco rígido do computador, etc.). A *Internet* permitiu o aparecimento de interfaces de uma natureza mais modular e com uma estética mais modesta mas de grande eficácia pedagógica: as simulações computacionais *on-line*. Estas simulações são pequenos programas aplicativos de uso via *Internet*, que devido ao progressivo aumento da largura de banda vão sendo cada vez mais poderosas.

Estas simulações computacionais *on-line* apresentam algumas das potencialidades já mencionadas para as simulações computacionais e para as TIC (ver **3.1**.), contudo são de salientar algumas vantagens adicionais:

- As simulações computacionais *on-line* são mais acessíveis que as simulações computacionais tradicionais porque são tipicamente de livre acesso e podem

correr sem qualquer instalação no computador. Assim, os professores e os alunos dispõem agora de simulações computacionais que estão livremente à sua disposição na WWW, para usar na escola ou em casa;

- Estas simulações permitem utilizar um conjunto de elementos gráficos que propiciam uma interacção mais fácil entre o utilizador e a simulação;
- É dada a possibilidade de entrar em contacto com os autores das simulações computacionais através do *e-mail*;
- As simulações computacionais *on-line* podem ser utilizadas e partilhadas por vários utilizadores;
- Existe uma maior compatibilidade entre os requisitos da simulação exigidos e os disponíveis (podem ser facilmente disponibilizados na *Internet* por *download*);
- Estas simulações apresentam a informação de uma forma dinâmica e interactiva, com actualizações mais fáceis;
- As simulações computacionais *on-line* são uma estratégia muito valorizada pelos alunos, dado que permitem ajudar na compreensão de um determinado conceito científico e estimulam o interesse nos alunos;

No entanto, as simulações computacionais *on-line* apresentam algumas desvantagens face às simulações computacionais tradicionais (em suporte *off-line*).

- As simulações computacionais *on-line* têm de ser muito simples e apresentarem uma interactividade inferior às simulações computacionais tradicionais, por isso, a qualidade da imagem, do som, do vídeo são limitadas, caso contrário o acesso às simulações computacionais tornar-se-ia muito demorado;
- O facto de estarem disponíveis na WWW, poderá levar o aluno a dedicar-se exclusivamente ao ensino com a máquina ocorrendo um distanciamento da sala de aula;
- Nas salas podem existir boas salas de computadores mas com más redes de ligação, o que dificulta o uso destas simulações.

De uma forma geral, porém, é possível concluir que as simulações computacionais *on-line* são muito úteis e que as estratégias de ensino baseadas na sua utilização poderão contribuir para uma melhoria na aprendizagem.

Dadas as potencialidades dos produtos num formato *on-line*, cada vez mais se

investe na sua criação e num futuro próximo, assim aumente a largura da banda e as capacidades dos servidores, poderão até acabar por substituir o formato *off-line*, facilitando o acesso à informação a professores e a alunos. Para isso, irá contribuir a utilização da largura de banda, nomeadamente com a ADSL (*Assymetric Digital Subscriber Line*), alargamento de banda via linha telefónica.

No sentido de se ter uma ideia do que existe acerca das simulações computacionais *on-line* relativas à segunda Lei da Termodinâmica, foi efectuada uma pesquisa na *Internet* contendo as palavras "*entropy simulations*", nos motores de busca mais actualizados, nomeadamente "*Google*", "*Altavista*", "*Yahoo*" e "*Alltheweb*".

Os *sites* com simulações computacionais *on-line* descobertos foram incluídos no Portal de Ciência e Cultura Científica "Mocho" (www.mocho.pt). Este portal apresenta um motor de busca que permite aceder a diversos *sites* acerca dos mais variados assuntos de Ciência (figura 3.1).

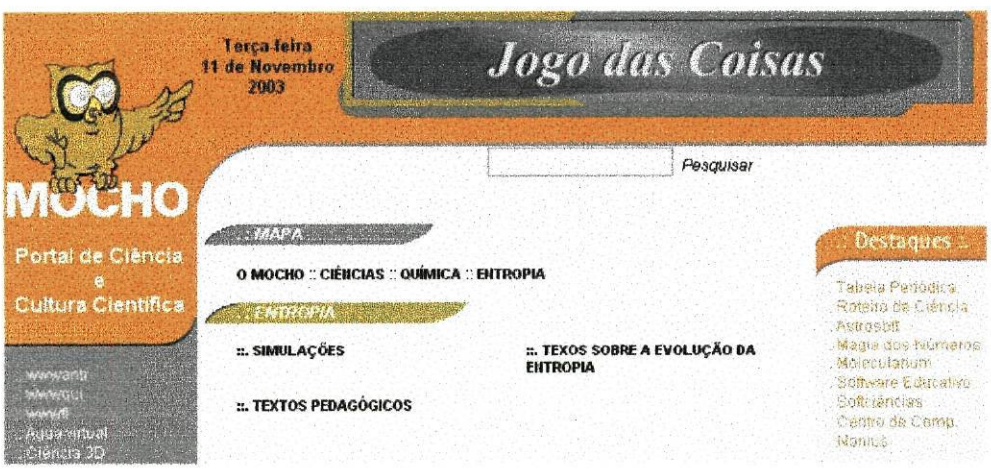



Figura 3.1 - Imagem do Portal de Ciência e Cultura Científica - Mocho

De seguida apresentam-se alguns endereços de simulações computacionais *on-line* com a respectiva descrição.

**Título** Simulation of a Maxwell Demon

**URL** http://www.phy.bme.hu/education/kinetic/exp/maxwell.html

**Descrição** Simulação interactiva de Géza I. Márk e Pál Pacher para o estudo da entropia e desordem. Esta simulação faz parte da página "Experiments Simulated-Kinetic Gas Model", do Instituto de Física, da Universidade Técnica, de Budapeste.

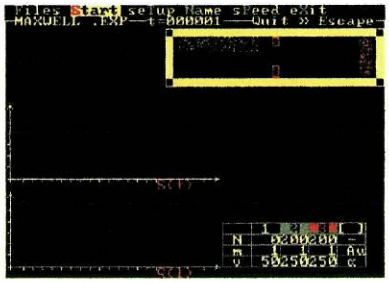


Figura 3.2 - Imagem da simulação computacional *on-line* acerca da entropia e desordem.

**Título** Demónio de Maxwell

**URL** http://www.ludoteca.if.usp.br/download/interage/dmaxwell.html

**Descrição** Neste jogo o utilizador faz o papel do Demónio de Maxwell, que luta para diminuir a entropia de um sistema de partículas, abrindo e fechando em momentos convenientes uma portinhola entre dois compartimentos com partículas em movimento aleatório. É uma simulação integrante do Interage que se encontra na página "Ludoteca", da Universidade de S. Paulo, do Brasil.




Figura 3.3 - Imagem da simulação computacional *on-line* do Demónio de Maxwell.

**Título** Entropia

**URL** http://www.laborciencia.com.br/interage/entropia.htm

**Descrição** Esta simulação apresenta um sistema de partículas em movimento aleatório, que estão em dois meios, separados por uma parede e uma porta. Permite que se veja facilmente o conceito de equilíbrio térmico e entropia. Neste processo a entropia cresce, e isso verifica-se através de um "entropímetro" na parte inferior da tela. Esta simulação faz parte de um conjunto vasto de simulações computacionais da página "Laborciência - Tecnologia Educacional", do Brasil.

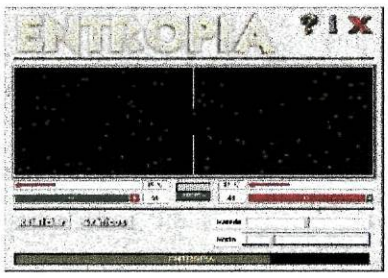



Figura 3.4 - Imagem da simulação computacional *on-line* acerca da entropia.

**Título** The second law

**URL** http://www.chem.uci.edu/education/undergrad_pgm/applets/bounce/bounce.htm

**Descrição** Esta simulação permite estudar a primeira e a segunda Lei da Termodinâmica. É uma simulação que faz parte de um conjunto de simulações computacionais educacionais da página do Departamento de Química Irvine, da Universidade da Califórnia.

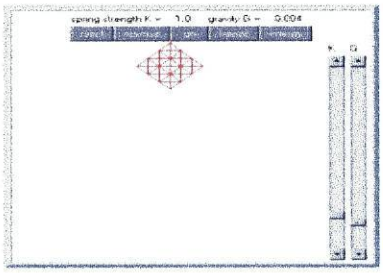


Figura 3.5 - Imagem da simulação computacional *on-line* acerca da segunda Lei da Termodinâmica.

**Título** Happy molecules

**URL** http://www.chem.uci.edu/education/undergrad_pgm/applets/happy/happy.htm

**Descrição** Animação que evidencia o aumento da entropia das moléculas. Esta animação faz parte de um conjunto de simulações computacionais educacionais da página do Departamento de Química Irvine, da Universidade da Califórnia.

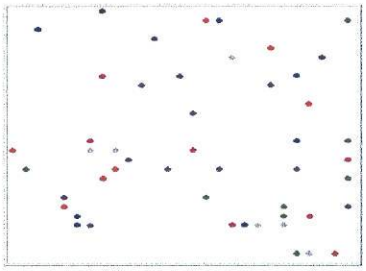


Figura 3.6 - Imagem da animação acerca da entropia das moléculas.

O facto de haver um reduzido número de simulações computacionais *on-line* relativas à segunda Lei da Termodinâmica e a necessidade de algo mais foi o ponto de partida para a concepção de algumas simulações computacionais *on-line*. Em **3.3.2.** apresentam-se, com detalhe, as simulações computacionais desenvolvidas que serão implementadas e avaliadas junto de alunos do 12º ano de escolaridade.

### 3.2.2. Recolha na *Internet* de *sites* acerca da segunda Lei da Termodinâmica

Para o ensino e aprendizagem da segunda Lei da Termodinâmica existem variadíssimos *sites* com textos e artigos de interesse. De seguida apresentam-se alguns

endereços com uma breve descrição da página e que também serão incluídos no portal do Mocho.

## **ÁREA** ciência/quimica/entropia/textos-ensino da entropia

**Título** Entropia Tintim por Tintim
**URL** http://www.fisica.ufc.br/tintim.htm
**Descrição** *Site* do Departamento de Física, da Universidade do Ceará, que apresenta descrições acerca da primeira e da segunda Lei da Termodinâmica.

**Título** Entropy Is Simple...If We Avoid the Briar Patches!
**URL** http://www.entropysimple.com/
**Descrição** *Site* de Frank L. Lambert, professor de Química do Occidental College, de Los Angeles, no qual apresenta descrições acerca da entropia e das Leis da Termodinâmica. Este autor explica o que é a entropia, como se relaciona com a segunda Lei da Termodinâmica, as obstruções e a importância desta lei.

**Título** Entropy and Information Theory on the Web
**URL** http://www.mdpi.org/entropy/entropyweb/entropyweb.htm
**Descrição** *Site* do Molecular Diversity Preservation International (MDPI), da Suíça, que apresenta descrições acerca da entropia e das Leis da Termodinâmica.

**Título** Entropy and the Laws of Thermodynamics
**URL** http://pespmc1.vub.ac.be/ENTRTHER.html
**Descrição** F. Heylighen descreve as três Leis da Termodinâmica na página "Principia Cybernetica".

**Título** The Page of Entropy
**URL** http://www.svsu.edu/~slaven/Entropy.html
**Descrição** *Site* criado por Dave Slaven, da Saginaw Valley State University, que apresenta descrições acerca da entropia.

**Título** All about entropy, the laws of thermodynamics, and order from disorder
**URL** http://www.entropylaw.com/
**Descrição** Neste *site* Rod Swenson, do Departamento de Psicologia, da Universidade de Connecticut, faz uma descrição das Leis da Termodinâmica. Este autor explica em mais detalhe a segunda Lei da Termodinâmica, referindo a interpretação estatística e termodinâmica de entropia. Rod Swenson aborda a discussão da segunda Lei da Termodinâmica e a evolução da vida.

**Título** Código

**URL** http://highered.mcgraw-hill.com/sites/0072396814/student_view0/chapter20/elearning_session.html

**Descrição** Página da McGraw-Hill Higher Education que tem vários aspectos relacionados com a entropia e a segunda Lei da Termodinâmica.

**Título** Shakespeare and Thermodynamics: Dam the Second Law!

**URL** http://www.shakespeare2ndlaw.com/

**Descrição** *Site* de Frank L. Lambert, professor de Química do Occidental College, de Los Angeles, no qual discute a segunda Lei da Termodinâmica e apresenta exemplos da sua aplicabilidade.

**Título** ENTROPY and the Second Law of Thermodynamics

**URL** http://www.2ndlaw.com/

**Descrição** *Site* de Frank L. Lambert, professor de Química do Occidental College, de Los Angeles, no qual apresenta descrições da entropia e da segunda Lei da Termodinâmica. Este autor desenvolve vários aspectos desta lei: a tendência, as obstruções, a evolução e a energia de Gibbs.

**Título** Termoquímica

**URL** http://www.chrisrios2.hpg.ig.com.br/index.html

**Descrição** Neste *site* surgem descrições acerca da Termodinâmica, nomeadamente conceitos teóricos e alguns exercícios.

**Título** As Leis da Termodinâmica

**URL** http://www.cdcc.sc.usp.br/escolas/juliano/termo.html

**Descrição** Artigo presente no *site* da Escola Estadual Professor José Juliano Neto onde são apresentadas descrições das Leis da Termodinâmica e as suas implicações. As autoras deste artigo são Alessandra Campanini, Angelica Irene da Costa, Fabiana Rosini, Gabriela Fachini e Maria dos Santos.

**Título** Shuffled Cards, Messy Desks, and Disorderly Dorm Rooms - Examples of Entropy Increase? Nonsense!

**URL** http://jchemed.chem.wisc.edu/Journal/Issues/1999/Oct/abs1385.html

**Descrição** Artigo de Frank L. Lambert, do Journal of Chemical Education, no qual se discute alguns aspectos relacionados com a entropia e a segunda Lei da Termodinâmica.

## **ÁREA** ciencia/quimica/entropia/textos-evolução da vida

**Título** Science of Chaos or Chaos in Science?

**URL** http://cdfinfo.in2p3.fr/~bouquet/Bricmont/bricmont.html

**Descrição** Na página "Física Corpuscular e de Cosmologia" de França, relaciona-se a segunda Lei da Termodinâmica com a Teoria do Caos. Algumas concepções alternativas acerca da irreversibilidade e se

poderá existir ordem a partir do caos são alguns dos aspectos discutidos nesta página.

**Título** Vida artificial
**URL** http://www.rc.unesp.br/igce/grad/computacao/cintiab/fufis/nofram~1.html
**Descrição** Neste *site* o Professor Dr. Ivan Guilherme Rizzo discute a complexidade, a entropia e a Teoria do Caos relacionando com a segunda Lei da Termodinâmica.

**Título** The second law of thermodynamics
**URL** http://www.panspermia.org/seconlaw.htm
**Descrição** Na página "Cosmic ancestry", Brig Klyce descreve a entropia, discute a vida e a evolução da vida com base na segunda Lei da Termodinâmica.

**Título** Segunda Lei da Termodinâmica - Essa Lei básica da natureza impediu a Evolução?
**URL** http://www.christiananswers.net/portuguese/q-eden/edn-thermodynamics-port.html
**Descrição** Na página "ChristianAnswers.Net", Paul S. Taylor apresenta um artigo que relata aspectos para verificar se a evolução da vida viola ou não a segunda Lei da Termodinâmica.

**Título** A Evolução Viola as Leis da Termodinâmica?
**URL** http://www.geocities.com/gilson_medufpr/termo.html
**Descrição** Artigo escrito por Lenny Flank da revista "Darwin Magazine", no qual se discute a aplicabilidade da segunda Lei da Termodinâmica à evolução da vida.

**Título** Second Law Of Thermodynamics - Law Of Increased Entropy
**URL** http://www.second-law-of-thermodynamics.com/
**Descrição** Neste *site* discute-se a evolução do universo relacionando com a entropia e alguns aspectos relacionados com a evolução da vida.

## **ÁREA** ciencia/quimica/leis termodinâmica/história

**Título** História da Física
**URL** http://fisicanet.terra.com.br/historia/historia-cronologia.asp
**Descrição** *Site* criado pelo Prof. Alberto Ricardo Präss com ligação a vários assuntos, nomeadamente a uma cronologia acerca dos aspectos históricos mais importantes na Física, que incluem assuntos de Termodinâmica.

**Título** Aspectos da história da Termodinâmica
**URL** http://www.eq.uc.pt/~eq1amf/histor.html
**Descrição** *Site* do Departamento de Engenharia Química, da Faculdade de Ciências e Tecnologia, da Universidade de Coimbra, no qual surgem alguns aspectos da história da Termodinâmica.

**Título** História da Física

**URL** http://www.sobrefisica.hpg.ig.com.br/hist_fis.htm

**Descrição** *Site* com várias hiperligações a assuntos de Física, e onde Willian Will apresenta alguns aspectos históricos acerca da Termodinâmica.

**Título** Boltzmann e o paradoxo do tempo em Termodinâmica

**URL** http://www.geocities.com/flordepessegueiro/html/ciencia/boltzmann.htm

**Descrição** Na página "Ciência" apresentam-se alguns aspectos históricos relativos a Boltzmann.

**Título** História com Ciência

**URL** http://www.ajc.pt/cienciaj/n20/hciencia.php

**Descrição** No artigo "História com Ciência", da revista Ciência J - Número 20 de Rudolf Appelt, apresentam-se aspectos históricos acerca da escala Kelvin de temperatura.

**Título** História da primeira Lei da Termodinâmica

**URL** http://www.unb.br/iq/lqc/Joao/calor/historiadaprimeiraLei.html

**Descrição** Na página "Laboratório de Química Computacional" do Instituto de Química, da Universidade de Brasília apresentam-se aspectos históricos da primeira Lei da Termodinâmica.

Em **3.3.** procede-se à descrição dos recursos digitais que vão ser construídos para a abordagem da segunda Lei da Termodinâmica.

## 3.3. Proposta de alguns recursos digitais sobre a segunda Lei da Termodinâmica

Um dos objectivos deste trabalho centra-se em produzir e implementar recursos digitais, relacionados com a segunda Lei da Termodinâmica, para alunos da disciplina de Química do 12º ano de escolaridade. Por um lado, para proporcionar experiências de aprendizagem atraentes que contribuam para que ocorra uma melhor eficácia e uma participação mais activa dos alunos na aprendizagem e, por outro lado, para procurar colmatar as dificuldades que os alunos apresentam em relação a este tema.

Para esses efeitos construiu-se um sistema hipertexto/hipermédia denominado "Um pouco de história acerca das Leis da Termodinâmica" e uma página "Entropia e Desordem" que integra um conjunto de módulos digitais.

Sendo a *Internet* o local de eleição para divulgação dos recursos digitais, estes

foram integrados no "Molecularium", em www.molecularium.net (figura 3.7). Esta página é gerida pelo Exploratório Infante D. Henrique (espaço interactivo de Ciência) contando com a colaboração do Centro de Física Computacional e do Departamento de Química da Faculdade de Ciências da Universidade do Porto (figura 3.8).

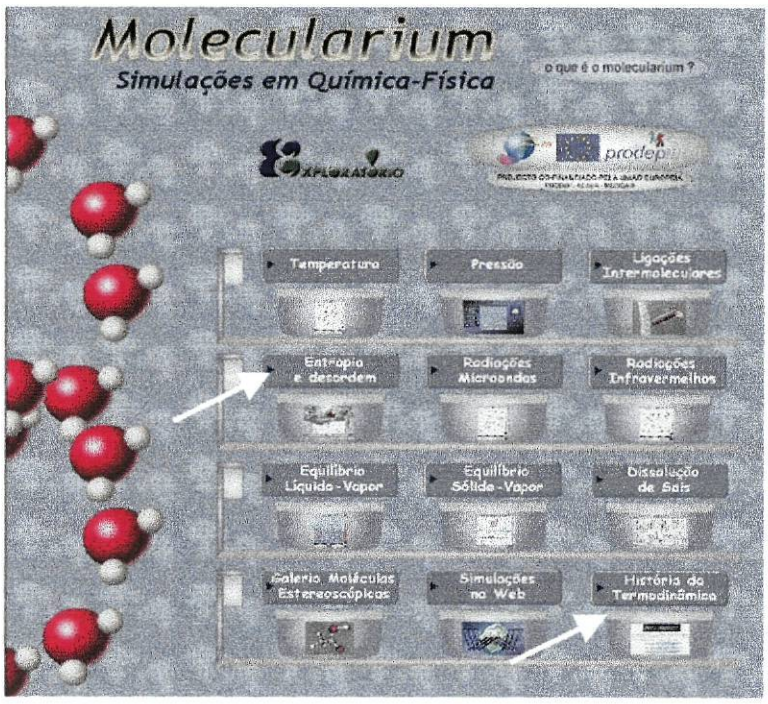



Figura 3.7 - Imagem de entrada da página "Molecularium".




Figura 3.8 - Zona de créditos da página "Entropia e Desordem".

Os recursos digitais desenvolvidos podem ser encontrados no CD-ROM que se encontra em anexo a este trabalho ou no seguinte endereço:
http://nautilus.fis.uc.pt/cec/teses/delfina/.

### 3.3.1. Sistema hipertexto/hipermédia acerca da história das Leis da Termodinâmica

Como foi referido em **2.4.** a abordagem da História das Ciências é uma possível estratégia para os alunos poderem ter acesso a alguns factos históricos mais relevantes e desta forma ampliarem o conhecimento científico.

Para além dos *sites* pesquisados acerca da história das leis da Termodinâmica (**3.2.2.**) construiu-se um sistema hipertexto/hipermédia, denominado "Um pouco de história acerca das Leis da Termodinâmica" (figura 3.9).

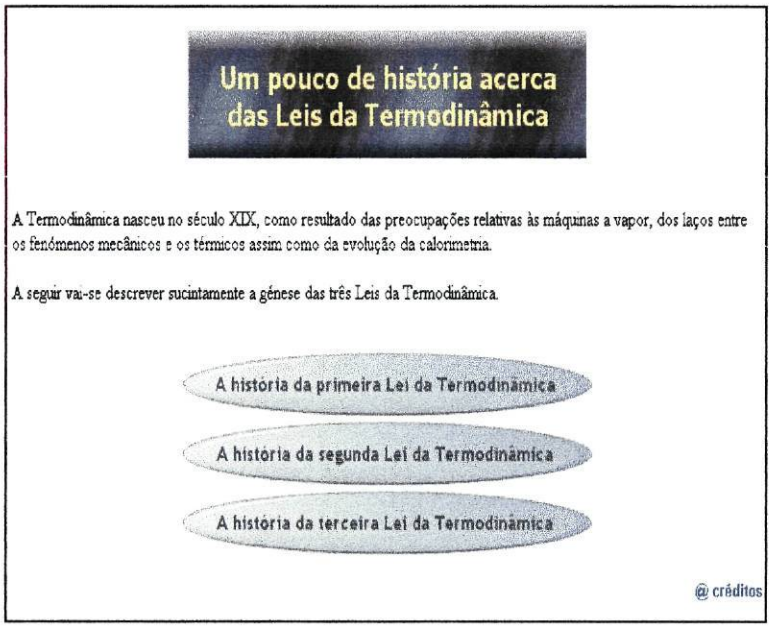



Figura 3.9 - Imagem do sistema hipertexto/hipermédia "Um pouco de história acerca das Leis da Termodinâmica".

Este sistema hipertexto/hipermédia baseia-se no que foi apresentado em **2.1.1.** e foi desenvolvido mais tarde no tempo, por isso, não foi possível testá-lo junto dos alunos. Contudo poderá ser um dos objectivos de um trabalho futuro a desenvolver ou da prossecução deste.

Como é um documento que apresenta diversos caminhos a percorrer, o utilizador fará aquele que melhor se adequa ao seu raciocínio e assim vai tendo conhecimento da história das três Leis da Termodinâmica.

### 3.3.2. Descrição dos módulos digitais da página: "Entropia e Desordem"

Os quatro módulos digitais que constituem a página: "Entropia e Desordem" (figura 3.10) denominam-se respectivamente: Demónio de Maxwell, Espontaneidade de Reacções Químicas e a Segunda Lei da Termodinâmica, Um exemplo de aplicação: Dissolução de Sais e Entropia e Questões sobre Entropia.

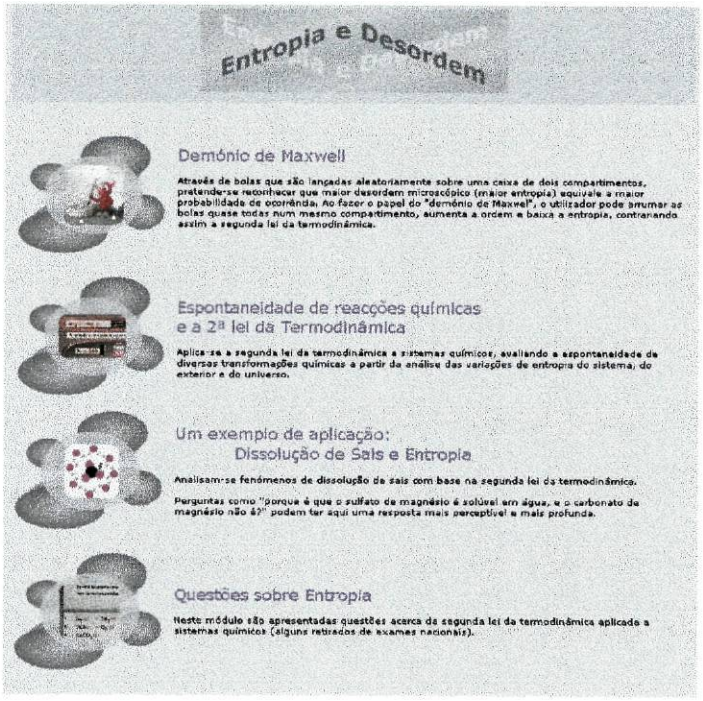



Figura 3.10 - Imagem de entrada da página: "Entropia e Desordem".

Os módulos interactivos foram programados para a WWW, em *Flash* ou em *Java*, mas podem correr localmente. Em qualquer circunstância carecem de um vulgar *plugin* de *Flash* (*Flash Player 7*) ou de uma *Máquina Virtual de Java* (*Java V.M.*), incluídos no CD--ROM.

De imediato se procede à descrição de cada um dos módulos digitais acerca da segunda Lei da Termodinâmica.

### 3.3.2.1. Módulo 1 - Demónio de Maxwell

O módulo 1 consiste numa simulação computacional que permite relacionar e aplicar conhecimentos acerca da segunda Lei da Termodinâmica.

Este módulo digital relaciona a probabilidade de ordem (arrumação) com o conceito de entropia. Um estado ordenado tem uma probabilidade de ocorrência baixa e um valor de entropia pequeno, enquanto que um estado desordenado tem uma probabilidade de ocorrência elevada e uma entropia associada grande (ver **2.1.2.1.**). Como os estados desordenados são mais prováveis do que os estados ordenados, existe a tendência dos sistemas evoluírem de um estado de menor entropia para um estado de maior entropia.

Ao clicar no ícone: *Demónio de Maxwell*, da página de entrada "Entropia e Desordem", surge a seguinte página:

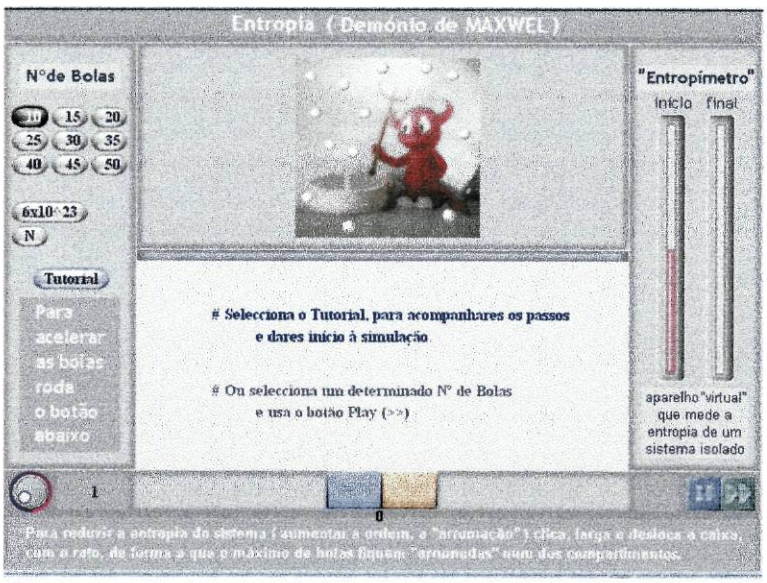



Figura 3.11 - Imagem de entrada da simulação computacional "Demónio de Maxwell".

Ao seleccionar Tutorial surge uma série de passos que devem ser acompanhados para explorar a simulação computacional e surgem também algumas questões que devem ir sendo respondidas.

Inicialmente pretende-se analisar a probabilidade que as bolas têm de caírem no mesmo compartimento de uma caixa. Para isso, selecciona-se N para se determinar a probabilidade. De seguida, selecciona-se um número de bolas (figura 3.12), por exemplo, o

botão número 50 e verifica-se qual é a probabilidade de 50 bolas caírem no mesmo compartimento da caixa.




Figura 3.12 - Selecção do número de bolas que vão cair nos compartimentos das caixas.

Ao clicar no botão *play* dá-se início à simulação computacional. Para acelerar as bolas roda-se o botão em baixo à esquerda e espera-se até todas as bolas caírem na caixa .

De seguida, analisa-se como é que ficam distribuídas as bolas nos compartimentos das caixas e observa-se o que acontece à entropia no "entropímetro" (fig. 3.13). O "entropímetro" é um aparelho virtual que não existe na realidade e que mede a entropia de um sistema isolado.

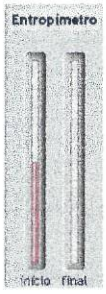



Figura 3.13 - O "entropímetro".

Na 2ª parte deste módulo digital, o "Demónio de Maxwell" começa a actuar .

O utilizador faz o papel do "Demónio de Maxwell", ao deslocar o rato na caixa bicompartimentada, arrumando as bolas quase todas no mesmo compartimento. Ao observar de novo o entropímetro, conclui-se que, ao arrumar as bolas, o "Demónio de Maxwell" aumenta a ordem e baixa a entropia, contrariando a segunda Lei da Termodinâmica.

Na simulação computacional existe a "Ajuda" que dá informação mais detalhada sobre a entropia, o Demónio de Maxwell e o "entropímetro".

### 3.3.2.2. Módulo 2 - Espontaneidade de Reacções Químicas e a Segunda Lei da Termodinâmica

No módulo 2 pretende-se ajudar o utilizador a compreender a segunda Lei da Termodinâmica, ao avaliar a espontaneidade de diversas reacções químicas a partir da variação de entropia do universo.

Ao clicar no ícone: *Espontaneidade de Reacções Químicas e a Segunda Lei da Termodinâmica*, da página de entrada "Entropia e Desordem", surge a seguinte página:




Figura 3.14 - Imagem de entrada do módulo digital "Espontaneidade de Reacções Químicas e a Segunda Lei da Termodinâmica".

Este módulo digital apresenta uma série de questões acerca da espontaneidade das reacções químicas que deverão ser respondidas pelo utilizador. As questões são relativas aos seguintes fenómenos:

$NH_3\,(g) + HCl\,(g) \rightleftharpoons NH_4Cl\,(s)$

$C\,(s) + O_2\,(g) \rightleftharpoons CO_2\,(g)$

$CaCO_3\,(s) \rightleftharpoons CaO\,(s) + CO_2\,(g)$

$3H_2\,(g) + N_2\,(g) \rightleftharpoons 2NH_3\,(g)$

$NH_4NO_3\,(s) \rightleftharpoons NH_4^+\,(aq) + NO_3^-\,(aq)$

Considera-se que cada um deles ocorre em sistemas fechados, à pressão de 1 bar e à temperatura de 298 K. Para cada um deles, o aluno tem de analisar vários aspectos e

responder a várias questões. Para responder às questões o utilizador tem de clicar em + se a entropia aumentou ou em - se diminuiu, verificando o que acontece nas barras.

As questões a responder são as seguintes:

- A variação da entropia do sistema é positiva ou negativa?

A partir da análise da reacção, se o número de espécies no estado gasoso varia, por exemplo, o utilizador selecciona a opção correcta.




Figura 3.15 - Imagem do módulo digital que evidencia a entropia do sistema inicial e o utilizador tem de clicar na opção correcta para verificar o que sucede à entropia do sistema final.

- A variação da entropia do exterior é positiva ou negativa?

A partir da análise de  , o utilizador sabe se a reacção é endotérmica ou exotérmica e desta forma pode responder à questão.

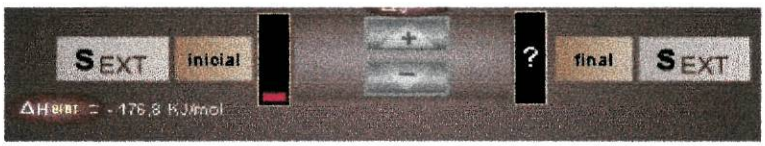



Figura 3.16 - Imagem do módulo digital que evidencia a entropia do exterior inicial e o utilizador tem de clicar na opção correcta para verificar o que sucede à entropia do exterior final.

- A variação da entropia do universo é positiva ou negativa?




Figura 3.17 - Imagem do módulo digital que evidencia a entropia do universo inicial e o utilizador tem de clicar na opção correcta para verificar o que sucede à entropia do universo final.

Por último, a partir da análise da variação da entropia do universo tem de se

verificar se a reacção é espontânea ou não espontânea (ver **2.1.3.**). Para isso, o utilizador selecciona a opção correcta.




Figura 3.18 - O utilizador selecciona a opção correcta, se a reacção é espontânea ou não espontânea.

Ao responder é indicado ao utilizador se a resposta está certa ou errada e a justificação respectiva.

A seguir apresenta-se, como exemplo, a reacção de formação de cloreto de amónio.




Figura 3.19 - Imagem do módulo digital que evidencia as respostas às questões para a reacção de formação de cloreto de amónio.

Ao clicar em  analisa-se a espontaneidade das restantes reacções químicas.

No módulo digital, a "Ajuda" dá informação mais detalhada sobre a variação da entropia do sistema, do exterior, do universo e acerca da espontaneidade de reacções químicas.

### 3.3.2.3. Módulo 3 - Um exemplo de aplicação: Dissolução de Sais e Entropia

No módulo 3 surge uma aplicação sobre dissolução de sais, em que se pretende analisar fenómenos de dissolução de sais com base na segunda Lei da Termodinâmica.

Ao clicar no ícone: *Um exemplo de aplicação: Dissolução de Sais e Entropia*, da página de entrada "Entropia e Desordem", surge a seguinte página:

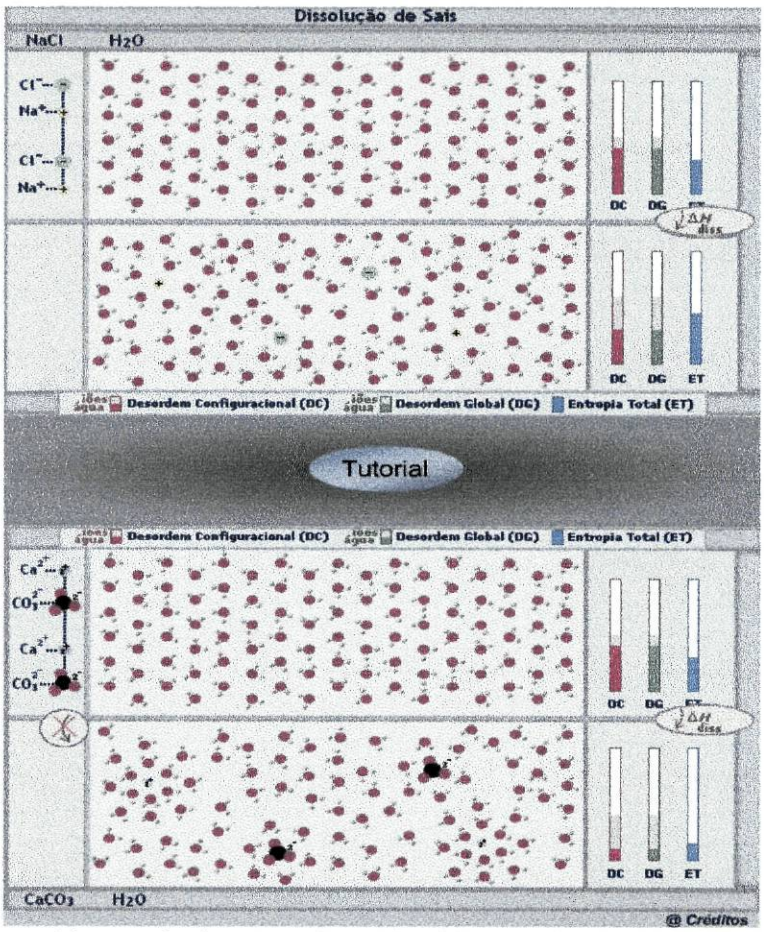



Figura 3.20 - Figura estática que simula o "antes" e o "depois" para a dissolução de igual quantidade de NaCl e $CaCO_3$ em igual quantidade de água, num sistema isolado.

Na primeira parte pretende-se responder à questão: "Porque é que o carbonato de cálcio não é solúvel em água mas o cloreto de sódio é?"

Ao seleccionar Tutorial surge uma série de passos que devem ser acompanhados para dar início à exploração do módulo digital. A exploração deste módulo digital consiste essencialmente na observação cuidada da imagem e na resposta a questões

que vão surgindo no tutorial.

O utilizador é questionado acerca do facto da dissolução de ambos os sais ser apresentada numa figura estática e é encaminhado para a "Ajuda" do módulo digital, para ver a explicação.

Inicialmente começa-se por analisar o que acontece durante a dissolução do cloreto de sódio à desordem configuracional dos iões e das moléculas de água 

.

A seguir, analisa-se o que acontece à desordem não configuracional. O utilizador ao passar o rato em 

determina o valor da entalpia de dissolução deste sal.

De seguida verifica-se o que acontece à desordem global dos iões e das moléculas de água 

na dissolução do cloreto de sódio.

Por último, o utilizador observa o que acontece à entropia total 

, que reflecte o grau de desordem global de um sistema.

Na "Ajuda" do módulo digital indica-se o significado de desordem configuracional, desordem global e entropia total.

Para a dissolução do carbonato de cálcio verificam-se os mesmos aspectos.

Ao comparar as observações efectuadas, o utilizador tenta responder à questão inicialmente proposta. Para confirmar a resposta verifica em  , em baixo na página, para saber porque é que o cloreto de sódio é solúvel em água e o carbonato de cálcio não é solúvel em água.

Na segunda parte pretende-se responder à questão: "Porque é que o sulfato de magnésio é solúvel em água e o carbonato de magnésio não é?"

Ao seleccionar o ícone 

surge a seguinte página:

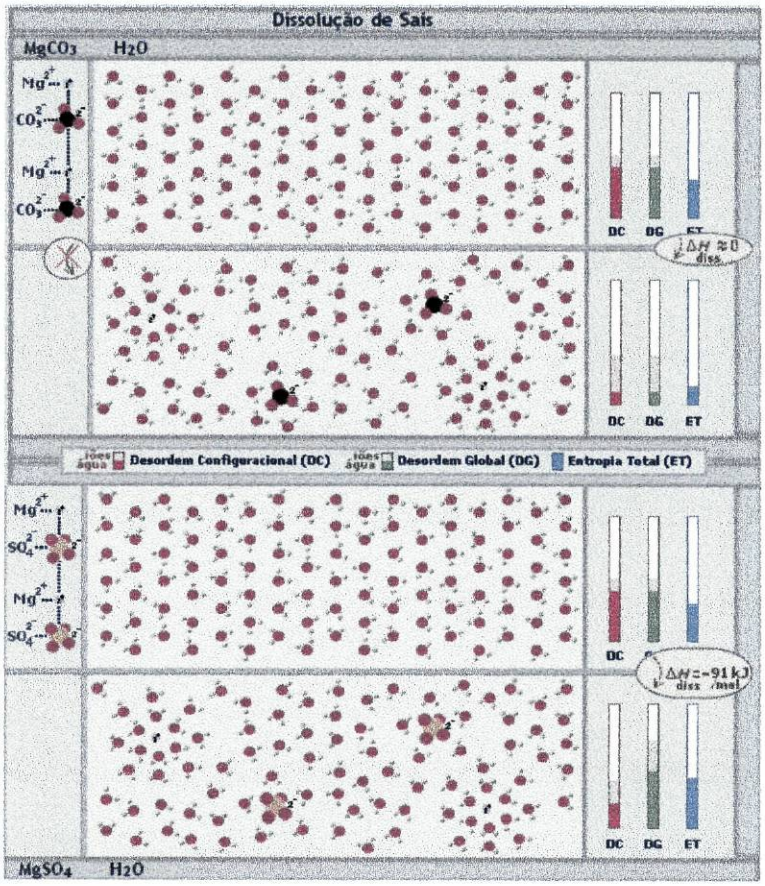



Figura 3.21 - Simulação computacional demonstrativa que simula o "antes" e o "depois" para a dissolução de igual quantidade de $MgCO_3$ e $MgSO_4$ em igual quantidade de água, num sistema isolado.

Ao clicar em Animação observa-se o que acontece a cada um dos sais.

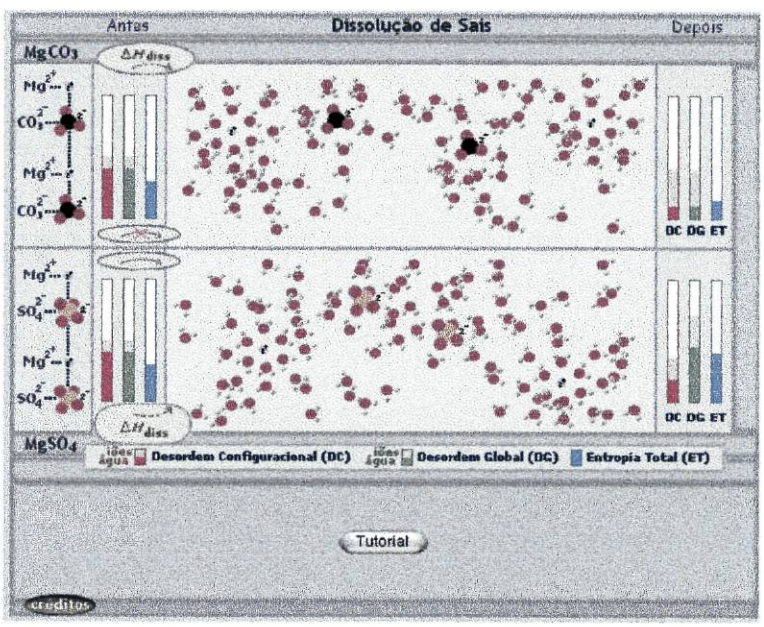
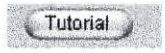



Figura 3.22 - Imagem da simulação computacional que evidencia o "efeito entálpico" na dissolução dos dois sais.

Ao seleccionar 

surge uma série de passos que devem ser acompanhados para dar início à exploração da simulação computacional.

Ao passar o rato em 

determina-se o valor da entalpia de dissolução de cada sal. O utilizador é questionado acerca do facto desta simulação ser dinâmica e é encaminhado para a "Ajuda" para ver a explicação.

Durante a dissolução do carbonato de magnésio verifica-se o que acontece à desordem não configuracional e o que acontece à desordem configuracional dos iões e das moléculas de água.

De seguida, analisa-se o que acontece à desordem global dos iões e das moléculas de água nesta dissolução e o que acontece à entropia total.

Durante a dissolução do sulfato de magnésio verificam-se os mesmos aspectos.

Ao comparar as observações efectuadas, tenta-se agora responder à questão inicialmente proposta e confirma-se a resposta em  , em baixo na página, para saber porque é que o sulfato de magnésio é solúvel e em  , em baixo na página, para saber porque é que o carbonato de magnésio não é solúvel em água (ver **2.1.5.**).

### 3.3.2.4. Módulo 4 - Questões sobre Entropia

No módulo 4 são apresentadas questões acerca da entropia (algumas retiradas de exames nacionais) para avaliar os conhecimentos dos alunos.

Ao clicar no ícone: *Questões sobre Entropia*, da página de entrada, "Entropia e Desordem", surge a seguinte página:

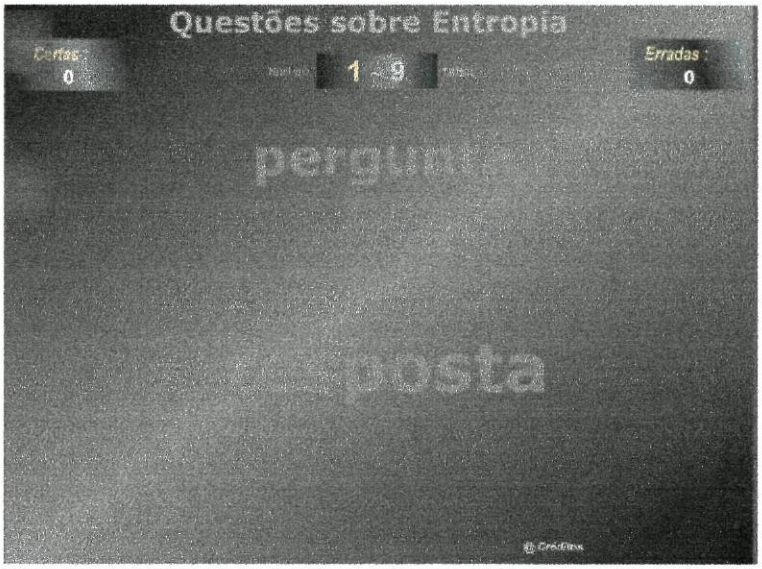



Figura 3.23 - Imagem de entrada do módulo digital "Questões sobre Entropia".

Para cada uma das questões acerca da segunda Lei da Termodinâmica o utilizador selecciona a resposta correcta. Depois da resposta dada, verifica no écran se a resposta está certa ! ou errada ! .

Por exemplo:

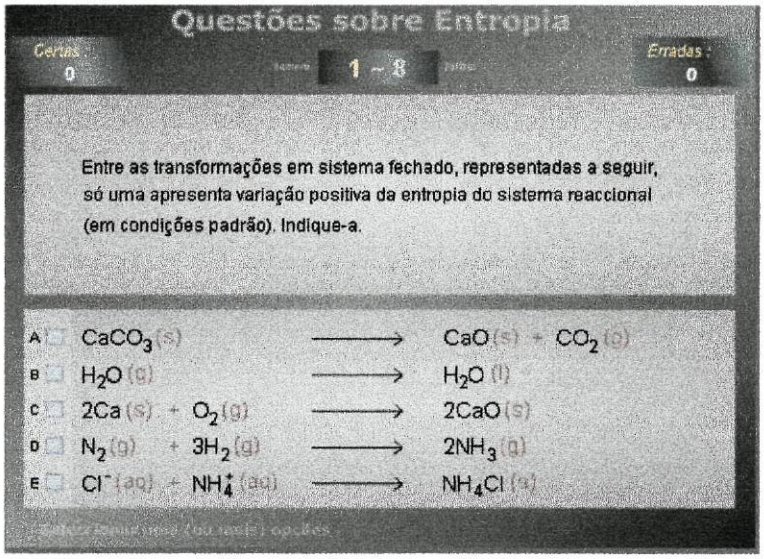



Figura 3.24 - Imagem de uma das questões do módulo digital.

Ao clicar em Próxima responde-se às restantes questões e no final verifica-se o resultado obtido (o número de questões certas e o número de questões erradas).

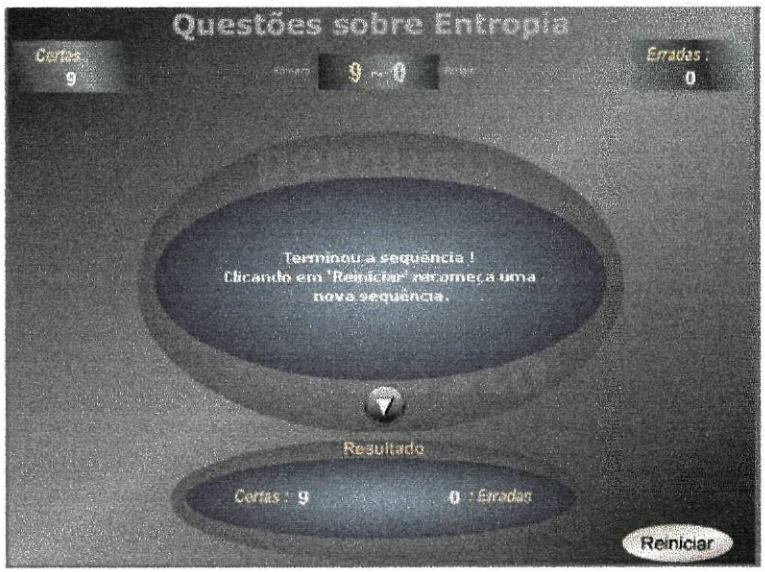



Figura 3.25 - Imagem final do módulo digital onde se evidencia o número de respostas certas e erradas.

Para repetir a sequência de questões clica-se em Reiniciar.

Como este conjunto de módulos digitais é destinado a alunos do 12º ano de escolaridade, que apresentam um elevado nível de ansiedade e preocupação relativamente aos exames nacionais, este módulo pretende não só preparar e estabelecer aprendizagem dos módulos 1, 2, 3, como também contribuir para uma melhor preparação dos alunos para esse fim.

### 3.3.3. Roteiro de exploração da página: "Entropia e Desordem"

Como forma de orientar os alunos na exploração deste conjunto de módulos digitais elaborou-se um roteiro de exploração. Neste roteiro encontra-se a descrição dos passos e instruções a serem seguidas, de forma a maximizar o aproveitamento dos alunos, onde se incluem tarefas a resolver como forma de auto-avaliação (anexo I). Para responder a essas questões também foi elaborada uma folha de respostas, para ser preenchida durante a exploração dos módulos digitais (anexo II).

Capítulo 4

# ESTUDO DO IMPACTO DOS MÓDULOS DIGITAIS EM ALUNOS DO 12º ANO DE ESCOLARIDADE

# 4. ESTUDO DO IMPACTO DOS MÓDULOS DIGITAIS EM ALUNOS DO 12º ANO DE ESCOLARIDADE

Neste capítulo procede-se à descrição da metodologia de investigação utilizada para estudar o impacto dos módulos digitais em alunos do 12º ano de escolaridade. A avaliação da aprendizagem dos alunos é realizada através do registo, análise e discussão dos resultados. Por último, são apresentadas as conclusões deste estudo, entre as quais as implicações para o ensino e as sugestões de reformulação dos recursos digitais.

## 4.1. Metodologia de investigação

Neste estudo procurou-se testar a seguinte hipótese: "Será que a utilização de módulos digitais sobre entropia é um recurso pedagógico útil para alunos do 12º ano de escolaridade de Química, na compreensão da segunda Lei da Termodinâmica?"

Para permitir dar uma resposta à hipótese apresentada procedeu-se a um estudo de um caso com uma abordagem essencialmente qualitativa.

### 4.1.1. Descrição do estudo

Numa tentativa de testar o impacto dos módulos digitais, realizou-se um estudo numa turma de 12º ano de escolaridade, da Escola Secundária da Trofa, no ano lectivo de 2002/2003.

Os conteúdos relacionados com a segunda Lei da Termodinâmica foram leccionados a partir da utilização do conjunto de módulos digitais, que foram explorados por uma turma de alunos do 12º ano de escolaridade, em duas aulas da disciplina de Química.

A turma era constituída por 26 alunos, sendo 21 raparigas e 5 rapazes (tabela 4.1). Estes alunos durante a aula formaram 9 grupos (8 grupos de 3 elementos e 1 grupo de 2 elementos). A intenção era que o trabalho em grupo despertasse a interacção e a troca de ideias entre os alunos. A cada um dos grupos foram entregues o roteiro de exploração da

página "Entropia e Desordem" e a folha de respostas.

Inicialmente, os alunos não se recordavam de ter abordado este tópico em anos anteriores, depois duma explicação global sobre a segunda Lei da Termodinâmica, os alunos exploraram os módulos digitais de acordo com as indicações presentes no roteiro de exploração, havendo participação livre às questões que surgiam e cujas respostas foram registadas na folha de respostas.

A professora (investigadora deste estudo mas não professora da disciplina), nestas aulas, desempenhou, essencialmente, um papel de guia e de orientadora (apesar do roteiro de exploração da página), ajudando os alunos na exploração e no esclarecimento de dúvidas.

Dos 26 alunos, 10 deles concederam uma entrevista voluntariamente. O ideal seria que pelo menos um aluno de cada um dos 9 grupos fizesse a entrevista, mas tal não aconteceu: dos alunos entrevistados não houve nenhum elemento do grupo 3 e do grupo 8 (tabela 4.2).

As entrevistas individuais dos alunos decorreram numa sala da escola, onde foram gravadas e orientadas pela investigadora em direcção aos objectivos da investigação. Com esta entrevista pretendia-se verificar vários aspectos:

- Investigar em que medida a utilização do conjunto de módulos digitais contribuiu para a compreensão da segunda Lei da Termodinâmica;
- Procurar aspectos que suscitassem dúvidas ou que apresentassem dificuldades aos alunos;
- Investigar em que medida a visualização dos módulos digitais era capaz ou não de esclarecer as dificuldades detectadas na bibliografia;
- Obter opiniões e sugestões dos entrevistados para aperfeiçoamento deste conjunto de módulos digitais.

Após a realização das entrevistas, procedeu-se à transcrição das mesmas (anexo IV).

O impacto do conjunto de módulos digitais no processo de ensino-aprendizagem foi avaliado através da análise das respostas dadas na folha de respostas e através da análise das respostas dadas à entrevista (ver **4.2.2.**).

Segundo Bogdan e Bilken (1994), a investigação qualitativa, como é a que foi realizada, é uma forma de estudo da sociedade que se centra na forma como as pessoas

interpretam e dão sentido às suas experiências e ao mundo em que elas vivem. É uma investigação descritiva em que os investigadores interessam-se mais pelos processos do que pelos resultados ou produtos.

De acordo com estes autores a investigação qualitativa apresenta cinco características principais:

- A situação inicial constitui a fonte de dados, sendo o investigador o instrumento-chave de recolha de dados;
- A sua primeira preocupação é descrever e só secundariamente analisar os dados;
- A questão fundamental é todo o processo, ou seja, o que aconteceu, bem como o produto e o resultado final;
- Os dados são analisados indutivamente, como se se reunissem em conjunto todas as partes de um *puzzle*;
- Diz respeito essencialmente ao significado das coisas, ou seja, ao "porquê" e ao "o quê".

No futuro terá todo o interesse proceder-se também a uma investigação quantitativa tendo em conta a hipótese apresentada. Contudo, considerou-se que esta metodologia seria a mais indicada para esta fase do estudo.

Algumas das características da metodologia de recolha de informação que se utilizou neste estudo (a entrevista) são apresentadas de seguida.

### 4.1.2. Características da entrevista

A entrevista é uma forma de comunicação entre duas pessoas iniciada pelo entrevistador, com o objectivo específico de obter informação relevante. Esta metodologia de investigação permite descobrir as causas de algumas dificuldades, determinar pontos de vista, valores, preferências e crenças. Pode ser usada para testar hipóteses ou para sugerir novas e constitui o principal meio ou procedimento para a recolha de dados e de informações na pesquisa qualitativa.

Em função do grau de sistematização, as entrevistas podem ser:

- *não estruturadas*. Baseiam-se na conversação do dia-a-dia, sem perguntas directas e sempre que a oportunidade aparece o entrevistador investiga um determinado tema de interesse, para extrair factos e opiniões;
- *estruturadas*. Apresentam perguntas pré-formuladas com respostas fechadas como um questionário falado;
- *semi*-estruturadas. Apresentam perguntas previamente formuladas, suficiente--mente abertas e cuja ordem poderia, eventualmente, ser alterada de acordo com a sequência da entrevista, nomeadamente tendo em conta as respostas dos entrevistados.

A escolha da entrevista depende da questão de investigação. Neste trabalho utilizou-se a técnica da entrevista semi-estruturada, porque desta forma é possível avaliar o impacto do conjunto de módulos digitais desenvolvidos, recolhendo opiniões, detectando dificuldades em termos da compreensão da segunda Lei da Termodinâmica e obtendo sugestões de reformulação do conjunto de módulos digitais desenvolvidos.

Ao importar a entrevista e aplicá-la ao ensino, o pressuposto fundamental é de que o acto de ensinar comporta e reivindica tanto um processo de diálogo quanto um processo de investigação e pesquisa. Por outras palavras, o ambiente da sala de aula e os conteúdos programáticos da disciplina fornecem as pistas necessárias para o desenvolvimento de um processo mínimo de ordenação, sistematização, reflexão, captação, crítica, discussão e conclusão por parte do aluno, o qual pode ser operacionalizado e estabelecido na direcção da realização da entrevista (Altricheter, Posh e Somekh, 1993).

Na entrevista, o investigador é necessariamente envolvido na vida dos alunos visto que os seus procedimentos de investigação se baseiam em conversar, ouvir e permitir a sua expressão livre. Tais procedimentos acabam por resultar num certo clima de informalidade e o simples facto dos alunos poderem falar livremente a respeito de um tema sem que lhes tenham sido impostas questões fechadas, colabora para diminuir o distanciamento entre o investigador e o investigado e influencia positivamente na obtenção de informação.

Esta proximidade exige que o investigador constantemente se auto-examine para não perder de vista o sentido inicial da pesquisa e para que consiga conduzir os encontros com os entrevistados na direcção dos objectivos da entrevista.

Como já foi referido, no presente caso, a investigadora não é professora dos alunos,

desta forma existe uma maior distância crítica dos fenómenos e neutralidade mas pode diminuir a desibinição e informalidade positivas dos alunos.

De uma forma geral, os passos a percorrer numa entrevista são os seguintes:

- Inicialmente, o entrevistador deve planear a entrevista, delineando cuidadosamente o objectivo da investigação;
- O entrevistador deve pensar no formato das questões, se se vão usar questões abertas ou fechadas, directas ou indirectas, específicas ou não específicas, etc. Esta escolha depende de vários factores: se o entrevistador está a lidar com factos ou atitudes, a profundidade do estudo, o tipo de relação que vai ser desenvolvida, etc.;
- O entrevistador deve formular questões que sejam centrais para a investigação e produzir um guião da entrevista (anexo III);
- O entrevistador deve pensar no modo de resposta, se vai ser não-estruturada, por listagem, por escala, etc.;
- O entrevistador deve preparar a entrevista, marcando com antecedência o local e o horário da entrevista; seleccionando os entrevistados de acordo com a sua familiaridade ou autoridade em relação ao assunto escolhido; optando pela entrevista individual ou em grupo, dependendo das situações; assegurando um número suficiente de entrevistados, o que depende do tamanho da amostra (tipicamente, a pesquisa qualitativa trabalha com amostras relativamente pequenas);
- O entrevistador deve conduzir a entrevista e ter disciplina para recolher os dados. A presença de gravador vai permitir que ocorra um registo mais autêntico e uma maior concentração por parte do entrevistador na entrevista em detrimento do registo de notas (Altricheter, Posh e Somekh, 1993);
- O entrevistador deve dispor-se a ouvir mais do que a falar, o que interessa é o que o entrevistado tem a dizer. O entrevistador deve ter capacidade de ouvir sem forçar o rumo das respostas, estimulando a informação;
- O entrevistador deve ter habilidade para colocar-se na perspectiva do outro como forma de facilitar a comunicação e conseguir colaboração. No caso concreto deste trabalho o entrevistado/aluno tem de perceber que a entrevista não é um tipo de exame senão provavelmente diz apenas o que ele considera que o professor quer

ouvir. E desta forma o aluno não vai demonstrar as suas percepções pessoais que são do interesse da investigação. Por isso, por vezes, deve-se recorrer a uma terceira pessoa para fazer a entrevista, com a qual o entrevistado construirá uma nova relação (aqui evidenciam-se as vantagens da entrevistadora não ser professora dos alunos);

- O entrevistador deve "fugir" às respostas do tipo "Sim"/"Não". O guião da entrevista melhor elaborado é quase sempre aquele que não força o entrevistado a ir directo à pergunta. O percurso a ser seguido é aquele de não fazer uma pergunta ou abordar o assunto de forma eminentemente técnica (isso foi tido em conta no guião da entrevista, no anexo III);
- O entrevistador deve ter uma postura de neutralidade, interpretar as respostas do entrevistado e aceitar o que é dito mesmo que seja inesperado, senão o entrevistado pode pensar que o entrevistador não quer saber realmente o que ele pensa mas quer apenas confirmação das ideias prévias;
- O entrevistador deve mostrar interesse e vontade de saber mais detalhes para evitar distorções e clarificar possíveis contradições;
- O entrevistador deve aceitar as pausas como parte natural da reflexão e questionar cuidadosamente sem interromper a linha do pensamento, para ajudar a estimular a memória;
- O entrevistador deve ter grande conhecimento sobre os assuntos que estão a ser estudados, dado que a recolha e a análise ocorrem ao mesmo tempo, o pesquisador actua como um detective que trabalha com evidências convergentes e inferências;
- O entrevistador deve ter respeito pelos indivíduos questionados (Lüdke e André, 1986);
- O entrevistador não deve favorecer as opiniões pessoais do entrevistado e não deve transmitir as suas expectativas;
- Após a entrevista têm de se preparar os dados, ou seja, tentar reconstruir a entrevista com a ajuda do gravador ou das notas tiradas, para posterior análise;
- Os resultados da entrevista obtém-se a partir de uma análise crítica, que não é um processo linear, mas um processo interactivo. O entrevistador deve transcrever partes da entrevista, agrupar unidades de significado relevante e eliminar as redundâncias. Esta análise permite uma nova compreensão do fenómeno em

estudo, revela novas perspectivas, podendo modificar a própria pergunta da pesquisa, assim como a estratégia de amostragem e da técnica de recolha de dados. Esse ciclo mantém-se até que a compreensão seja considerada suficiente e/ou que informações contrárias sejam reveladas;

- Para finalizar, deve escrever-se um sumário das conclusões mais relevantes obtidas na entrevista.

A análise de dados subjectivos como os da entrevista é muitas vezes percebida como problemática, trabalhosa e o investigador deve estar atento, a ponto de poder criticar a possibilidade de parcialidade que pode comprometer a validade do estudo. Qualquer que seja o tipo de pesquisa e sua dimensão, as conclusões e generalizações que dela se podem extrair estão sempre condicionadas em termos de validade, quer interna quer externa (Cohen e Manion, 1994).

A validade interna estabelece o relacionamento causal que explica que determinadas condições levam a outras situações. A coerência interna entre as proposições iniciais, desenvolvimento e resultados encontrados deve ser testada. Na validade interna está em causa a legitimidade das conclusões (Bruyne, Herman e Schoutheete, 1991).

Neste estudo a validade interna está relacionada com a questão de se saber se os resultados obtidos são atribuíveis ao efeito da utilização do conjunto de módulos digitais.

A validade externa estabelece o domínio sobre o qual as descobertas podem ser generalizadas. A coerência entre os resultados do estudo e os resultados de outras investigações semelhantes deve ser testada. Está em causa a generalização das conclusões (Bruyne, Herman e Schoutheete, 1991).

A forma de aumentar a validade do estudo na entrevista é diminuindo as fontes de subjectividade e parcialidade. As principais fontes são: as características do entrevistador e do entrevistado; o conteúdo das questões; as atitudes e opiniões do entrevistado; a tendência do entrevistador procurar respostas que vão ao encontro das suas noções pré-concebidas e a incompreensão por parte do entrevistador pelo o que é respondido e por parte do entrevistado em relação ao que é questionado. Alguns estudos mostram que a raça, a religião, a classe social e a idade podem ser em certos contextos, fontes de subjectividade (Cohen e Manion, 1994).

A entrevista como metodologia de investigação apresenta algumas vantagens relativamente a outras formas de investigação, nomeadamente:

- A entrevista possibilita uma relação interactiva entre o entrevistador e o entrevistado, criando uma atmosfera de influência recíproca entre quem pergunta e quem responde (Lüdke e André, 1986);
- A interacção directa permite a captação imediata da informação pretendida e uma maior profundidade do que as outras metodologias de recolha de dados, sendo possível aprofundar questões ou dúvidas que surjam no decurso da mesma (Cohen e Manion, 1994);
- A entrevista apresenta uma vasta aplicabilidade, podendo ser empregue com qualquer pessoa e com qualquer assunto;
- Na entrevista é possível registar observações sobre o comportamento e sobre as atitudes do entrevistado;
- Na entrevista geram-se informações ricas e detalhadas, a respeito de tópicos mais pessoais ou de difícil abordagem em desenhos de estudos mais estruturados;
- Por vezes, através da entrevista, o aluno pode ter uma oportunidade para compreender melhor a situação, ou seja, a entrevista não é apenas um método de recolha de dados, constitui também um processo de ensino-aprendizagem para os alunos, de modo mais ao menos consciente (Altricheter, Posh e Somekh, 1993).

Por outro lado, a entrevista é uma metodologia de investigação que apresenta algumas limitações:

- Os resultados pertencem somente ao contexto limitado onde foram obtidos os dados (ameaça à validade externa - pouco potencial de generalização);
- A interacção directa conduz a alguma subjectividade e parcialidade por parte do entrevistador (Cohen e Manion, 1994);
- O que as pessoas dizem que fazem não é o mesmo que elas fazem ou que pretendem fazer consciente ou sub-conscientemente (Altricheter, Posh e Somekh, 1993);
- É restrita a pequenos Universos;
- É dispendiosa em termos de tempo (Lüdke e André, 1986);
- É uma metodologia que depende em grande parte das qualidades e habilidades do entrevistador.

### 4.1.3. Características da amostra

A amostra de 26 alunos que explorou o conjunto de módulos digitais tem as características evidenciadas na tabela 4.1.

| Alunos | Sexo | Idade | Nota de Química | | | Grupo |
|---|---|---|---|---|---|---|
| | | | 1º Período | 2º Período | 3º Período | |
| $A_A$ | Feminino | 17 | 13 | 13 | 14 | $G_1$ |
| $A_B$ | Feminino | 18 | 17 | 17 | 18 | |
| $A_C$ | Feminino | 17 | 15 | 15 | 16 | |
| $A_D$ | Feminino | 17 | 18 | 19 | 20 | $G_2$ |
| $A_E$ | Feminino | 18 | 16 | 14 | 16 | |
| $A_F$ | Feminino | 17 | 18 | 18 | 19 | |
| $A_G$ | Feminino | 17 | 11 | 12 | 13 | $G_3$ |
| $A_H$ | Feminino | 17 | 14 | 14 | 15 | |
| $A_I$ | Feminino | 17 | 18 | 18 | 19 | |
| $A_J$ | Feminino | 17 | 11 | 10 | 10 | $G_4$ |
| $A_K$ | Feminino | 17 | 12 | 10 | 10 | |
| $A_L$ | Feminino | 18 | 16 | 16 | 17 | |
| $A_M$ | Feminino | 17 | 14 | 14 | 14 | $G_5$ |
| $A_N$ | Masculino | 17 | 12 | 11 | 12 | |
| $A_O$ | Masculino | 17 | 13 | 11 | 12 | |
| $A_P$ | Feminino | 17 | 14 | 14 | 14 | $G_6$ |
| $A_Q$ | Feminino | 17 | 12 | 12 | 13 | |
| $A_R$ | Feminino | 17 | 10 | 9 | AM | |
| $A_S$ | Feminino | 17 | 14 | 14 | 15 | $G_7$ |
| $A_T$ | Feminino | 20 | 14 | 15 | 16 | |
| $A_U$ | Feminino | 17 | 13 | 12 | 13 | |
| $A_V$ | Masculino | 17 | 16 | 15 | 16 | $G_8$ |
| $A_W$ | Masculino | 17 | 13 | 13 | 14 | |
| $A_X$ | Masculino | 17 | AS | AS | AS | |
| $A_Y$ | Feminino | 17 | 15 | 16 | 17 | $G_9$ |
| $A_Z$ | Feminino | 17 | 13 | 11 | 11 | |

Tabela 4.1 - Características da amostra de alunos que exploraram os módulos digitais.

Legenda: A - aluno ; AM - anulou a matrícula; AS - aluno assistente; G - grupo.

Dos 26 alunos que exploraram o conjunto de módulos digitais em grupo, 10 deles foram entrevistados. As características desse alunos estão registadas na tabela 4.2.

| Alunos | Grupo | Computador | | |
|---|---|---|---|---|
| | | UR | UP | NU |
| $A_B$ | $G_1$ | | × | |
| $A_C$ | | | × | |
| $A_D$ | $G_2$ | | × | |
| $A_E$ | | | × | |
| $A_L$ | $G_4$ | | × | |
| $A_O$ | $G_5$ | | × | |
| $A_Q$ | $G_6$ | | × | |
| $A_S$ | $G_7$ | | × | |
| $A_T$ | | | × | |
| $A_Y$ | $G_9$ | × | | |

Tabela 4.2 - Características da amostra de alunos que foram entrevistados.

Legenda: UR - Usa o computador regularmente; UP - Usa o computador poucas vezes; NU - Não usa.

Após a exploração do conjunto de módulos digitais procedeu-se à avaliação da aprendizagem dos alunos.

## 4.2. Avaliação da aprendizagem dos alunos

### 4.2.1. Registo dos resultados

As folhas de respostas de cada grupo de alunos foram recolhidas no final das aulas. As entrevistas foram gravadas e a sua transcrição encontra-se no anexo IV.

### 4.2.2. Análise e discussão dos resultados

#### A - Análise das folhas de respostas

Relativamente ao módulo 1, "Demónio de Maxwell", durante a aula não se registaram muitas dificuldades na exploração deste módulo digital sendo considerado por

muitos o mais simples. Os alunos na sua totalidade responderam correctamente às questões que surgiam no roteiro de exploração e explicaram de forma adequada o que acontecia. Destaca-se a seguinte explicação apresentada por um grupo:

"A variação de entropia é menor na segunda parte, porque conseguimos colocar maior número de bolas no mesmo caixote, logo aumentamos a ordem e consequentemente diminuímos a desordem - entropia." ($G_1$)

Alguns alunos evidenciaram ter mais dificuldades na exploração do módulo 2, "Espontaneidade de Reacções Químicas e a Segunda Lei da Termodinâmica", "socorrendo-se" já mais vezes da "Ajuda" do módulo digital e chamando a professora para tirar dúvidas.

Os alunos tinham de preencher uma tabela na folha de respostas à medida que exploravam este módulo digital. Ao analisar as folhas de respostas verifica-se que esta foi preenchida correctamente por todos os grupos de alunos.

O módulo 3, "Um exemplo de aplicação: Dissolução de Sais e Entropia", foi sem dúvida o mais complicado para os alunos. Os que o começaram a explorar sentiram inicialmente dificuldade em compreender o que era necessário analisar e chamaram a professora para esclarecer dúvidas.

Alguns não exploraram o módulo 3 na totalidade porque não acompanhavam cuidadosamente os passos presentes no roteiro de exploração, porque queriam ver tudo rapidamente, e outros não tiveram tempo para explorar este módulo digital. Esta limitação do tempo pode dever-se a vários aspectos: cada aluno tem o seu ritmo próprio, a dinâmica e organização do grupo e alguns chegaram atrasados à aula.

Porém, estes alunos ficaram com o roteiro de exploração no qual se encontra o endereço da página: "Entropia e Desordem", tendo assim a possibilidade de terminar a exploração do módulo 3 mais tarde.

Dos grupos de alunos que exploraram o módulo 3 e que responderam às questões ($G_2$, $G_3$, $G_4$, $G_6$, $G_8$ e $G_9$) verifica-se que a compreensão da segunda questão foi mais fácil do que da primeira questão.

Alguns grupos de alunos conseguiram compreender e responder adequadamente às duas questões. Uma das respostas apresentadas para a primeira questão é a seguinte:

"Enquanto que no NaCl a entropia total aumenta, a ordem diminui, havendo dissolução. Enquanto que no $CaCO_3$ a entropia total diminui, a ordem aumenta, não havendo dissolução." ($G_6$)

Uma das respostas apresentadas para a segunda questão é a seguinte:
"O carbonato de magnésio não é solúvel em água porque ocorre um abaixamento da desordem não configuracional, enquanto que o sulfato de magnésio devido à grande agitação sofre um aumento muito significativo da desordem não configuracional." ($G_3$)

Em geral, verifica-se que a maioria dos alunos chegou à seguinte conclusão:
"Se a entropia total aumenta, a solubilidade do sal aumenta." ($G_2$, $G_4$, $G_6$, $G_8$ e $G_9$)

Relativamente ao módulo 4, "Questões sobre Entropia", verificou-se por parte dos alunos bastante interesse em responder às questões. Quando terminaram de responder repetiram a sequência de novo. De uma forma geral, o resultado final registado nas folhas de respostas evidencia que acertaram mais questões do que as que erraram, em que das 10 questões existe uma média de 4 respostas erradas.

Por último, foi pedido aos alunos que registassem a sua opinião acerca de cada módulo digital. As opiniões mais relevantes estão registadas na tabela 4.3.

| **Módulos digitais** | **Opinião** |
|---|---|
| Módulo 1 | ▪ "Achamos divertido e consequentemente não é maçador e consegue-se tirar as conclusões pretendidas." ($G_1$)<br>▪ "As imagens estão muito bem, explícitas, divertido, desencadeia interesse e entende-se muito bem." ($G_2$)<br>▪ "Fácil de compreender e entender a matéria." ($G_4$)<br>▪ "É interessante e contribui para a aprendizagem." ($G_5$) |
| Módulo 2 | ▪ "Muito boa apresentação." ($G_2$)<br>▪ "Não está muito interessante nem objectivo, pelo que ainda não percebemos bem o que deveríamos concluir." ($G_3$)<br>▪ "Fácil de compreender e entender a matéria." ($G_4$)<br>▪ "Também é interessante, apesar de ser demorado a perceber e contribui para a aprendizagem." ($G_5$)<br>▪ "Também foi instrutivo na maneira com que nos ensina que a entropia depende dos estados físicos." ($G_6$)<br>▪ "Percebe-se bem a matéria mas não é tão fácil lidar com o programa." ($G_7$) |

| | |
|---|---|
| Módulo 3 | ▪ "É muito confuso não se entende muito bem o que pedem, o que se quer." ($G_2$)<br>▪ "Está bastante acessível até porque já foi leccionado e está bem interiorizado." ($G_3$)<br>▪ "Foi o mais complicado na compreensão do que se pedia, foi o que menos percebemos." ($G_6$)<br>▪ "Primeiramente não se percebe muito bem o objectivo a atingir, contudo, seguindo o roteiro torna-se fácil a aprendizagem. Todavia, neste módulo são envolvidos conhecimentos anteriores, o que pode tornar difícil perceber a entropia, a quem não possui esses conhecimentos." ($G_7$) |
| Módulo 4 | ▪ "É interessante, pois permite-nos testar os nossos conhecimentos relativamente aos módulos anteriores." ($G_1$)<br>▪ "Está interessante, útil e, no geral, pensamos que é uma boa maneira de terminar a exploração." ($G_3$)<br>▪ "Estava interessante, mas achamos que com cada resposta nossa errada poderia aparecer a resposta certa, para verificarmos qual teria sido o erro do nosso raciocínio." ($G_6$) |
| Todos os módulos | ▪ "Achamos um bom método para incentivar ao estudo da entropia." ($G_1$)<br>▪ "As explicações das respostas deveriam ser mais claras, objectivas." ($G_3$)<br>▪ "Deveríamos leccionar a matéria antes de fazer esta simulação." ($G_3$)<br>▪ "Aprendemos vários conceitos úteis para a nossa disciplina." ($G_3$)<br>▪ "As simulações são muito elucidativas e bem explicadas."($G_3$)<br>▪ "Globalmente os módulos estão muito bem elaborados e facilitam imenso a compreensão da matéria, foram construídos de um modo de fácil compreensão para todos." ($G_4$)<br>▪ "Gostamos da experiência e achamos que poderia ser aplicado em diversas áreas da Química." ($G_7$) |

Tabela 4.3 - Opiniões dos grupos de alunos relativamente ao conjunto de módulos digitais.

A partir da análise da tabela é possível concluir que a maioria dos alunos gostou da exploração dos módulos digitais e que compreenderam os conceitos envolvidos. Durante a aula foi evidente o entusiasmo e a preocupação dos alunos em responderem às questões colocadas no roteiro de exploração e de compreenderem os conteúdos. Alguns alunos sugerem até que este tipo de aulas seja aplicável a outros tópicos de Química.

Ao proporcionar estas novas experiências é possível criar micromundos de aprendizagem, evidenciando a potencialidade pedagógica da integração das TIC na educação $P_{15}$ referida em **3.1.4.**.

Contudo, também existem algumas críticas negativas, como o facto das explicações não serem suficientemente objectivas e claras. Um grupo referiu que preferia que os conceitos fossem abordados inicialmente numa aula tradicional.

No módulo 2 o $G_3$ e no módulo 3 a maioria dos alunos, também apresentou

algumas críticas negativas.

Quanto ao módulo 3, consideraram-no difícil mas surgiram algumas opiniões positivas como a do $G_3$ e a do $G_7$. Os elementos do $G_7$ reforçaram o papel importante do roteiro de exploração. As dificuldades inerentes a este módulo digital devem-se ao facto de serem envolvidos conceitos abordados anteriormente acerca da solubilidade dos sais e que eles referem como tendo dificuldade em compreender.

Quanto ao módulo 4, as opiniões são positivas, realçando a sua importância como teste aos conhecimentos.

Sem ser pedido um dos grupos registou a seguinte sugestão de reformulação para o Módulo 4.

"Estava interessante, mas achamos que com cada resposta nossa errada poderia aparecer a resposta certa para verificarmos qual teria sido o erro do nosso raciocínio." ($G_6$)

E um dos grupos registou a seguinte sugestão de reformulação para o conjunto de módulos digitais em geral:

"Se tivesse sons ficava mais interessante." ($G_9$)

A partir da análise das entrevistas é possível obter informações mais completas e profundas acerca do impacto da exploração do conjunto de módulos digitais nos alunos.

**B - Análise das entrevistas**

Tendo em conta a metodologia de investigação utilizada (entrevista), a análise dos resultados será apenas de natureza qualitativa e os principais aspectos serão apresentados a seguir.

➔ A idade dos alunos entrevistados varia entre os 17 e os 20 anos.

➔ A maior parte dos alunos tem computador em casa, que costuma ser utilizado principalmente para a realização de trabalhos e pesquisa na *Internet*.

➔ A utilização do computador na escola, por indicação dos professores, não é habitual, evidenciando-se aqui as dificuldades/constrangimentos da integração das TIC na

educação ($D_4$, $D_5$ e $D_6$). Os professores não incentivam o seu uso porque não gostam das tecnologias, ou devido à falta de formação.

O computador quando é utilizado é principalmente para pesquisas na *Internet*, ou então, na disciplina de Introdução às Tecnologias de Informação (I.T.I.).

➔ Relativamente às aulas que foram dadas verificou-se que a maioria dos alunos entrevistados (7 dos 10) gostaram mais deste tipo de aulas em que se utiliza o computador do que das aulas tradicionais, argumentando da seguinte forma:

"...É mais interessante, acho que nós estamos mais incentivados para aprender e que funciona melhor." ($A_B$)

"Se calhar a dos computadores é mais engraçada, uma pessoa tem mais curiosidade em estar a mexer naquilo, do que estar aqui numa aula, sempre a ouvir o professor, se for muito teórica começa a ficar um bocado seca." ($A_E$)

"Porque neste caso nós é que estávamos a descobrir o que era, acho que é mais interessante do que estarem a dizer mesmo o que é que é as coisas." ($A_S$)

"A aula com computador porque motiva mais, não é...mais moderno...mais tecnologia, motiva mais." ($A_Y$)

Desta forma realçam-se as potencialidades pedagógicas ($P_4$ e $P_5$) da integração das TIC na educação, que estão interrelacionadas. Por um lado, as estratégias computacionais contribuem para o enriquecimento das aulas e por outro lado para a motivação do aluno.

➔ Os 3 entrevistados ($A_L$, $A_O$ e $A_T$) que referiram que preferiam as aulas tradicionais, apresentaram os seguintes argumentos:

"Não sei, se calhar por estar mais habituada." ($A_L$)

"...depende do tipo de programa que se utilizar..." ($A_O$)

"Não sei, no computador temos tendência a nos distrair mais." ($A_T$)

➔ Relativamente à questão $Q_6$ do guião da entrevista, os alunos referiram vários aspectos que lhes agradaram mais nas aulas:

- A exploração do módulo 4; ($A_B$ e $A_T$)
- A exploração do módulo 1; ($A_C$ e $A_O$)
- O estar a interagir com os colegas; ($A_Q$)
- O ser diferente e serem eles a tentar descobrir o que é, neste caso, a entropia; ($A_S$)

- O facto de ser uma aula prática e compreender-se melhor a matéria. ($A_D$ e $A_Y$)

Destaca-se a seguinte opinião de uma aluna:

"...Achei interessante colocar a matéria assim no computador...porque dá mais motivação, se dá mais motivação a pessoa aprende melhor." ($A_Y$)

➔ Quanto aos aspectos que menos lhes agradaram nas aulas, destacam-se os seguintes:

- O módulo 3 da solubilidade, que acharam um pouco confuso para compreender e complicado; ($A_B$, $A_O$, $A_E$ e $A_Y$)
- O limite de tempo; ($A_C$ e $A_Q$)
- Não perceber o que tinha de fazer. ($A_S$)

➔ O conjunto de módulos digitais foi desenvolvido em grupo e para a totalidade dos alunos esta seria a forma mais adequada. Todos os alunos entrevistados referiram que preferem que a exploração do conjunto de módulos digitais seja em grupo porque desta forma é possível trocar opiniões.

Embora não possa haver certezas, é possível que a interdependência entre os alunos constitua um estímulo forte de motivação no seio do grupo. É importante que o aluno saiba discutir, expor as suas ideias e ao mesmo tempo ouvir e respeitar as ideias dos colegas do grupo.

➔ Todos os alunos consideraram que, ao utilizar os módulos digitais, os objectivos estavam claros à excepção de três ($A_D$, $A_Q$ e $A_Y$), que referiram que o módulo 3 não estava suficientemente claro.

➔ Relativamente ao tempo disponibilizado a maior parte dos alunos não o considerou suficiente ($A_B$, $A_C$, $A_D$, $A_L$, $A_O$ e $A_S$).

Aqui evidencia-se a dificuldade/constrangimento da integração das TIC na educação $D_7$, dado que o uso destas tecnologias requer muito tempo. Neste caso, como esta estratégia foi totalmente nova para os alunos, foi necessário disponibilizar algum tempo para aprenderem a explorar o conjunto de módulos digitais.

➔ O módulo digital em que tiveram mais dificuldades ou que lhes suscitou mais

dúvidas, foi o módulo 3 ($A_B$, $A_C$, $A_D$, $A_O$, $A_Q$, $A_S$ e $A_T$), porque a maioria nem conseguiu terminar e alguns não perceberam o que é que lá estava. Segundo eles esta dificuldade resulta principalmente da própria dificuldade dos conceitos.

"Era mais teórico, acho que era mais complicado de perceber." ($A_D$)

Uma aluna ($A_L$) não referiu o módulo 3, como sendo o mais difícil, mas o módulo 4.

Para a maioria dos alunos, o módulo digital em que tiveram menos dificuldades foi o primeiro ($A_B$, $A_C$, $A_D$, $A_O$, $A_Q$, $A_S$, $A_T$ e $A_Y$).

"Eu percebi logo o que era para fazer, percebi logo que era por causa das caixas, que tínhamos de pôr mais bolas numa caixa, foi o mais fácil, não sei." ($A_Q$)

Alguns também referiram o módulo 2 ($A_B$ e $A_L$) e o módulo 4 ($A_T$ e $A_Y$).

➔ Quanto à opinião acerca dos módulos digitais destacam-se as mais relevantes em cada módulo, na tabela 4.4.

| **Módulos digitais** | **Opiniões** |
|---|---|
| Módulo 1 | ▪ "Era giro tentar apanhar as bolas para uma caixa só, era interessante e depois vermos que a desordem no início era maior e se tentássemos pôr só numa caixa a ordem era maior, era giro." ($A_C$)<br>▪ "Faz um resumo da matéria, para nós percebermos o que é que é a entropia, se está arrumado se não está, acho que dá uma ideia pequenina disso." ($A_S$) |
| Módulo 2 | ▪ "Este já era mais sério, este já tinha de pensar mais se era maior do que zero ou menor do que zero; relacionar a temperatura, se era endotérmica se era exotérmica. Já tínhamos de pensar mais, mas era interessante. Esse aí para aprender em termos de entropia tínhamos de pensar mais do que o outro, tínhamos de raciocinar enquanto que o outro já víamos se era maior ou menor já dava para concluir mais rapidamente." ($A_C$)<br>▪ "Também foi fixe, porque se errasse dizia que está errado e conseguia perceber porque é que errou e tinha sempre a "Ajuda" em baixo também para nos explicar, estava interessante." ($A_E$)<br>▪ "O módulo 2 foi o que eu gostei mais, acho que está bem assim." ($A_L$)<br>▪ "Está bem explicada a lei, acho que está tudo bem...eu não estava a perceber que era para ver a variação maior ou menor do que zero, nós ao primeiro não percebíamos isso, só isso é que é difícil, mas depois percebemos." ($A_S$)<br>▪ "Poderia ser mais fácil um bocadinho." ($A_T$)<br>▪ "O módulo 2 era aquele da tabela, sim tive a dificuldade da entalpia, mas a nível de organização e apresentação estava bem." ($A_Y$) |

| | |
|---|---|
| Módulo 3 | ▪ "É mais difícil, é mais teórico. A matéria é mais teórica, portanto é mais difícil." ($A_D$)<br>▪ "O módulo 3 no princípio não percebíamos pela questão do Português o que queria dizer, mas depois conseguimos resolver. Não estávamos a perceber mesmo o próprio desenho, o que é queria dizer mas depois a professora foi lá e explicou." ($A_E$)<br>▪ "Este aqui achei um bocado complicado à primeira vista, mas depois percebi, com a ajuda da professora. Porque havia coisas que nós não sabíamos bem o que queriam dizer." ($A_L$)<br>▪ "É um bocado difícil de compreender, mas...compreende-se." ($A_O$)<br>▪ "Acho que determinadas coisas faltavam lá pôr, acho que devia ser o mesmo modelo que o primeiro, a mesma estrutura que está representada para as duas partes, mas de resto a apresentação e a organização estava bem." ($A_Y$) |
| Módulo 4 | ▪ "Gostei de aplicar os conhecimentos que tivemos ao longo dos módulos digitais e mesmo doutras matérias." ($A_B$)<br>▪ "Esse achei interessante dava para testar os nossos conhecimentos, se realmente valeu a pena estarmos a percorrer aqueles módulos todos, chegar ao fim e não acertar nenhuma era a mesma coisa que não fazer nada." ($A_C$)<br>▪ "Acho que é útil." ($A_D$)<br>▪ "É interessante faz-nos jeito para nós, para exame nacional." ($A_E$) |

Tabela 4.4 - Opiniões dos alunos entrevistados relativamente ao conjunto de módulos digitais.

De uma forma geral, as opiniões relativas aos módulos digitais são positivas. Relativamente ao módulo 1, os alunos referem que gostaram de o explorar e que era engraçado, evidenciando-se a potencialidade pedagógica $P_{18}$, pelo facto das TIC permitirem que os alunos tenham acesso a explorações lúdicas.

Quanto ao módulo 2, os alunos já evidenciam ter tido uma ou outra dificuldade que foi colmatada. Alguns alunos referem que é um módulo digital mais sério que envolve mais raciocínio mas que aprenderam com ele. Quanto ao módulo 3, quase todos os alunos o nomeiam como o mais difícil e complicado, alguns não o chegaram a compreender. A professora já foi mais solicitada para ajudar na compreensão deste módulo digital. Quanto ao módulo 4, os alunos mostraram que gostaram e realçaram a sua utilidade como forma de avaliar os seus conhecimentos.

➔ Relativamente às conclusões retiradas após a exploração do módulo 1, verificou-se que a maioria dos alunos conseguiu compreender o objectivo do módulo digital:

"Numa primeira situação havia mais desordem e depois ordem." ($A_D$)

"A entropia na segunda parte diminuía...maior desordem, maior entropia, maior ordem,

menor entropia." ($A_L$)

"Isso era só para ver a entropia, se aumentava ou diminuía...O que eu concluí é que quanto mais organizadas as bolas estivessem, ou seja, quantas mais estivessem no mesmo compartimento, menor seria a entropia." ($A_Y$)

Contudo, um aluno ($A_T$) não compreendeu.

"O Demónio de Maxwell tinha tendência a equilibrar então nós tínhamos que tentar colocar mais num do que noutro e aumentava a ordem." ($A_T$)

➔ O papel do "Demónio de Maxwell" neste módulo digital foi compreendido pela maioria dos alunos.

"Era contrariar a lei, ia diminuir a entropia." ($A_L$)

"Aumenta a ordem, era o monopolizar a caixa e estava-se a contrariar o aleatório." ($A_S$)

Alguns alunos tiveram dificuldade em o explicar, por exemplo, os alunos ($A_C$ e $A_Q$) evidenciaram muita confusão:

"Era desordenar, ou então...se calhar era ordenar no mesmo caixote." ($A_C$)

"O módulo 1 achei mais fácil mas não sei porque é que estava ali o Demónio de Maxwell." ($A_Q$)

Ainda relativamente a esta questão verificou-se que o nível de compreensão de alguns alunos ($A_B$, $A_E$, $A_Q$ e $A_T$), acerca do papel do Demónio de Maxwell, aumentou ao longo da entrevista mediante as questões que eram colocadas. Aqui realça-se o facto referido em **4.1.2.**, de que a entrevista para além de ser um método de recolha de dados também é uma oportunidade para compreender melhor a situação.

➔ Quanto à questão $Q_{12}$, acerca da segunda Lei da Termodinâmica, a maioria dos alunos conseguiu explicar esta lei ($A_C$, $A_E$, $A_L$, $A_Q$, $A_S$ e $A_Y$), alguns de forma mais completa do que outros. Destacam-se duas das descrições mais completas:

"...Depois que a variação de desordem do exterior e do sistema é igual à variação da do universo. A variação da entropia do universo tende a ser maior do que zero. Eu li numa das questões, dizia que, acho que era de verdadeiro ou falso, o universo tende mais para a desordem do que para a ordem e a entropia do universo tende a aumentar." ($A_C$)

"...Eu penso que a segunda Lei da Termodinâmica é que fala da variação de entropia do universo que diz que é igual à variação de entropia do sistema e do exterior. E que tendo em conta isso, não é, se a variação de entropia do universo vai ter um valor maior ou

menor do que zero, vai dar um valor, dependendo daí vamos ver se a reacção é espontânea ou não espontânea no sentido directo." ($A_Y$)

Os alunos ($A_D$ e $A_T$) explicaram a segunda Lei da Termodinâmica mas de uma forma menos completa.

"Não sei. É a tendência dos sistemas de se espalharem, desordenarem." ($A_D$)

"Há uma desordem do estado sólido para o estado gasoso, a desordem aumenta...há uma tendência para aumentar a desordem." ($A_T$)

Na descrição acerca da segunda Lei da Termodinâmica, alguns alunos confundiram o termo entalpia com o termo temperatura ($A_C$ e $A_D$).

"...A segunda Lei da Termodinâmica relaciona a temperatura com a variação de entropia exterior. Eu percebi aquela parte que se a temperatura é maior do que zero a variação de entropia do exterior é menor e vice-versa. Depois que a variação de desordem do exterior e do sistema é igual à variação da do universo. A variação da entropia do universo tende a ser maior do que zero. Eu li numa das questões, dizia que, acho que era de verdadeiro ou falso, o universo tende mais para a desordem do que para a ordem e a entropia do universo tende a aumentar." ($A_C$)

➔ Relativamente ao módulo 2 "Espontaneidade de Reacções Químicas e a Segunda Lei da Termodinâmica", os alunos compreenderam de uma forma geral quando é que uma reacção é espontânea ($A_B$, $A_C$, $A_O$, $A_S$ e $A_Y$).

"Uma reacção é espontânea quando a variação de entropia do universo é maior do que zero." ($A_Y$)

Existiram alunos que não responderam correctamente, mas ao longo da entrevista o nível de compreensão aumentava.

Alguns para explicarem a espontaneidade das reacções químicas em vez de referirem a variação de entropia do universo, falavam apenas na do sistema ou na do exterior ($A_L$ e $A_Q$).

"Era a do exterior." ($A_L$)

"Pela variação de entropia do sistema." ($A_Q$)

Aqui está evidenciada a dificuldade presente na bibliografia $B_3$ (ver **2.3.3.**), que refere que é a entropia do sistema que aumenta numa reacção espontânea.

O aluno ($A_T$) evidenciou não ter compreendido quando é que uma reacção é espontânea:

"É espontânea quando...a entropia do...exterior...é igual à entropia do sistema." ($A_T$)

Um aluno ($A_D$) evidenciou ter a dificuldade $A_5$ (ver **2.3.3.**) presente na bibliografia, dado que se baseava em critérios do dia-a-dia para verificar se a reacção era ou não espontânea.

"Quando ocorre sem interferirmos." ($A_D$)

Este aluno, quando foi questionado acerca da forma de como determinava se a reacção era ou não espontânea ao explorar o módulo digital, é que referia o critério termodinâmico: a variação de entropia do universo.

Algumas respostas dos entrevistados evidenciavam o facto dos módulos da variação de entropia do sistema e do exterior influenciarem, para se saber se a reacção é ou não espontânea ($A_B$ e $A_C$).

"Isso eu acho que tem a ver com a variação da entropia do universo, que nós sabemos que era igual à variação da entropia do sistema mais a variação da entropia do exterior. Quando fosse maior, não tenho bem a certeza, tínhamos de relacionar com os módulos, e quando a variação de entropia do universo acho que era maior, era espontânea, se fosse menor era não espontânea, tínhamos de ver o módulo e comparar." ($A_B$)

➔ Quando se perguntava se uma reacção endotérmica podia ser espontânea ($Q_{17}$), verificou-se que os alunos durante a exploração não tinham à partida dado muita importância a esse aspecto. Mas vários alunos ($A_E$, $A_L$, $A_Q$, $A_S$, $A_T$ e $A_Y$) demonstraram compreender:

"Umas endotérmicas eram, outras não." ($A_Q$)

"Exo eram espontâneas, acho que havia uma endotérmica que também poderia ser espontânea e outra que não era." ($A_S$)

Contudo, durante a entrevista constatou-se que a dificuldade dos alunos $A_1$ referida em **2.3.3.**, de que as reacções endotérmicas não podem ser espontâneas, estava presente de forma explícita num dos alunos ($A_C$).

"As exotérmicas porque é assim, as endotérmicas nós temos que dar calor para elas ocorrer, por isso, eu acho que as exotérmicas é que ocorreriam mais espontaneamente...mas não sei." ($A_C$)

Aqui evidencia-se a potencialidade pedagógica de integração das TIC na educação $P_{17}$, ao verificar-se que a utilização de estratégias computacionais permite diagnosticar algumas dificuldades dos alunos.

Na exploração do módulo digital alguns alunos evidenciaram não saber muito bem a resposta certa a esta questão, mas após a análise do que estiveram a fazer durante a entrevista, é que se davam conta que as reacções endotérmicas poderiam ser espontâneas ($A_C$ e $A_Y$).

"Então também podem ser espontâneas. O que interessa é a variação de entropia do universo." ($A_C$)

"Porque se for endotérmica então a variação de entalpia é maior do que zero, logo quer dizer que a variação de entropia do exterior vai ser menor do que zero. Depois existe a variação de entropia do sistema que vai fazer variar a variação de entropia do universo, logo a variação de entropia do exterior não é determinante." ($A_Y$)

Provavelmente na altura da exploração dos módulos digitais, no roteiro de exploração, deveria ter sido colocada uma questão acerca desse assunto para desta forma interiorizarem melhor esse conceito.

➔ Relativamente ao módulo 3, como já foi referido, acharam-no mais complicado e alguns alunos nem o exploraram. À partida quando ocorreu a elaboração deste módulo digital já se estava à espera que apenas alguns alunos (os melhores alunos) seriam capazes de compreender este módulo. Apenas 4 dos 10 alunos ($A_D$, $A_E$, $A_L$ e $A_Y$) é que conseguiram explicar ligeiramente o que acontecia.

➔ Relativamente à questão $Q_{19}$, acerca do facto de num caso se representar uma figura estática e noutro caso uma simulação dinâmica, uma das respostas apresentadas foi a seguinte:

"Era figura estática porque a variação de entalpia era igual a zero. Era figura dinâmica porque a variação de entalpia é diferente de zero." ($A_L$)

➔ Relativamente à questão $Q_{20}$, acerca do facto do carbonato de cálcio não ser solúvel em água mas o cloreto de sódio já ser, uma das respostas é a seguinte:

"Na figura estática havia um solúvel e outro não. Tinha a ver com a entropia onde a entropia aumentava era solúvel." ($A_L$)

➔ Relativamente à questão $Q_{21}$, acerca do facto do sulfato de magnésio ser solúvel em água e o carbonato de magnésio não ser, os alunos não responderam de uma forma

muito completa, mas ficaram com a ideia principal.
"Era no que havia maior agitação, maior entropia era solúvel." ($A_L$)
"...Tem a ver com a desordem não configuracional era diferente." ($A_Y$)

➔ Quanto ao módulo 4, todos os alunos consideraram-no útil, porque permitia saber se tinham aprendido alguma coisa com a exploração dos módulos digitais, e ajudava para o exame nacional. Destaca-se a seguinte opinião:
"Sim, para ver se a pessoa adquiriu conhecimentos ou não, fazer uma avaliação de si própria e verificar as dificuldades que tem." ($A_Y$)

➔ Um aspecto importante é a opinião dos entrevistados acerca do conjunto de módulos digitais no que se refere a alterações no sentido de os melhorar. Na tabela 4.5 apresentam-se algumas dessas sugestões:

| **Módulos digitais** | **Sugestões de reformulação do conjunto de módulos digitais** |
|---|---|
| Módulo 1 | ▪"No módulo 1, como eu não percebi logo o objectivo do Demónio, se calhar tornava mais claro o objectivo do Demónio." ($A_Q$)<br>▪"...Se calhar podia haver mais movimento, mais dinâmico e o Demónio de Maxwell podia ser mais dinâmico e movimentar-se mais, já que o módulo tem o nome dele." ($A_Y$) |
| Módulo 3 | ▪"...E se calhar a introdução deveria chamar mais a atenção, por exemplo, a negrito, assim lê a introdução e percebe o resto da experiência." ($A_E$)<br>▪ "A linguagem podia ser alterada e o modo de explicar ser mais directo." ($A_O$)<br>▪"...ter mais informação na imagem..." ($A_Q$)<br>▪ "...devia ter uma indicação no primeiro qual era o valor inicial e final, isso não estava indicado." ($A_Y$) |
| Módulo 4 | ▪"No último acho que quando nós erramos não dizem qual é a resposta certa, acho que devia aparecer a resposta certa e a justificação para nós sabermos porque é que não acertamos." ($A_B$)<br>▪"...Se calhar era só pôr mais questões mesmo." ($A_E$) |
| Geral | ▪"...Acho, eu não ouvi sons, acho que ficava mais interessante com sons e ..." ($A_Y$) |

Tabela 4.5 - Sugestões de reformulação do conjunto de módulos digitais apresentadas pelos alunos entrevistados.

A partir das sugestões apresentadas pelos alunos e dos resultados deste estudo é possível criar uma nova versão deste conjunto de módulos digitais. O objectivo será de os tornar mais interactivos e capazes de proporcionar ao aluno uma compreensão mais

profunda da segunda Lei da Termodinâmica. Em **4.3.2.** serão enumeradas as reformulações da aplicação que poderão ser desenvolvidas, para se obter uma versão melhorada da página "Entropia e Desordem".

### C - Discussão dos resultados

Através da análise de dados como os da entrevista foi possível recolher informações acerca das causas de algumas dificuldades dos alunos, obter opiniões e testar a hipótese apresentada.

É importante que neste momento se avalie a aprendizagem que ocorreu, se a utilização de módulos digitais é um recurso pedagógico útil na compreensão da segunda Lei da Termodinâmica ou não.

De uma forma geral, durante a entrevista a maior parte dos alunos já evidenciava ter as bases do conhecimento acerca dos conceitos relacionados com a segunda Lei da Termodinâmica. A partir desse momento teria de existir uma consolidação desses conhecimentos, com mais uma aula para tirar dúvidas ao professor e através do estudo por parte do aluno. Os alunos durante a entrevista referiram isso mesmo: "nós tivemos pouco tempo para assimilar os conhecimentos." ($A_B$)

Os alunos que foram entrevistados, como já foi referido, não eram alunos da investigadora. Após esta aula, os alunos tiveram a última aula do ano lectivo com a professora da turma. Nessa aula a professora fez um resumo dos aspectos mais importantes acerca da segunda Lei da Termodinâmica e esclareceu as dúvidas aos alunos.

Esta professora tem duas turmas de 12º ano de escolaridade, esta que foi sujeita a este estudo e outra que foi sujeita a uma abordagem tradicional. Após a leccionação dessas aulas a investigadora requereu à professora da turma uma opinião acerca da forma como os alunos compreenderam este tema segundo as duas abordagens distintas. A opinião da professora é transcrita a seguir:

"Durante a aula os alunos que foram sujeitos ao estudo evidenciaram perceber muito bem a segunda Lei da Termodinâmica, já sabiam prever quando é que uma reacção era ou não espontânea, demonstrando ter percebido muito bem este tema. Esta aula serviu mais como uma consolidação dos conceitos aprendidos na aula de exploração dos módulos digitais.

Registou-se uma diferença acentuada quanto ao nível de compreensão dos alunos

desta turma e os alunos da outra turma, que se basearam apenas no manual e em exemplos apresentados no quadro. Estes últimos tiveram mais dificuldades em perceber os conceitos."

Estes melhores desempenhos dos alunos sujeitos ao estudo, evidenciados pela professora da turma, mostram que os recursos digitais são recursos pedagógicos que podem aumentar a atractividade das aulas e estimular a aprendizagem dos alunos.

A validade interna deste estudo está condicionada pelo facto da amostra não estar perfeitamente aleatorizada. Esta turma tinha mais raparigas do que rapazes e, para além disso, não foi possível que pelo menos um elemento de cada grupo que explorasse o conjunto de módulos fosse entrevistado, porque foram os alunos que se propuseram para a realização da entrevista.

A nota dos alunos também é um factor que não está aleatorizado. Ao reflectir acerca das entrevistas e ao analisar as notas que os alunos tiveram ao longo do ano é possível concluir que esta turma tem alunos médios e bons. Em geral, nem sempre os alunos que apresentavam melhores notas correspondiam aos alunos que tiveram uma compreensão mais adequada dos conceitos envolvidos com a segunda Lei da Termodinâmica e vice-versa. Desta forma a legitimidade das conclusões está ameaçada.

A validade externa neste estudo está ameaçada por diversos aspectos.

- O facto de as entrevistas serem voluntárias tornam a amostra mais pequena que o desejável. Como este estudo foi realizado em Junho (dado que é a última unidade a ser leccionada no 12º ano de escolaridade), não foi possível realizar mais entrevistas porque os alunos nessa altura não tinham muita disponibilidade. Por um lado, porque era necessário cumprir o programa da disciplina e por outro, porque existia a necessidade de se prepararem, o melhor possível, para o exame nacional, que tem muita importância para a nota de candidatura ao Ensino Superior. Apesar de uma amostra com esta dimensão poder não ser representativa o que limita as generalizações das conclusões poderá fornecer bons indícios.
- O impacto do conjunto de módulos digitais pode variar bastante, dado que depende do aluno, da sua motivação, do seu entusiasmo, etc.; Os resultados obtidos podem ter sido influenciados pelo facto dos alunos estarem cansados dado que estas aulas foram leccionadas no final do ano lectivo.

- O desempenho dos alunos pode ser influenciado pelo empenho, motivação e expectativa demonstrados pelo investigador, que poderá influenciar os resultados, de forma a não se poderem generalizar. Neste caso a investigadora/entrevistadora da interacção dos alunos com o conjunto de módulos digitais não é professora dos alunos, o que contribui positivamente para a distância crítica dos fenómenos desempenhando assim um papel mais neutro e diminuindo este efeito do investigador. Contudo, por outro lado, pode diminuir a desibinição e informalidade positivas dos alunos;
- O facto do ensino com recursos digitais ser novidade poderá conduzir a uma motivação acrescida dos alunos, podendo os resultados não ser atribuíveis apenas ao efeito do uso dos recursos digitais mas também à novidade. O uso continuado dos mesmos poderia levar a que os alunos baixassem os seus índices de entusiasmo com resultados eventualmente mais modestos.

Relativamente ao módulo 3, que foi o mais sujeito a críticas, a abordagem da extensão das reacções de solubilidade poderá passar mais por outras estratégias (distinção em termos de conceito) do que propriamente pelos módulos digitais.

Na secção final das conclusões retomar-se-ão alguns pontos fortes das ideias atrás expostas.

## 4.3. Conclusão do estudo

### 4.3.1. Implicações para o ensino

O conjunto de módulos digitais desenvolvido revelou ser um instrumento útil para fazer face a algumas dificuldades dos alunos acerca da segunda Lei da Termodinâmica, apresentadas em **2.3.3.**. Sendo possível desta forma desenvolver e eventualmente modificar as ideias dos alunos.

Na tabela 4.6 apresenta-se a ligação entre as várias dificuldades dos alunos e os módulos digitais explorados que poderão contribuir para a sua superação.

| Dificuldades dos alunos | Módulos |
|---|---|
| **$A_1$** -Para alguns alunos as reacções endotérmicas não podem ser espontâneas (17%). | 2 |
| **$A_5$** - A reacção química é espontânea se não é necessário interferir (critério do dia-a-dia). | 2 |
| **$A_{12}$** - A combustão não é uma reacção espontânea porque é preciso fornecer energia. | 2 |
| **$A_{16}$** - A força motriz de uma reacção química é um agente externo activo (85%). | 2 |
| **$A_{17}$** - A força motriz de uma reacção química é o calor fornecido (absorvido) (81%). | 2 |
| **$A_{18}$** - A força motriz de uma reacção química é um dos reagentes (35%). | 2 |
| **$A_{19}$** - A força motriz de uma reacção química é a diferença na reactividade entre os reagentes (29%). | 2 |
| **$A_{24}$** - Na determinação de se uma reacção ocorrerá alguns alunos baseiam-se nas características superficiais das reacções e não nos critérios termodinâmicos (81%). | 2 |
| **$A_{25}$** - As reacções espontâneas ocorrem melhor a elevadas temperaturas, quer a reacção seja exotérmica ou endotérmica (33%). | 2 |
| **$A_{26}$** - Qualquer reacção exotérmica é necessariamente espontânea, ou seja, a entropia não é considerada (9,5%). | 2 |
| **$B_2$** - A desordem é mal interpretada (como sendo o "caos"). | 1 e 3 |
| **$B_3$** - A entropia de um sistema aumenta sempre. | 1, 2 e 3 |
| **$B_5$** - A entropia do universo nunca aumenta, diminui ou mantém-se. | 2 e 3 |
| **$B_6$** - $\Delta S$ é sempre maior que zero numa reacção. | 2 e 3 |
| **$B_9$** - Só há variação de entropia quando há mudança de estado físico, mesmo que haja transferência de energia. | 1, 2 e 3 |
| **$B_{11}$** - Só há variação de entropia devido a alterações de energia em meio gasoso, pois, só aí as partículas têm liberdade de movimento para haver variação de entropia. | 1, 2 e 3 |
| **$B_{15}$** - Existe confusão entre entropia e entalpia (5%). | 2 e 3 |

Tabela 4.6 - Sugestões de superação de algumas dificuldades dos alunos.

Existem ainda algumas dificuldades dos alunos que foram detectadas (ver **2.3.3.**) e que no entanto não foi possível explorar se foram ou não superadas. Tal não foi possível por razões que têm a ver com o tempo disponível para a abordagem deste tema e, por outro lado, pelo facto de os alunos necessitarem de se preparar devidamente para os exames nacionais.

Apesar das potencialidades do conjunto de módulos digitais, nomeadamente o facto de possibilitarem um ensino activo (ver $P_1$), não se deve esquecer o papel preponderante do professor no processo de ensino-aprendizagem, porque ele é que poderá resolver e esclarecer muitas das dificuldades e dúvidas identificadas pelos alunos como se verificou durante a exploração dos módulos 2 e 3.

Ao retomar a hipótese de trabalho formulada, contudo pode concluir-se que a resposta à pergunta: "Será que a utilização de módulos digitais sobre entropia é um recurso pedagógico útil para alunos do 12º ano de escolaridade de Química, na compreensão da segunda Lei da Termodinâmica?" é afirmativa.

### 4.3.2. Reformulação dos recursos digitais

Os recursos digitais construídos não podem ser entendidos como algo acabado. É possível apresentar algumas sugestões de reformulação destes recursos, a desenvolver no futuro.

- No módulo 1 tornar mais claro que o "entropímetro" reflecte a entropia do sistema "caixa bicompartimentada" e não do sistema total com bolas dispersas, que aparecem no écran;
- No módulo 1 aparecer o Demónio de Maxwell quando se manipula a caixa;
- No módulo 2 aparecer um *link* para a Ajuda;
- No módulo 4 aparecer a resposta certa e respectiva justificação relativa a cada questão;
- Ampliar o número de questões nos módulos 2 e 4;
- Incluir um quinto módulo intitulado "Entropia na WWW" com os *links* presentes em **3.2.1.** e **3.2.2.**;
- Melhoria da interface com apoio de *design* gráfico;
- Possibilidade de incorporar todo o roteiro de exploração dos módulos digitais em

papel num formato digital, com admissão de respostas;

- Associar uma "caixa de sugestões/perguntas" para interacção com os utilizadores;
- Melhorar em dinamismo e informação o sistema hipertexto/hipermédia sobre a história das Leis da Termodinâmica;
- Fazer a versão inglesa do conjunto de módulos digitais e do sistema hipertexto/hipermédia.

A estas propostas acrescem todas as exequíveis a partir das sugestões dos alunos na tabela 4.5.

Com estas sugestões de melhoramento será possível criar uma nova versão que poderá conduzir a melhores resultados na aprendizagem dos alunos.

Capítulo 5

# CONCLUSÕES

# 5. CONCLUSÕES

Com a invasão do computador nas nossas vidas, é importante reflectir sobre o seu papel na área da educação e em particular a sua aplicação nas Ciências. O uso de recursos tecnológicos, como o computador e a *Internet*, não só desperta nos alunos o interesse em estudar, como os prepara para a integração numa sociedade altamente tecnológica.

Grings e Vieira (1998) enfatizam que os benefícios da utilização de novas tecnologias na educação se darão a partir de ambientes em que interacções se constituam de forma cooperativa e construtiva, entendendo a aprendizagem como um processo de exploração e descoberta, e sendo dado ao aluno, nesse processo, o papel activo de construtor da sua própria aprendizagem.

Contudo, é preciso cuidar para que o computador não perca o seu papel de ferramenta de trabalho. A máquina deve permanecer com o *status* de meio e nunca tornar-se um fim.

Este trabalho teve como objectivo organizar as principais dificuldades que os alunos apresentam acerca da segunda Lei da Termodinâmica e propor algumas estratégias para as superar.

Das diversas estratégias apresentadas, algumas foram implementadas, entre as quais a utilização de um conjunto de módulos digitais, que constitui a página "Entropia e Desordem".

No estudo de impacto do conjunto de módulos digitais, em alunos do 12º ano de escolaridade, verificou-se que a utilização dos módulos digitais facilitou a aprendizagem de alguns conceitos acerca da segunda Lei da Termodinâmica.

A generalidade dos alunos apreciou as aulas dedicadas à exploração do conjunto de módulos digitais, dado que se tratava de algo de inovador. O uso do computador nas aulas era até então quase inexistente, o que de certa forma ajudou a um melhor desenvolvimento deste trabalho, dado o entusiasmo perante tão aliciante proposta.

O módulo 1, "Demónio de Maxwell", foi considerado o módulo mais simples e engraçado. Os alunos compreenderam, na sua maioria, o objectivo do módulo e do Demónio de Maxwell.

No módulo 2, "Espontaneidade de Reacções Químicas e a Segunda Lei da Termodinâmica", a maioria dos alunos conseguiu explicar o que se pretendia. Alguns

evidenciaram dificuldade em compreender quando é que uma reacção é espontânea e se uma reacção endotérmica poderá ser espontânea.

O módulo 3, "Um exemplo de aplicação: Dissolução de Sais e Entropia", foi considerado pela maioria dos alunos o mais complicado porque os alunos tinham dificuldade em compreender os conceitos envolvidos.

O módulo 4, "Questões sobre Entropia", foi considerado útil, pela totalidade dos alunos, para avaliar o que aprenderam ao longo da exploração dos módulos digitais.

Apesar desta investigação mostrar resultados promissores alguns alunos mostraram-se ainda confusos e alguns apresentaram dificuldades que poderão ser superadas pela acção do professor.

No entanto, devido às limitações nas conclusões e generalizações inerentes ao estudo (o reduzido número de alunos entrevistados, a não aleatoriedade da amostra, o efeito novidade, o efeito investigador, etc.) não se poderá tomar os resultados obtidos para além de um simples indicador positivo a favor da hipótese de que o conjunto de módulos digitais contribui para a melhoria na aprendizagem da segunda Lei da Termodinâmica.

Este estudo de impacto evidenciou algumas das potencialidades pedagógicas das Tecnologias de Informação e Comunicação na educação, nomeadamente o facto de possibilitarem um ensino activo ($P_1$), propiciarem uma diversificação na metodologia ($P_4$), motivarem os alunos ($P_5$) e o professor, criarem micromundos de aprendizagem ($P_{14}$), possibilitarem diagnosticar as dificuldades dos alunos ($P_{17}$) e permitirem aceder a explorações lúdicas ($P_{18}$).

Contudo, também se evidenciaram dificuldades/constrangimentos da integração das Tecnologias de Informação e Comunicação na educação, nomeadamente a exigência de algum tempo para a sua aplicação ($D_7$) e a pouca utilização das novas tecnologias no processo de ensino-aprendizagem, que se poderá dever a diversas situações que estão interrelacionadas: falta de formação dos docentes ($D_4$), o *stress* do professor ao ter que lidar com o desconhecido ($D_5$), ou então porque não gosta das novas tecnologias ($D_6$). Como alguns dos módulos digitais eram simulações computacionais, que são programas que apresentam um modelo de um sistema real ou imaginário, correm-se alguns riscos. Existe uma certa tensão entre o rigor de uma simulação e a simplificação do mundo real.

Alguns alunos propuseram algumas sugestões de reformulação dos módulos, podendo ser criada uma nova versão da página "Entropia e Desordem". A estas somam-se

as sugestões propostas decorrentes da análise do estudo realizado. Sendo assim, este trabalho está inacabado, podendo realizar-se no futuro outras investigações sobre a eficácia destes módulos digitais e do sistema hipertexto/hipermédia com uma utilização mais alargada e sistemática, o que poderá conduzir a resultados mais generalizáveis e significativos. Para além desta investigação qualitativa, no futuro, também terá interesse proceder-se a uma investigação quantitativa do grau de impacto no processo educativo.

É de referir que, apesar do relevo dado à utilização das TIC neste trabalho, a vivência de outras situações diferenciadas na sala de aula é igualmente relevante (a actividade experimental, a discussão de ideias, a condução de investigação pelos alunos e o envolvimento em projectos interdisciplinares) conduzindo de uma forma mais completa, à compreensão do que é a Ciência em geral e do fascínio da Química, em particular.

# BIBLIOGRAFIA

## BIBLIOGRAFIA


- Adell, J. (1997); Tendencias en educación en la sociedad de las tecnologías de la información. *EDUTEC, Revista Electrónica de Tecnología Educativa*, 7 (1997).
- Altricheter, H.; Posh, P.; Somekh, B. (1993); *Teachers Investigate their Work - An introduction to the methods of action research.* London, Routledge, 1993.
- Atkins, P. (1998); *Physical Chemistry.* Oxford, Oxford University Press, 1998.
- Atkins, P.; Jones, L. (1998); *Chemical Principals. The Quest for Insight.* New York, W. H. Freeman and Company, 1998.
- Banergjee, A. (1995); Teaching Chemical Equilibrium and Thermodynamics in Undergraduate General Chemistry Classes. *Journal of Chemical Education*, 72 (1995) 879.
- Bassalo, J. (1998); Nascimentos da Física. *Revista Brasileira de Ensino de Física*, 20 (1998) 1.
- Bettencourt, T. (1997); *Possíveis Razões para uma Utilização Educativa da Internet.* Centro Multimédia e de Ensino a Distância (CEMED). Universidade de Aveiro, 1997.
- Bogdan, R.; Bilken, S. (1994); *Investigação Qualitativa em Educação, uma Introdução à Teoria e aos Métodos.* Porto, Porto Editora, 1994.
- Boo, H. (1998); Students' Understandings of Chemical Bonds and the Energetics of Chemical Reactions. *Journal of Research in Science Teaching*, 35 (1998) 569.
- Bruyne, P.; Herman, J.; Schoutheete, M. (1991); *Dinâmica da pesquisa em ciências sociais.* Brasil, Francisco Alves Editora, 1991.
- Carnot, S. (1824); *Réflexions sur la puissance motrice du feu et sur les machines propres a développer cette puissance.* Paris, 1824.
- Chang, R. (1994); *Química.* Boston, Mc Graw Hill, 5ª edição, 1994.
- Chenet, A. (1992); *Eléments pour la conception d'un système multimédia.* Paris, 1992.
- Clausius, R. (1850); *Annalen der Physik*, 79 (1850) 368.
- Clausius, R. (1865); *Annalen der Physik*, 125 (1865) 353.
- Cohen, L.; Manion, L. (1994); *Research methods in education.* New York, Routledge, 1994.
- Corrêa, C.; Basto, F. (2001); *Química 12º ano, 2ª parte.* Porto, Porto Editora, 2001.
- Correia, L.; Martins, A.; *Dificuldades de aprendizagem, Que são? Como entendê-las?* Biblioteca Digital, Colecção Educação, Porto Editora. [*on-line*] [consult 2002-11-20].

Disponível *in* http://www.educare.pt/BibliotecaDigitalPE/Dificuldades_de_aprendizagem.pdf

- Fiolhais, C. *et al* (2000); *Física 10º ano*. Lisboa, Didáctica Editora, 2000.
- Freire, P.; Cardoso, H. (2002); *Conceitos de Física Básica em Turmas de Disciplinas de Terceiro Ano Universitário: Análise e Perspectivas*. Departamento de Física, Universidade Federal do Ceará. [*on-line*] [consult 2002-11-15]. Disponível *in* http://www.sbfl.if.usp.br/eventos/epef/viii/trabalhos/autores_sF.htm.
- Gil, V. (1996); *Química 12º ano*. Lisboa, Plátano Editora, 1996.
- Grings, S.; Vieira, R. (1998); *Desenvolvimento de ambiente virtual de aprendizagem interactiva para a capacitação de professores do ensino superior*. Projecto de Pesquisa em Informática na Educação. Brasil, 1998.
- Isaak, M. (1998); *Five major misconceptions about evolution*. [*on-line*] [consult 2002-10-15]. Disponível *in* http://www.talkorigins.org/faqs/faq-misconceptions.html.
- IUPAC (1997); *Compendium of Chemical Terminology*, 2nd edition, 1997.
- Johnstone, A.; Macdonald, J.; Webb, G. (1977); Misconceptions in School Thermodynamics. *Physics Education*, 12 (1977) 248.
- Kamthan, P. (1999); Java Applets in Education. *Internet Related Technologies*, 1999.
- Kesidou, S.; Duit, R. (1993); Students' Conceptions of the Second Law of Thermodynamics - An Interpretive Study. *Journal of Research in Science Teaching*, 30 (1993) 85.
- Kiser, K. (2003); *Solubility Products*. Northland. [*on-line*] [consult 2003-07-01]. Disponível *in* http://www.northland.cc.mn.us/Chemistry/solubility_products.htm
- Lambert, F. (1999); Shuffled Cards, Messy Desks, and Disorderly Dorm Rooms-Examples of Entropy Increase? Nonsense! *Journal of Chemical Education*, 76 (1999) 1385.
- Liptrot, G.; Thompson, J.; Walker, G. (1986); *Modern Physical Chemistry*. London, Bell & Hyman Ltd, 1986.
- Lüdke, M.; André, M. (1986); *Pesquisa em Educação: Abordagens Qualitativas*. São Paulo, Editora Pedagógica Universitária LTDA., 1986.
- Machado, A. (1986); *Termodinâmica Química*, Lições teóricas de Introdução à Química (Química e Bioquímica). Departamento de Química, Faculdade de Ciências do Porto, 1986.
- Mayer, J. (1842); *Annalen der Chemie*, 1842.

- Ministério da Educação (1994); *Ciências Físico-Químicas - Programa 10º ano.* Departamento do Ensino Secundário, 1994.
- Ministério da Educação (1995); *Ciências Físico-Químicas - Programa 11º ano.* Departamento do Ensino Secundário, 1995.
- Ministério da Educação (1995); *Programa da disciplina de Física para o Ensino Secundário - 12º ano.* Departamento do Ensino Secundário, 1995.
- Ministério da Educação (2001); *Física e Química A - Programa 10º ano.* Departamento do Ensino Secundário, 2001.
- Paiva, J. (2002); *As Tecnologias de Informação e Comunicação: Utilização pelos Professores.* Lisboa. [*on-line*] [consult 2002-12-10]. Disponível *in* http://nautilus.fis.uc.pt/cec/estudo/
- Paiva, J.; Gil, V. (2003); Salt solubility and computational simulations. *Journal of Chemical Education* (submited).
- Palavra, A.; Castro, C. (1988); Termodinâmica, suas leis e história. *Boletim da Sociedade Portuguesa de Química,* 31 (1988) 11.
- Papert, S. (1985); *LOGO, Computadores e Educação.* Brasil, 1985.
- Pereira, D. (1988); *A Aprendizagem dos Conceitos de Energia e Entropia no Contexto das Ciências Físicas (Química e Física).* Encontro Nacional de Didácticas e Metodologias de Ensino: Actas. Universidade de Aveiro, (1988) 435.
- Pinto, R.; Amado, M. (1997); *Nova Química, Nova Física 10 Ciências Físico-Químicas 10º ano.* Porto, Areal Editores, 1997.
- Prigogine, I.; Kondepudi, D. (1999); *Termodinâmica - Dos motores térmicos às estruturas dissipativas.* Instituto Piaget, 1999.
- Reger, D.; Mercer, E. (1997); *Química: Princípios e Aplicações, Serviço de Educação.* Lisboa, Fundação Calouste Gulbenkian, 1997.
- Ribeiro, M.; Pereira, D.; Maskill, R. (1990); Reaction and spontaneity: the influence of meaning from everyday language on fourth year undergraduates interpretations of some simple chemical phenomena. *International Journal Science Education,* 12 (1990) 391.
- Rosa, L. (1999); *As Tecnologias de Informação e Comunicação na escola e os Centros de Recursos Educativos. Algumas reflexões.* Universidade Aberta, Comunicação apresentada no painel "Centro de Recursos: um espaço de aprendizagens múltiplas", II Encontro Nacional de Centros de Recursos Educativos, Escola Secundária Emídio Navarro, Almada, 1999.

- Rosmorduc, J. (1983); *De Tales a Einstein - História da Física e da Química.* Lisboa, Editorial Caminho, 1983.
- Santos, M. (1989); *Para uma pedagogia da mudança conceptual. Estudo de orientação epistemológica.* Tese de Mestrado em Educação. Universidade de Lisboa, Departamento da Educação, 1989.
- Santos, M. (1990); *Fundamentos epistemológicos do ensino das Ciências. Comunicação apresentada no CIFOP.* Universidade de Aveiro, 1990.
- Santos, M. (1991 a); *Mudança conceptual na sala de aula. Um desafio pedagógico.* Lisboa, Livros Horizonte, 1991.
- Senge, P., Roberts, C. (1994); *The Fifth Discipline Fieldbook*, Currency Business, 1994.
- Teichert, M.; Stacy, A. (2002); Promoting Understanding of Chemical Bonding and Spontaneity through Student Explanation and Integration of Ideas. *Journal of Research in Science Teaching*, 39 (2002) 464.
- Thomson, W. (1849); *Transactions of the Royal Society of Edimburg*, 16 (1849) 541.
- Wild, M. (1996); Technology Refusal: rationalising the failure of students and beginning teachers to use computers. *British Journal of Educational Technology*. 72 (1996) 134.
- Wright, P. (1974); Against the teaching of Thermodynamics in school. *Education Chemistry*, (1974) 9.


**NOTA:** A esta bibliografia associam-se os *sites* referidos em **3.2.1.** e **3.2.2.**.

# ANEXOS

**Anexo I**

## ROTEIRO DE EXPLORAÇÃO DA PÁGINA: "ENTROPIA E DESORDEM"

**Escola Secundária da Trofa**
Química - 12 ° ano de escolaridade
**Roteiro de exploração da página: "Entropia e Desordem"**
Nomes:_____
_____

**NOTA:** O tempo ao lado é uma estimativa de sequência, para se conseguir o objectivo de concluir este trabalho durante duas aulas (não deixar de seguir o ritmo próprio, apesar destas indicações). No caso de inconclusão, completar em casa ou na escola, via *Internet*, usando o endereço: http://nautilus.fis.uc.pt/cec/teses/delfina/.

## PARTE I

**Leia com atenção o texto sobre entropia e o enunciado da segunda Lei da Termodinâmica. Algumas ideias poderão não ficar ainda bem claras mas a interacção computacional que se seguirá ao texto ajudará.** minuto 0

### Entropia

Para descrever o sentido de uma transformação foi proposta por Rudolf Clausius, uma nova grandeza física denominada entropia, $S$.

A entropia é uma medida do estado de desordem de um sistema. Como os estados desordenados são mais prováveis do que os estados ordenados, existe a tendência dos sistemas evoluírem de um estado de menor entropia para um estado de maior entropia (maior desordem).

$\Delta S_{sist}$ (variação da entropia do sistema)

Para todas as substâncias, as partículas estão mais ordenadas no estado sólido do que no estado líquido e neste mais do que no estado gasoso. Assim, para uma dada quantidade de uma qualquer substância, em iguais condições de pressão e temperatura, a entropia é menor no estado sólido do que no líquido e também é menor neste do que no estado gasoso.

$\Delta S_{ext}$ (variação da entropia do exterior)

Para processos a pressão constante, a troca de energia como calor é igual à variação da entalpia do sistema ($\Delta H_{sist}$). O sinal de $\Delta H_{sist}$ indica-nos o sinal de $\Delta S_{ext}$, pois têm

sinais contrários.

- Se a reacção é exotérmica é $\Delta H_{sist} < 0$ e $\Delta S_{ext} > 0$
- Se a reacção é endotérmica é $\Delta H_{sist} > 0$ e $\Delta S_{ext} < 0$

Se $\Delta H < 0$ a reacção é exotérmica e há libertação de energia do sistema para o exterior. O exterior recebe aquele acréscimo de energia e passam a existir mais níveis de energia por ocupar, logo, maior dispersão, mais desordem pelos diferentes níveis de energia, maior entropia.

O contrário acontece se $\Delta H > 0$, o exterior cede energia e há uma diminuição da desordem pelos diferentes (agora menos) níveis de energia.

**A segunda Lei da Termodinâmica**

A segunda Lei da Termodinâmica relaciona o sentido das transformações espontâneas com o aumento de desordem do universo (aumento de entropia do universo).

Como o universo é constituído pelo sistema e pelo exterior, a variação da entropia do universo ($\Delta S_{univ}$) é: $\Delta S_{univ} = \Delta S_{sist} + \Delta S_{ext}$

A segunda Lei da Termodinâmica pode ser enunciada da seguinte forma:
"Uma reacção química num sistema fechado (não isolado) ocorre até que $\Delta S_{univ}$ atinja o máximo de entropia."

Como $\Delta S_{univ} = \Delta S_{sist} + \Delta S_{ext}$, para avaliar a espontaneidade de uma transformação química, tem de se averiguar os sinais de $\Delta S_{sist}$ e de $\Delta S_{ext}$ e a relação entre $|\Delta S_{sist}|$ e $|\Delta S_{ext}|$.

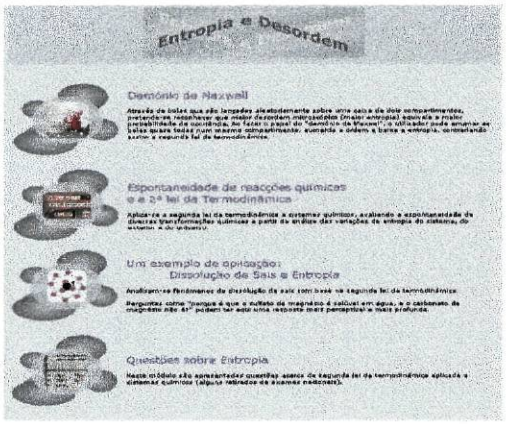
Se num dado processo $\Delta S_{univ} < 0$ significa que o processo não é espontâneo na direcção descrita mas na direcção inversa.

## PARTE II

minuto 10

**Para compreender melhor a segunda Lei da Termodinâmica propõe-se a exploração do conjunto de módulos digitais da página: "Entropia e Desordem". Siga os seguintes passos e responda às questões na folha de respostas.**

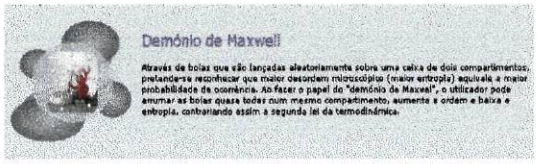
- Clique em *Entropia e Desordem*, passados alguns segundos, aparece a seguinte imagem:



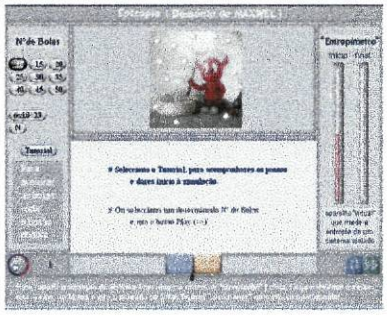

Está agora na página da **Entropia e Desordem**.

## Módulo 1 - DEMÓNIO DE MAXWELL

- Clique em **Demónio de Maxwell**.




- E aparece a seguinte página:




- Seleccione o Tutorial, para acompanhar os passos e dar início à simulação.

**1 - Qual é a probabilidade de 50 bolas caírem no mesmo compartimento da caixa?**

**2** - Clique no **botão** N para saber como se determina a probabilidade.

**3** - Seleccione o botão nº 50  e verifique se chegou ao mesmo valor.

**4** - Clique no botão *play* , para dar início à simulação.

**5** - Para acelerar as bolas rode o botão em baixo à esquerda  .

**6** - Espere até todas as bolas caírem nas caixas  .

**7 - Como é que ficaram distribuídas as bolas? Ficaram todas "arrumadas" num dos compartimentos?**

**NOTA:** É natural que não tenha chegado ao mesmo valor fazendo uma só experiência. Em casa ou noutra circunstância poderá confirmar a previsão feita em 1 repetindo, por exemplo, 20 vezes.

**8** - Observe o "entropímetro" 

(ver "Ajuda", em baixo). **O que acontece à entropia?**

**9** - Agora o "Demónio de Maxwell" vai actuar! 

**10** - Veja a "Ajuda" na página para saber o que é o "Demónio de Maxwell".

**11** - Clique no botão *play*  , para dar início à simulação.

**12** - Clique, largue e desloque a caixa bicompartimentada com o rato.

**13** - Arrume o máximo possível de bolas no mesmo compartimento.

**14 - O que observa no "entropímetro"?**

**15 - O que pode concluir?**

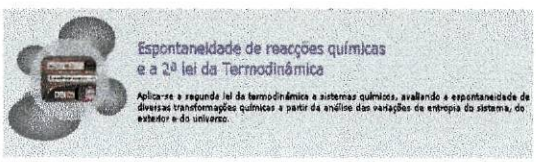
Na simulação existe a "Ajuda" que dá informação mais detalhada sobre entropia.

## Módulo 2 - ESPONTANEIDADE DE REACÇÕES QUÍMICAS E A SEGUNDA LEI DA TERMODINÂMICA

Na simulação anterior refere-se que os sistemas físico-químicos isolados tendem a aumentar a sua desordem espontaneamente, de acordo com a segunda Lei da Termodinâmica. Agora vai analisar-se a espontaneidade de várias reacções químicas.

- Clique em **Espontaneidade de Reacções Químicas e a Segunda Lei da Termodinâmica**.

minuto 20



- E aparece a seguinte página:




- Veja, inicialmente, na "Ajuda" o significado de espontaneidade das reacções químicas.
- Clique em  para analisar a espontaneidade de várias reacções químicas.






- Considerando que cada uma delas ocorrem em sistemas fechados, à pressão de 1 bar e à temperatura de 298 K. Para cada uma das reacções responda às seguintes questões e vá **completando a tabela 1, à medida que decorre a simulação**.

- **A variação da entropia do sistema ($\Delta S_{sist}$) é positiva ou negativa?** Clique em + se aumentou ou em - se diminuiu  . Verifique o que acontece nas barras.



- Clique em  para saber se a reacção é endotérmica ou exotérmica. **A variação da entropia do exterior ($\Delta S_{ext}$) é positiva ou negativa?** Clique em + se aumentou ou em - se diminuiu.



- **A variação da entropia do universo ($\Delta S_{univ}$) é positiva ou negativa?** Clique em + se aumentou ou em - se diminuiu.
- **Esta reacção é espontânea ou não espontânea?** Clique na opção correcta  para verificar se a resposta está certa e a razão da espontaneidade ou da não espontaneidade.

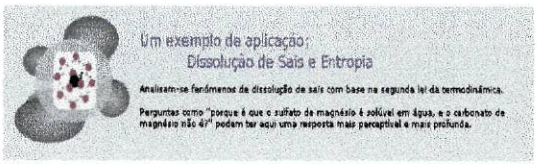
| Processos | $\Delta S_{sist}$ | Reacção endotérmica ou exotérmica? | $\Delta S_{ext}$ | $\Delta S_{univ}$ | É espontânea ou não espontânea? |
|---|---|---|---|---|---|
| $NH_3(g) + HCl(g) \rightleftharpoons NH_4Cl(s)$ | | | | | |
| $C(s) + O_2(g) \rightleftharpoons CO_2(g)$ | | | | | |
| $CaCO_3(s) \rightleftharpoons CaO(s) + CO_2(g)$ | | | | | |
| $3H_2(g) + N_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$ | | | | | |
| $NH_4NO_3(s) + água \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + NO_3^-(aq)$ | | | | | |

**Tabela 1**

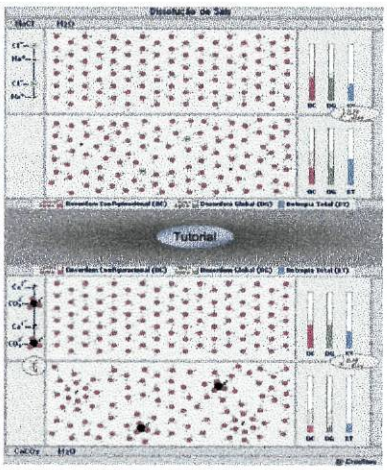
## Módulo 3 - UM EXEMPLO DE APLICAÇÃO: DISSOLUÇÃO DE SAIS E ENTROPIA

- Clique em: **Um exemplo de aplicação: Dissolução de Sais e Entropia**.

minuto 40




- E aparece a seguinte página:

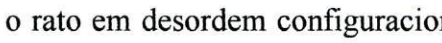



- Seleccione Tutorial para seguir os passos. Veja, em baixo na "Ajuda", como se pode interpretar a dissolução dos sais a partir da segunda Lei da Termodinâmica.

**1** - Esta figura representa o "antes" e o "depois" para a dissolução de igual quantidade de NaCl e $CaCO_3$ em igual quantidade de água, num sistema isolado. Verifique, em baixo na "Ajuda", porque é que é usada esta figura estática.

**2 -** Observe a figura com atenção para conseguir responder à seguinte questão:

"Porque é que o carbonato de cálcio (giz) não é solúvel em água mas o cloreto de sódio (sal das cozinhas) já é?"

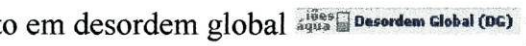
**3 -** Passe com o rato em desordem configuracional 

, para saber o que significa.

**4 - Durante a <u>dissolução do cloreto de sódio</u> o que é que acontece à desordem configuracional dos iões e das moléculas de água?**

**5 -** Passe com o rato em  , para determinar o valor da entalpia de dissolução deste sal.

**6 - O que é que acontece à desordem não configuracional?**

**7 -** Passe o rato em desordem global 

para saber o que significa.

**8 - O que é que acontece à desordem global dos iões e das moléculas de água na dissolução do cloreto de sódio?**

**9 -** Passe o rato em entropia total 

para saber o que significa.

**10 - O que é que acontece à entropia total?**

**11 - Durante a <u>dissolução do carbonato de cálcio</u> o que é que acontece à desordem configuracional dos iões e das moléculas de água?**

**12 -** Passe com o rato em  , para determinar o valor da entalpia de dissolução deste sal (carbonato de cálcio).

**13 - O que é que acontece à desordem não configuracional?**

**14 - O que é que acontece à desordem global dos iões e das moléculas de água, na dissolução?**

**15 - O que é que acontece à entropia total?**

**16 -** Com base nestas observações, tente agora responder à questão inicialmente proposta:

**"Porque é que o carbonato de cálcio (giz) não é solúvel em água mas o cloreto de sódio (sal das cozinhas) já é?"**

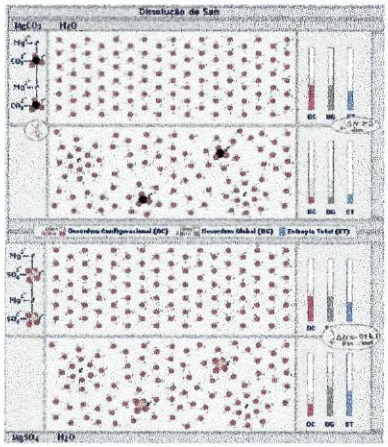
**17 -** Verifique  , em baixo na "Ajuda", para saber porque é que o cloreto de sódio é solúvel em água e porque é que o carbonato de cálcio não é solúvel em água.

**18 -** Chegou-se ao final do Tutorial.

**2ª parte**

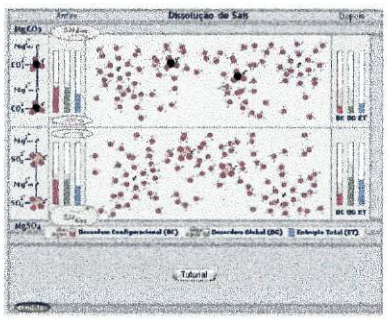
- Vai-se agora analisar outra situação, clique em 

e aparece a seguinte página:



- Clique em 

e observe o que acontece a cada um dos sais. **Verifica alguma diferença entre os sais?**



- Clique em 

e siga os passos da simulação.

**1** - Observe a simulação com atenção para conseguir responder à seguinte questão: "Porque é que o sulfato de magnésio é solúvel em água e o carbonato de magnésio não é?"

**2** - Passe em 

para determinar o valor da entalpia de dissolução de cada sal.

**3** - Como pode verificar, esta simulação é dinâmica. Veja, em baixo na "Ajuda", o significado de Simulação Dinâmica.

**4 - Durante a <u>dissolução do carbonato de magnésio</u> o que é que acontece à desordem não configuracional?**

**5 - E o que é que acontece à desordem configuracional dos iões e das moléculas de água?**

**6 - E o que é que acontece à desordem global dos iões e da água, nesta dissolução?**

**7 - O que é que acontece à entropia total?**

**8 - Durante a <u>dissolução do sulfato de magnésio</u> o que é que acontece à desordem não configuracional?**

**9 - E o que é que acontece à desordem configuracional dos iões e das moléculas de água?**

**10 - O que é que acontece à desordem global dos iões e da água, na dissolução?**

**11 - O que é que acontece à entropia total ?**

**12 - Tente agora responder à questão inicialmente proposta:**

**"Porque é que o sulfato de magnésio é solúvel em água e o carbonato de magnésio não é?"**

**13 -** Confirme a sua resposta, verificando em baixo na "Ajuda", porque é que o sulfato de magnésio é solúvel em água .

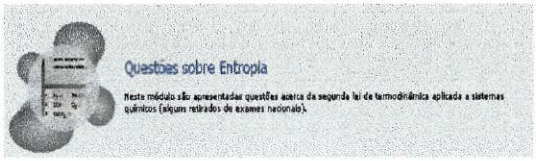
**14 -** Verifique, em baixo na "Ajuda", porque é que o carbonato de magnésio não é solúvel em água .

- Terminou o Tutorial.

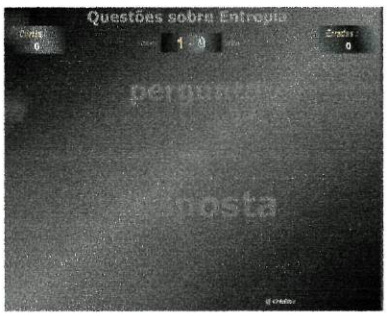
## MÓDULO 4 - QUESTÕES SOBRE ENTROPIA

minuto 60

- Clique em **Questões sobre Entropia**.




- E aparece a seguinte página:




- Para cada uma das questões acerca da segunda Lei da Termodinâmica seleccione a resposta correcta.
- Depois da resposta dada, verifique no écran se a resposta está certa ! ou errada ! .

Clique em Próxima para responder às restantes questões.

- Verifique no final o resultado que obteve e registe o número de questões certas e erradas.
- Para reiniciar este módulo clique em Reiniciar.

minuto 80

**Anexo II**

## FOLHA DE RESPOSTAS

**Escola Secundária da Trofa**
Química - 12 º ano de escolaridade
**Folha de respostas**

Nomes: _____

_____

**Registe nestas folhas as respostas às questões apresentadas no roteiro de exploração do conjunto de módulos digitais da página: "Entropia e Desordem" e a sua opinião relativamente a cada módulo digital.**

## Módulo 1 - DEMÓNIO DE MAXWELL

Responda às questões 1, 7, 8, 14 e 15 deste módulo digital.

## Módulo 2 - ESPONTANEIDADE DE REACÇÕES QUÍMICAS E A SEGUNDA LEI DA TERMODINÂMICA

Complete a tabela 1 à medida que decorre a simulação.

| Processos | $\Delta S_{sist}$ | Reacção endotérmica ou exotérmica? | $\Delta S_{ext}$ | $\Delta S_{univ}$ | É espontânea ou não espontânea? |
|---|---|---|---|---|---|
| $NH_3(g) + HCl(g) \rightleftharpoons NH_4Cl(s)$ | | | | | |
| $C(s) + O_2(g) \rightleftharpoons CO_2(g)$ | | | | | |
| $CaCO_3(s) \rightleftharpoons CaO(s) + CO_2(g)$ | | | | | |
| $3H_2(g) + N_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$ | | | | | |
| $NH_4NO_3(s) + água \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + NO_3^-(aq)$ | | | | | |

**Tabela 1**

## Módulo 3 - UM EXEMPLO DE APLICAÇÃO: DISSOLUÇÃO DE SAIS E ENTROPIA

Responda às questões 4, 6, 8, 10, 11, 13, 14, 15 e 16 da 1ª parte deste módulo digital.

Responda às questões 4, 5, 6, 7, 8, 9, 10, 11 e 12 da 2ª parte deste módulo digital.

## MÓDULO 4 - QUESTÕES SOBRE ENTROPIA

Verifique no final o resultado que obteve e registe o número de questões certas e erradas.

## REGISTE A SUA OPINIÃO RELATIVAMENTE A CADA MÓDULO DIGITAL

**Obrigado pela sua colaboração!**

**Anexo III**

## GUIÃO DA ENTREVISTA

# GUIÃO DA ENTREVISTA

**$Q_1$** - Que idade tem?

**$Q_2$** - Tem computador em casa?

**$Q_3$** - O que faz com o computador em sua casa?

**$Q_4$** - Em que situações já usou o computador na escola, por indicação dos professores?

**$Q_5$** - Compare uma aula em que se utiliza o computador com uma aula tradicional. Qual a que lhe cativa mais? Porquê?

**$Q_6$** - Faça um pequeno comentário sobre o que lhe agradou mais e o que lhe agradou menos, nas duas aulas em que utilizou o conjunto de módulos digitais?

**$Q_7$** - Desenvolveu o conjunto de módulos digitais em grupo ou individualmente? O que lhe pareceu mais adequado? Porquê?

**$Q_8$** - Ao utilizar os módulos digitais os objectivos estavam claros?

**$Q_9$** - O tempo disponibilizado foi suficiente?

**$Q_{10}$** - Qual o módulo digital em que teve mais dificuldades ou que lhe suscitou mais dúvidas? E o que teve menos? Porquê?

**$Q_{11}$** - Pode-me dar a sua opinião acerca de cada módulo digital? *Eu relembro*[10]...

**$Q_{12}$** - O que diz a segunda Lei da Termodinâmica?

**$Q_{13}$** - O que pode concluir após ter utilizado o módulo 1 "Demónio de Maxwell"? *Aquele em que...*

**$Q_{14}$** - Qual é o papel do "Demónio de Maxwell"?

**$Q_{15}$** - O que pode concluir após ter utilizado o módulo 2 "Espontaneidade de Reacções Químicas e a Segunda Lei da Termodinâmica"?

**$Q_{16}$** - Quando é que uma reacção química é espontânea?

**$Q_{17}$** - Uma reacção endotérmica pode ser espontânea? Explique.

**$Q_{18}$** - O que pode concluir após ter utilizado o módulo 3 "Um exemplo de aplicação: Dissolução de Sais e Entropia"?

**$Q_{19}$** - Porque é que num caso se representou uma figura estática e noutro caso uma simulação dinâmica?

**$Q_{20}$** - Porque é que o carbonato de cálcio não é solúvel em água mas o cloreto de sódio já é?

[10] Existem algumas sugestões assinaladas a itálico.

**$Q_{21}$** - Porque é que o sulfato de magnésio é solúvel em água e o carbonato de magnésio não é? *Eu ajudo...*

**$Q_{22}$** - Relativamente ao módulo 4 "Questões sobre Entropia", considera-lo útil? *Porquê?*

**$Q_{23}$** - Quer apresentar algumas sugestões para a melhoria do conjunto de módulos digitais?

**Anexo IV**

# TRANSCRIÇÃO DAS ENTREVISTAS

# TRANSCRIÇÃO DAS ENTREVISTAS

**ALUNO $A_B$**

**E - Que idade tem?**

A - 18.

**E - Tem computador em casa?**

A - Sim.

**E - O que é que costuma fazer com o computador em sua casa?**

A - Trabalhos...*Internet* não, porque não tenho, às vezes quando tenho tempo, também alguns jogos.

**E - E aqui na escola já utilizou o computador na escola, por indicação dos professores?**

A – Sim, em informática.

**E - Compare uma aula em que se utiliza o computador com uma aula tradicional. Qual a que lhe agrada mais? Porquê?**

A - Eu acho que em algumas matérias é mais interessante com computadores, porque não sei...É mais interessante, acho que nós estamos mais incentivados para aprender e que funciona melhor.

**E - Relativamente à aula qual foi o aspecto que lhe agradou mais e o que lhe agradou menos?**

A - Aquela parte das questões acho que era uma boa forma de avaliar os conhecimentos do que tínhamos aprendido ao longo de todos aqueles módulos. Apesar de aquela parte da solubilidade dos sais, acho que estava um pouco confusa para compreender, era mais complicada.

**E - E os restantes módulos digitais?**

A - Acho que estava acessível.

**E - Desenvolveu o conjunto de módulos digitais em grupo ou individualmente?**

A - Foi em grupo.

**E - O que lhe pareceu mais adequado? Porquê?**

A - Sozinha permite-nos avaliar os nossos conhecimentos, em grupo podemos trocar opiniões.

**E - O que prefere?**

A - Acho que em grupo é melhor.

**E - Ao utilizar os módulos digitais os objectivos estavam claros?**

A - Sim, acho que sim.

**E - E o tempo disponibilizado foi suficiente?**

A - Acho que não, foi um bocado curto.

**E - Qual o módulo digital em que teve mais dificuldades ou que lhe suscitou mais dúvidas?**

A - Foi o tal, aquele da solubilidade.

**E - E o que teve menos? Porquê?**

A - O da espontaneidade...e o primeiro também era acessível.

**E - Pode dar-me a sua opinião acerca de cada módulo digital? O que achou do módulo 1 "Demónio de Maxwell"?**

A - Acho que permitia-nos ver a variação da entropia no início e no final e que...e...tipo arranjar uma definição para o significado da entropia. Permitia-nos ver maior/menor desordem, maior ou menor entropia.

**E - Qual é a sua opinião relativamente ao segundo "Espontaneidade de Reacções Químicas e a Segunda Lei da Termodinâmica"?**

A - O segundo acho que também era interessante também nos permitia aplicar conhecimentos anteriores, nós já sabíamos que no estado sólido há maior ordem que no estado gasoso, isso aí já nos permitia ver algumas coisas.

**E - Qual é a sua opinião relativamente ao módulo 3 "Um exemplo de aplicação: Dissolução de Sais e Entropia"?**

A - Assim à primeira vista, nós não chegamos a responder às questões, acho que era um bocado confuso de compreender.

**E - E qual é a sua opinião relativamente ao módulo 4 "Questões sobre Entropia"?**

A - Gostei de aplicar os conhecimentos que tivemos ao longo dos módulos digitais e mesmo doutras matérias.

**E - Relativamente ao módulo 1 "Demónio de Maxwell" qual é o papel do Demónio de Maxwell"?**

A - Pois, isso aí eu não percebi muito bem.

**E - Não repararam que quando o Demónio de Maxwell actuava andavam com o rato a mover a caixa, era para tentar fazer o quê?**

A - Aumentar a ordem e diminuir a entropia.

**E - Relativamente aos fenómenos que acontecem, isso é possível?**

A - Acho que não, o Demónio de Maxwell não existe.

**E - O que pode concluir após ter utilizado o módulo 2 "Espontaneidade de Reacções e a Segunda Lei**

**da Termodinâmica"?**
A - ...Como já disse aquilo do estado sólido a entropia é menor porque as partículas estão mais ordenadas e a espontaneidade...eu acho que nós tivemos pouco tempo para assimilar os conhecimentos, foi assim muito rápido.
**E - Quando é que a reacção é espontânea?**
A - Isso, eu acho que tem a ver com a variação da entropia do universo, que nós sabemos que era igual à variação da entropia do sistema mais a variação da entropia do exterior. Quando fosse maior, não tenho bem a certeza, tínhamos de relacionar com os módulos, e quando a variação de entropia do universo acho que era maior, era espontânea, se fosse menor era não espontânea, tínhamos de ver o módulo e comparar.
**E - Uma reacção endotérmica pode ser espontânea?**
A - Já não me lembro. Não sei.
**E - À partida está à espera que sejam quais as espontâneas? As que libertam ou absorvem energia, ou qualquer uma pode ser?**
A - Na libertação, se não espontânea temos de fornecer energia para...
**E - Então está à espera que as exotérmicas sejam espontâneas?**
A - Não sei.
**E - Das reacções que viram no módulo digital, existiam reacções endotérmicas e exotérmicas, existia alguma reacção que era não espontânea?**
A - Houve, acho que sim.
**E - E não se lembra?**
A - Não.
**E - Eu relembro tinha uma reacção endotérmica espontânea e havia outra que era não espontânea.**
A - Então as reacções exotérmicas e endotérmicas podem ser ou não espontâneas.
**E - O que é que pode concluir acerca do módulo 3 "Um exemplo de aplicação: Dissolução de Sais e Entropia"?**
A - Nós nem chegamos a ler tudo passamos logo para as questões.
**E - Porque é que num caso a figura era estática e noutro caso era uma simulação dinâmica?**
A - Nós nem sequer chegamos a ver.
**E - Relativamente ao módulo 4, o das questões, considera-lo útil?**
A - Acho que sim, pela razão que já disse.
**E - Quer apresentar algumas sugestões para a melhoria do conjunto de módulos digitais?**
A - O módulo 3 devia ser mais claro. Relativamente ao 1 e 2 não tenho nada a dizer, acho que está óptimo. No último acho que quando nós erramos não dizem qual é a resposta certa, acho que devia aparecer a resposta certa e a justificação para nós sabermos porque é que não acertamos.
**E - Obrigado.**

**ALUNO $A_C$**
**E - Que idade tem?**
A - 17.
**E - Tem computador em casa?**
A - Sim.
**E - O que costuma fazer com o computador em sua casa?**
A - Eu faço os resumos da matéria no computador, vou à *Internet* e basicamente é isso.
**E - Em que situações já usou o computador na escola, por indicação dos professores?**
A - Nas aulas de informática e na *Internet*.
**E - Compare uma aula em que se utiliza o computador com uma aula tradicional. Qual a que lhe cativa mais? Porquê?**
A - É assim a aula de hoje é diferente porque não é aquela maçadora, que a pessoa tem de estar ali a meter a matéria na cabeça, é mais lúdica é mais interessante que a pessoa vê figuras, vê tudo a mexer é interessante.
**E - Faça um pequeno comentário sobre o que lhe agradou mais e o que lhe agradou menos, nas duas aulas em que utilizou o conjunto de módulos digitais?**
A - Eu gostei muito do módulo 1, das bolinhas. Eu acho que é interessante a pessoa estar a ver aquilo tudo a mexer e as coisas doutra maneira. Porque nos livros as figuras estão paradas, no computador não, podemos ver a mexer. O que menos me agradou, se calhar o tempo não foi muito para nós vermos tudo com mais pormenor.
**E - Desenvolveu o conjunto de módulos digitais em grupo ou individualmente?**
A - Em grupo.
**E - O que lhe pareceu mais adequado? Porquê?**
A - Em grupo. Eu acho que é melhor porque temos uma opinião de outra pessoa, se calhar é melhor.

**E - Ao utilizar os módulos digitais os objectivos estavam claros?**
A - Sim.
**E - O tempo disponibilizado foi suficiente?**
A - Não, porque alguns chegaram muito atrasados.
**E - Qual o módulo digital em que teve mais dificuldades ou que lhe suscitou mais dúvidas?**
A - O 3, nós não o chegamos a fazer, mas pelo que vi achei um bocadinho confuso.
**E - E o que teve menos dificuldades?**
A - O primeiro. É um espectáculo.
**E - Pode dar-me a sua opinião acerca de cada módulo digital? Porque é que gostou muito do primeiro?**
A - Era giro tentar apanhar as bolas para uma caixa só, era interessante e depois vermos que a desordem no início era maior e se tentássemos pôr só numa caixa a ordem era maior, era giro.
**E - Qual é a sua opinião acerca do módulo 2 "Espontaneidade de Reacções Químicas e a Segunda Lei da Termodinâmica"?**
A - Este já era mais sério, este já tinha de pensar mais se era maior do que zero ou menor do que zero; relacionar a temperatura, se era endotérmica se era exotérmica. Já tínhamos de pensar mais, mas era interessante. Esse aí para aprender em termos de entropia tínhamos de pensar mais do que o outro, tínhamos de raciocinar, enquanto que o outro já víamos se era maior ou menor já dava para concluir mais rapidamente.
**E - Qual é a sua opinião relativamente ao módulo 3 "Um exemplo de aplicação: Dissolução de Sais e Entropia"?**
A- Esse aí nem sei, porque não fizemos mesmo, passamos mesmo à frente.
**E - Qual é a sua opinião acerca do módulo 4 "Questões sobre Entropia"?**
A- Esse achei interessante dava para testar os nossos conhecimentos, se realmente valeu a pena estarmos a percorrer aqueles módulos todos, chegar ao fim e não acertar nenhuma era a mesma coisa que não fazer nada.
**E - O que diz a segunda Lei da Termodinâmica?**
A - Sei que a entropia mede a desordem. A segunda Lei da Termodinâmica relaciona a temperatura com a variação de entropia exterior. Eu percebi aquela parte que se a temperatura é maior do que zero a variação de entropia do exterior é menor e vice-versa. Depois que a variação de desordem do exterior e do sistema é igual à variação da do universo. A variação da entropia do universo tende a ser maior do que zero. Eu li numa das questões, dizia que, acho que era de verdadeiro ou falso, o universo tende mais para a desordem do que para a ordem e a entropia do universo tende a aumentar.
**E - No primeiro módulo digital, qual é o papel do "Demónio de Maxwell"?**
A - Agrupar as...ou não era desagrupar, nós é que tínhamos de agrupar, nós tínhamos que contrariar...
**E - Contrariar o quê?**
A - A desordem.
**E - Então qual é o papel do Demónio de Maxwell?**
A - Era desordenar, ou então...se calhar era ordenar no mesmo caixote.
**E - O que pode concluir após ter utilizado o módulo 2 "Espontaneidade de Reacções Químicas e a Segunda Lei da Termodinâmica"?**
A - Espontaneidade...não sei...nós tínhamos de relacionar se era endo ou exo com a variação de entropia do exterior com a do sistema e ver se a do universo também era maior do que zero. Tinha na "Ajuda" vários tópicos que dizia se as duas fossem maior do que zero, que a do universo também era e que ocorria espontaneamente e a outra era ao contrário. Depois temos de ver o módulo de cada uma delas para ver se fosse maior a do exterior que a do sistema era espontânea.
**E - Então quando é que uma reacção química é espontânea?**
A - Eu acho que é quando a variação de entropia do universo é maior que zero.
**E - Verificou a existência de reacções endotérmicas e exotérmicas. Quais as reacções que são espontâneas, as endotérmicas ou as exotérmicas, ou as duas poderão ser?**
A - As exotérmicas porque é assim, as endotérmicas nós temos que dar calor para elas ocorrerem, por isso, eu acho que as exotérmicas é que ocorreriam mais espontaneamente...mas não sei.
**E - Nos exemplos existiam duas reacções endotérmicas, lembra-se se eram espontâneas ou não espontâneas?**
A - Eu acho que sim, não sei, eu sei que havia uma que não ocorria espontaneamente.
**E - Uma era endotérmica não espontânea e outra espontânea, então o que pode concluir?**
A - Então também podem ser espontâneas. O que interessa é a variação de entropia do universo.
**E - Chegou a desenvolver o módulo 3?**
A - Não.
**E - Porque é que num caso se representou uma figura estática e noutro caso uma simulação dinâmica?**
A- Não sei, não cheguei a ver isso.
**E - Relativamente ao módulo 4, o das questões, achou-o importante?**
A - Sim.

**E - Porquê?**
A - Porque servia para testar se nós tínhamos adquirido algum conhecimento dos módulos anteriores. Porque nós podíamos chegar ao fim e pensar será que sei, será que não sei?
**E - A que conclusão chegou?**
A - Não sei, algumas coisas sabíamos mais outras menos, por exemplo, as questões de solubilidade errámos quase todas, nós errámos quatro.
**E - Quer apresentar algumas sugestões para a melhoria do conjunto de módulos digitais?**
A - Acho que não, não sei. Se calhar o acesso às respostas, ao carregar logo no N vimos logo a probabilidade...dava logo a resposta, mas eu acho que estava bem representado.
**E - O que alteraria no módulo 2?**
A - Acho que está bem, vê-se a quantidade de entropia e depois o + ou - serve para ver o que nós achámos se aumenta se diminui, acho que está bem.
**E - Em relação ao módulo da dissolução de sais, o que tiveram mais dificuldades, o que alteraria para não ser tão difícil?**
A - Eu sinceramente, eu não sei, se é difícil ou não, há primeira vista parecia, porque tinha muitas caixinhas mas como nós não seguimos o roteiro, porque tínhamos pouco tempo, se calhar ele até não era complicado só que o tempo é que foi pouco.
**E - O que alteraria no módulo 4?**
A - É assim, eu inicialmente pensei que quando déssemos a resposta errada iria aparecer a resposta certa mas depois pensei que não, nós nem nos íamos dar ao trabalho de ver tudo de novo para tentar fazer outra vez, por isso, eu acho que está bem assim.
**E - Obrigado.**
A - De nada.

**ALUNO $A_D$**
**E - Que idade tem?**
A - 17 anos.
**E - Tem computador em casa?**
A - Tenho.
**E - O que faz com o computador em sua casa?**
A - Trabalhos, jogar computador, ir à *Internet*.
**E - E aqui na escola é usual utilizar os computadores por indicação dos professores?**
A - De vez em quando.
**E - Normalmente o que fazem?**
A - Procurar qualquer coisa na *Internet*.
**E - Compare uma aula em que se utiliza o computador com uma aula tradicional. Qual a que lhe cativa mais? Porquê?**
A - Com computador é mais prática, gosto mais.
**E - Faça um pequeno comentário sobre o que lhe agradou mais e o que lhe agradou menos, na aula em que utilizou o conjunto de módulos digitais?**
A - Gostei, acho que foi prática compreende-se melhor a matéria.
**E - Desenvolveu o conjunto de módulos digitais em grupo ou individualmente?**
A - Em grupo.
**E - O que lhe pareceu mais adequado? Porquê?**
A - Em grupo. Porque é melhor estamos mais juntas, fazer sozinho é mais solitário.
**E - Ao utilizar os módulos digitais os objectivos estavam claros?**
A - Sim, mais ao menos, o módulo 3 é que era o mais...
**E - E o tempo disponibilizado foi suficiente?**
A - Deveria ser mais.
**E - Qual o módulo digital em que teve mais dificuldades ou que lhe suscitou mais dúvidas?**
A - O módulo 3.
**E - Porquê?**
A - Era mais teórico, acho que era mais complicado de perceber.
**E - E o que teve menos?**
A - O primeiro.
**E - Pode dar-me a sua opinião acerca de cada módulo digital? O que achou do módulo 1?**
A - O módulo 1 era engraçado.
**E - O que alteraria nesse módulo?**
A - Está bem assim.

**E - O que achou do módulo 2 "Espontaneidade de Reacções Químicas e a Segunda Lei da Termodinâmica?**
A - O módulo 2 está bem feito.
**E - Tem alguma sugestão para melhorar este módulo?**
A - Não.
**E - Qual é a sua opinião relativamente ao módulo 3 "Um exemplo de aplicação: Dissolução de Sais e Entropia"?**
A - É mais difícil, é mais teórico, a matéria é mais teórica, portanto é mais difícil.
**E - O que alteraria neste módulo?**
A - Alterar não sei. A matéria já de si é teórica e assim já está muito mais facilitada. Não sei outra maneira de facilitar.
**E - O problema está nos conceitos?**
A - Sim.
**E - Qual é a sua opinião relativamente ao último módulo, o das questões?**
A - Acho que é útil.
**E - Neste módulo faria alguma alteração?**
A - Não. Só que devia ter as respostas certas quando errássemos.
**E - O que diz a segunda Lei da Termodinâmica?**
A - Não sei. É a tendência dos sistemas de se espalharem, desordenarem.
**E - O que pode concluir após ter utilizado o módulo 1 "Demónio de Maxwell"?**
A - Numa primeira situação havia mais desordem e depois ordem.
**E - O que acontecia à entropia?**
A - A entropia aumentava com a desordem e diminuía com a ordem.
**E - Qual é o papel do "Demónio de Maxwell"?**
A - Diminuir a entropia.
**E - No segundo módulo digital quando é que uma reacção química é espontânea?**
A - Quando ocorre sem interferirmos.
**E - Só isso. O que estiveram a analisar nesse módulo digital?**
A - A entropia do sistema, a do exterior e a do universo.
**E - Para o que é que olhava para ver se a reacção é ou não espontânea?**
A - A entropia do universo.
**E - Quando é que dizia que era espontânea?**
A - Quando é maior do que zero.
**E - Uma reacção endotérmica pode ser espontânea?**
A - Não.
**E - Porquê?**
A - A única que nós demos endotérmica não era espontânea.
**E - Havia duas?**
A - Há, uma era espontânea e a outra não espontânea, então podem ser as duas.
**E - Relativamente ao módulo 3, porque é que num caso se representou uma figura estática e noutro caso uma simulação dinâmica?**
A - Não sei, víamos a temperatura.
**E - Não havia termómetro lá.**
A - Pois fomos ver a variação de entalpia, numa é aproximadamente igual a zero e na outra é aproximadamente igual a - 91...Então quer dizer que não havia praticamente agitação nenhuma ali e na de variação de entalpia igual a - 91 era exotérmica e havia libertação de energia.
**E - Porque é que o carbonato de cálcio não é solúvel em água mas o cloreto de sódio já é?**
A - É por causa da entropia, num aumentava e noutro diminuía.
**E - Em qual é que aumentava e em qual é que diminuía?**
A - Aumentava no solúvel, o cloreto de sódio e diminuía no insolúvel, o carbonato de cálcio.
**E - Porque é que o sulfato de magnésio é solúvel em água e o carbonato de magnésio não é?**
A - Era onde havia mais agitação que era mais solúvel.
**E - Porquê?**
A - Devia ser devido à entropia.
**E - O que acontece à entropia?**
A - Aumenta.
**E - Relativamente ao módulo 4 "Questões sobre Entropia", considera-lo útil?**
A - É importante.
**E - Obrigado.**

**ALUNO $A_E$**

**E - Que idade tem?**

A - 18.

**E - Tem computador em casa?**

A - Sim.

**E - O que faz com o computador em sua casa?**

A - Passar relatórios basicamente, às vezes jogo um bocadinho só.

**E - Em que situações já usou o computador na escola, por indicação dos professores?**

A - Nas aulas de I.T.I..

**E - Compare uma aula em que se utiliza o computador com uma aula tradicional. Qual a que lhe cativa mais? Porquê?**

A - Se calhar a dos computadores é mais engraçada, uma pessoa tem mais curiosidade em estar a mexer naquilo do que estar aqui numa aula, sempre a ouvir o professor, se for muito teórica começa a ficar um bocado seca.

**E - Faça um pequeno comentário sobre o que lhe agradou mais e o que lhe agradou menos, nas duas aulas em que utilizou o conjunto de módulos digitais?**

A - Em relação à aula gostei muito, por acaso foi muito interessante. Em relação aos módulos acho que foi o terceiro aquele dos sais, ao princípio é que não percebi muito bem mas depois ainda conseguimos fazer.

**E - Pode dar-me a sua opinião acerca de cada módulo digital? O que achou do módulo "Demónio de Maxwell"?**

A - Gostei, foi interessante tentar apanhar as bolinhas só numa caixinha o máximo, por acaso, foi fixe.

**E - Quer apresentar algumas sugestões para a melhoria deste módulo digital?**

A - Acho que não.

**E - E o módulo 2 "Espontaneidade de Reacções Químicas e a Segunda Lei da Termodinâmica", o que achou dele?**

A - Também foi fixe, porque se errasse dizia que está errado e conseguia perceber porque é que errou e tinha sempre a "Ajuda" em baixo também para nos explicar, estava interessante.

**E - Neste módulo tem alguma sugestão para o melhorar?**

A - Não.

**E - O que achou do módulo 3 "Um exemplo de aplicação: Dissolução de Sais e Entropia"?**

A - O módulo 3 no princípio não percebíamos pela questão do Português o que queria dizer, mas depois conseguimos resolver. Não estávamos a perceber, mesmo o próprio desenho, o que é queria dizer mas depois a professora foi lá e explicou.

**E - O que se poderia fazer para melhorar este módulo?**

A - Eu acho que se calhar é mais da nossa parte, a gente ler melhor o que está na introdução a querer explicar o que é que vem, dizia não é, mas nós avançamos logo, a gente não olha, parte do erro é nosso. E se calhar a introdução deveria chamar mais a atenção, por exemplo, a negrito, assim lê a introdução e percebe o resto da experiência.

**E - O que achou do módulo 4 "Questões sobre Entropia"?**

A - É interessante faz-nos jeito para nós, para exame nacional.

**E - Tem alguma sugestão para melhorar este módulo?**

A - Não. Se calhar era só pôr mais questões mesmo.

**E - Ao utilizar os módulos digitais os objectivos estavam claros?**

A - Sim.

**E - O que diz a segunda Lei da Termodinâmica?**

A - Tem a ver com a variação da entropia do universo fiquei a perceber que a variação é dada pela variação do sistema e do meio exterior. Essa parte fiquei a saber e fiquei a perceber mais ao menos o que é que era a variação do exterior e do sistema, assim por alto, porque ainda não estive a estudar.

**E - O que pode concluir após ter utilizado o módulo 1 "Demónio de Maxwell"?**

A - São proporcionais, quanto maior a entropia maior a variação da entropia do universo. Acho que é assim...

**E - No módulo 1, que acontecia inicialmente às bolas na primeira parte?**

A - Estavam desordenadas.

**E - O que acontecia à entropia?**

A - A entropia aumentava.

**E - Na segunda parte, o que acontecia?**

A - Na segunda parte a ordem está a aumentar e a entropia desce.

**E - O que pode concluir?**

A - Quanto maior a ordem menor a entropia.

**E - Qual é o papel do "Demónio de Maxwell"?**

A - ...

**E - Quando é que começava a actuar?**
A - Quando a gente estava a mexer nas caixas.
**E - O que estavam a tentar fazer?**
A - Estávamos a ordenar o sistema e a contrariar a segunda Lei.
**E - Quando é que a reacção é espontânea?**
A - Quando a variação de entropia do sistema era maior do que zero, a variação do exterior é menor do que zero, a variação de entropia do universo é maior do que zero.
**E - Mas havia situações que mudava, o que é que olhavam preferencialmente?**
A - Era quando a variação de entropia do universo era maior do que zero, a reacção seria espontânea.
**E - As reacções endotérmicas e exotérmicas podem ser ambas espontâneas?**
A - Podem ser, quer uma quer outra.
**E - Relativamente ao módulo 3 porque é que num caso se representou uma figura estática e noutro caso uma simulação dinâmica?**
A - É por causa da variação de entalpia ser aproximadamente igual a zero na figura estática e é - 91 kJ na dinâmica.
**E - Porque é que o carbonato de cálcio não é solúvel em água mas o cloreto de sódio já é?**
A - É solúvel por causa da entropia.
**E - O que acontecia à entropia do cloreto de sódio?**
A - Diminuía, ai não aumentava a entropia, já não me lembro. Ai...sei que a água diminuía e a dos iões aumentava. No cloreto de sódio, a desordem vai aumentar e aumenta a entropia.
**E - Porque é que o sulfato de magnésio é solúvel em água e o carbonato de magnésio não é?**
A - Pela mesma razão, a entropia também aumentava por causa da agitação.
**E - Obrigada.**

ALUNO $A_L$
**E - Que idade tem?**
A - 18.
**E - Tem computador em casa?**
A - Não.
**E - Aqui na escola já usou o computador, por indicação dos professores?**
A - Em ITI, uma disciplina do 12º ano.
**E - Compare uma aula em que se utiliza o computador com uma aula tradicional. Qual a que lhe cativa mais?**
A - A tradicional.
**E - Porquê?**
A - Não sei, se calhar por estar mais habituada.
**E - Faça um pequeno comentário sobre o que lhe agradou mais e o que lhe agradou menos.**
A - Achei interessante a aula com o computador.
**E - Ao utilizar os módulos digitais os objectivos estavam claros?**
A - Percebiam-se.
**E - E o tempo disponibilizado foi suficiente?**
A - Poderia ser mais.
**E - Qual o módulo digital em que teve mais dificuldades ou que lhe suscitou mais dificuldades?**
A - O 4.
**E - E o que teve menos?**
A- Se calhar foi o 2, gostei bastante do 2, se calhar foi o que gostei mais.
**E - Pode dar-me a sua opinião acerca de cada módulo digital? O que achou do primeiro?**
A - Gostei.
**E- Tem alguma sugestão para melhorar o módulo?**
A - Não, acho que está bem assim, não tenho nenhuma sugestão.
**E - O que achou do módulo 2 "Espontaneidade de Reacções Químicas e a Segunda Lei da Termodinâmica"?**
A - O módulo 2 foi o que eu gostei mais, acho que está bem assim.
**E - O que achou do módulo 3 "Um exemplo de aplicação: Dissolução de Sais e Entropia"?**
A - Este aqui achei um bocado complicado à primeira vista, mas depois percebi, com a ajuda da professora. Porque havia coisas que nós não sabíamos bem o que queriam dizer.
**E - Então o que é que acha que deveria ser feito para se tornar mais fácil?**
A - Não sei. Também tem a "Ajuda" no final que tem as definições das...Não sei, acho que está bem assim.
**E - O que achou do último módulo, o das questões?**

A - Não sei muito bem.
**E - É importante ele existir?**
A - Acho que sim.
**E - Tem alguma sugestão para melhorar este módulo?**
A - Não. Normalmente é o que costuma aparecer nos testes. É assim de escolha múltipla de verdadeiro e falso.
**E - O que diz a segunda Lei da Termodinâmica?**
A - A segunda Lei da Termodinâmica...relaciona o sentido das transformações espontâneas com o aumento da entropia do universo.
**E - O que pode concluir após ter utilizado o módulo 1 "Demónio de Maxwell"?**
A - A entropia na segunda parte diminuía...maior desordem, maior entropia, maior ordem, menor entropia.
**E - Qual é o papel do "Demónio de Maxwell"?**
A - Era contrariar a lei, ia diminuir a entropia.
**E -Relativamente ao módulo 2 "Espontaneidade de Reacções Químicas e a Segunda Lei da Termodinâmica", quando é que uma reacção química é espontânea?**
A - Se a entropia aumentar no sentido directo, ela será espontânea nesse sentido.
**E - Qual entropia?**
A - Era a do exterior.
**E - Só a do exterior?**
A - Não, a variação de entropia do universo.
**E - O que é a variação de entropia do universo?**
A - É a soma da variação da entropia do exterior mais a variação da entropia do sistema. A reacção é espontânea quando a entropia do universo aumenta.
**E - Como sabe existem reacções endotérmicas e exotérmicas. Uma reacção endotérmica pode ser espontânea? E uma reacção exotérmica?**
A - Acho que podem ser as duas.
**E - No módulo 3 porque é que num caso se representou uma figura estática e noutro caso uma simulação dinâmica?**
A - Era figura estática porque a variação de entalpia era igual a zero. Era figura dinâmica porque a variação de entalpia é diferente de zero.
**E - Porque é que o carbonato de cálcio não é solúvel em água mas o cloreto de sódio já é?**
E - Na figura estática havia um solúvel e outro não. Tinha a ver com a entropia, onde a entropia aumentava era solúvel.
**E - Porque é que o sulfato de magnésio é solúvel em água e o carbonato de magnésio não é?**
A - Era no que havia maior agitação, maior entropia era solúvel.
**E - Relativamente ao módulo 4 "Questões sobre Entropia", considera-lo útil?**
A - Achei interessante, mas não consegui fazer tudo.
**E - Obrigado.**
A - De nada.

**ALUNO $A_O$**
**E - Que idade tem?**
A - 17.
**E - Tem computador em casa?**
A - Sim.
**E - O que faz com o computador em sua casa?**
A - Vou para a *Internet*.
**E - Em alguma situação já usou o computador na escola, por indicação dos professores?**
A - Não.
**E - Compare uma aula em que se utiliza o computador com uma aula tradicional. Qual a que lhe cativa mais? Porquê?**
A - Gosto mais das aulas normais, porque com o computador depende do tipo de programa que se utilizar. Hoje de manhã até achei interessante, mas a partir do terceiro começou a dar-me a volta à cabeça, mas os outros eram engraçados, até gostei.
**E - Faça um pequeno comentário sobre o que lhe agradou mais e o que lhe agradou menos, nas duas aulas em que utilizou o conjunto de módulos digitais.**
A - Gostei muito do primeiro, o que me agradou menos foi o terceiro.
**E - Desenvolveu o conjunto de módulos digitais em grupo ou individualmente?**
A - Em grupo.

**E - O que lhe pareceu mais adequado?**
A - Em grupo é...interessante, porque individual é mais...assim em grupo podemos conversar e tirar ideias uns dos outros.
**E - Ao utilizar os módulos digitais os objectivos estavam claros?**
A - Sim, estavam claros.
**E - O tempo disponibilizado foi suficiente?**
A - Não chegamos bem a acabar.
**E - Qual o módulo digital em que teve mais dificuldades ou que lhe suscitou mais dúvidas? E o que teve menos? Porquê?**
A - O módulo 3 é o mais difícil e o módulo 1 é o mais fácil.
**E - Pode dar-me a sua opinião acerca de cada módulo digital? O que achou do módulo 1 "Demónio de Maxwell"?**
A - Achei interessante dá para ter uma ideia geral acerca da teoria, gostei muito.
**E - O que achou do módulo 2 "Espontaneidade de Reacções Químicas e a Segunda Lei da Termodinâmica"?**
A - Achei interessante e achei engraçado.
**E - O que achou do módulo 3 "Um exemplo de aplicação: Dissolução de Sais e Entropia"?**
A - É um bocado difícil de compreender, mas...compreende-se.
**E - E o que achou do módulo 4 "Questões sobre Entropia"?**
A - Esse aí até errámos muitas, só acertámos 4.
**E - O que pode concluir após ter utilizado o módulo 1 "Demónio de Maxwell"?**
A - Eu lembro-me nós tínhamos de meter as bolas só num compartimento, um número e aquilo depois variava, quantas mais bolas tivessem num a entropia descia. Depois tinha maior ordem e a entropia era menor.
**E - Qual é o papel do "Demónio de Maxwell"?**
A - Eu estive lá a ler, é o senhor lá que metia a ordem.
**E - Como é que no módulo conseguiu impor ordem?**
A - Ao mexer no rato na caixa.
**E - Quando é que uma reacção química é espontânea?**
A - Acho que é...quando a variação de entropia do universo é maior do que zero.
**E - As reacções endotérmicas e exotérmicas, qualquer uma delas, pode ser espontânea?**
A - Não. Se a variação de entalpia fosse negativa então a variação do exterior era positivo, era ao contrário.
**E - Ser endotérmica ou exotérmica espontânea só depende da variação de entropia do exterior?**
A - Acho que não.
**E - Depende de que mais?**
A - Não estou a chegar lá.
**E - Há pouco disse que para a reacção ser espontânea depende da variação de entropia do universo.**
A - Então também depende do sistema.
**E - O que pode concluir após ter utilizado o módulo 3 "Um exemplo de aplicação: Dissolução de Sais e Entropia"?**
A - Fizemos só o primeiro.
**E - Porque é que num caso se representou uma figura estática e noutro caso uma simulação dinâmica?**
A - Nós chegamos a ler mas não percebemos muito bem, está tudo bem explicado, só que não consegui chegar lá. A linguagem andava muito às voltas não ia logo directo ao assunto.
**E - Relativamente ao módulo 4 "Questões sobre Entropia", considera-lo útil?**
A - Sim.
**E - Porquê?**
A - Tinha algumas respostas que não sabíamos e lá descobrimos o que é que é, dava jeito.
**E -Quer apresentar algumas sugestões para a melhoria do conjunto de módulos digitais? Relativamente ao módulo 1, o que alteraria?**
A - Está bom.
**E - O que alteraria no módulo 2 "Espontaneidade de Reacções Químicas e a Segunda Lei da Termodinâmica"?**
A - Está bom. Era uma questão de estudar, eu tive dois testes...percebia-se bem, mais ao menos a meio já dominava tudo.
**E - E o que alteraria no módulo 3?**
A - O módulo 3 deixámos a meio.
**E - O que poderia ser alterado para melhorar este módulo?**
A - A linguagem podia ser alterada e o modo de explicar ser mais directo.
**E - Tem alguma sugestão para melhorar o módulo 4 "Questões sobre Entropia"?**

A - Não, está bom, está explícito.
**E - Obrigado.**
A - De nada.

**ALUNO $A_Q$**
**E - Que idade tem?**
A - 17.
**E - Tem computador em casa?**
A- Tenho.
**E - O que faz com o computador em sua casa?**
A - Às vezes trabalhos quando é preciso para a escola, jogar computador de vez em quando.
**E - Em que situações já usou o computador na escola, por indicação dos professores?**
A - ...Indicação dos professores não é costume, é mais em casa quando é preciso investigar alguma coisa, os professores dizem eu investigo em casa.
**E - Compare uma aula em que se utiliza o computador com uma aula tradicional. Qual a que lhe agrada mais?**
A - É com o computador. É mais interessante variar de vez em quando.
**E - Porquê?**
A - Não sei, nós estamos a errar e aprender, como é que se diz, aplicamos o que aprendemos, não sei. Acho que é mais cansativa a aula quando é a professora a dar é mais maçador.
**E - Faça um pequeno comentário sobre o que lhe agradou mais e o que lhe agradou menos, na aula em que utilizou o conjunto de módulos digitais?**
A - O que me agradou mais...não sei...bem o estar a interagir com os meus colegas.
**E - E o que agradou menos?**
A - Estar um bocado pressionada por causa do tempo.
**E - Desenvolveu o conjunto de módulos digitais em grupo ou individualmente?**
A - Em grupo.
**E - O que lhe pareceu mais adequado? Porquê?**
A - Em grupo ou em individual? Há várias opiniões, se calhar individual...em grupo se calhar trocamos mais ideias e se calhar as respostas são mais certas, não sei.
**E - Ao utilizar os módulos digitais os objectivos estavam claros?**
A - No primeiro sim, no segundo era o das reacções também, no terceiro é que eu já não fui lá ter tão rapidamente e o das perguntas também se percebia bem.
**E - Qual o módulo digital em que teve mais dificuldades ou que lhe suscitou mais dúvidas?**
A - O terceiro.
**E - E o que teve menos?**
A - O primeiro.
**E - Porquê?**
A - Eu percebi logo o que era para fazer, percebi logo que era por causa das caixas, que tínhamos de pôr mais bolas numa caixa, foi o mais fácil, não sei.
**E - Pode dar-me a sua opinião acerca de cada módulo digital? Qual é a sua opinião relativamente ao módulo 1 "Demónio de Maxwell"?**
A - O módulo 1 achei mais fácil mas não sei porque é que estava ali o Demónio de Maxwell.
**E - Na segunda parte desse módulo digital, porque é que estava a mover a caixa?**
A - Para tentar aumentar a ordem e diminuir a entropia.
**E - Existe essa tendência?**
A - Não, existe tendência para a desordem, então o Demónio está a contrariar a tendência de ir para a desordem.
**E - Qual é a sua opinião relativamente ao módulo 2 "Espontaneidade de Reacções Químicas e a Segunda Lei da Termodinâmica"?**
A - Sinceramente eu não percebi muito bem esta parte, percebi que tinha a ver com os estados físicos...
**E - Qual era o objectivo?**
A - Saber se era espontânea.
**E - E como é que sabiam isso?**
A - Pela variação de entropia do sistema.
**E - Só a do sistema?**
A - Existe a do exterior e a do universo.
**E - Quando é que a reacção é espontânea?**
A - Quando a variação de entropia do universo é positiva.

**E - Qual é a sua opinião acerca deste módulo digital?**
A - Agora fiquei a perceber melhor, também é interessante.
**E - Qual é a sua opinião relativamente ao módulo 3 "Um exemplo de aplicação: Dissolução de Sais e Entropia"?**
A - Era o que eu não apanhava...um bocado mais complicado.
**E - Chegaram a fazer os passos todos?**
A - Não, não acabamos.
**E - Porque é que num caso se representou uma figura estática e noutro caso uma simulação dinâmica?**
A - Era para nós vermos a desordem.
**E - Porque é que a figura é estática?**
A - Já não me lembro.
**E - Qual é a sua opinião relativamente ao módulo das questões sobre entropia?**
A - Nesse nós fizemos muito rápido, nem deu para perceber bem. Achei que este aqui que as respostas quando nós errámos que deveria aparecer a certa, para nós sabermos o que tínhamos mal no raciocínio.
**E - Considera-o útil?**
A - É, para nós testarmos o que aprendemos dos outros.
**E - Quanto à espontaneidade das reacções endotérmicas e exotérmicas. Todas as reacções podem ser espontâneas?**
A - Umas endotérmicas eram, outras não.
**E - Quando é que não é espontânea?**
A - Quando a variação de entropia do universo é menor do que zero.
**E - O que diz a segunda Lei da Termodinâmica?**
A - Tem a ver com as variações do sistema e com a variação do exterior, ou variação do universo. A variação de entropia do universo é igual à variação de entropia do sistema e do exterior.
**E - O que diz a segunda Lei da Termodinâmica acerca da variação da entropia do universo?**
A - A variação de entropia do universo tem tendência a ser maior que zero.
**E - Quer apresentar algumas sugestões para a melhoria do conjunto de módulos digitais? No módulo 1 o que faria?**
A - No módulo 1, como eu não percebi logo o objectivo do Demónio, se calhar tornava mais claro o objectivo do Demónio.
**E - E relativamente ao módulo 2, o que melhoraria?**
A - ...Acho que não mexia nele.
**E - E no módulo 3, o que faria?**
A - Tinha que mudar alguma coisa para nós percebemos. Agora o quê? Talvez aqui isto aqui dos iões e da água. No início não percebia que a de cima era a dos iões e a outra parte era da água...A da figura estática essa também não percebi.
**E - Mas o que é que faria?**
A - Se calhar na imagem, para nós compreendermos melhor...ter mais informação na imagem...percebi esta parte da desordem configuracional e global.
**E - O que alteraria no último módulo "Questões sobre Entropia"?**
A - Acrescentar as respostas, a explicação, mal nós errássemos aparecia a resposta certa e porquê, e a explicação.
**E - Obrigado.**
A - De nada.

**ALUNO $A_S$**
**E - Que idade tem?**
A - 17.
**E - Tem computador em casa?**
A - Tenho.
**E - O que faz com o computador em sua casa?**
A- Fazer trabalhos, jogar um bocadinho, ouvir música, estudar.
**E - Já usou o computador na escola, por indicação dos professores?**
A - Um bocadinho, mas mais para trabalhos.
**E - Compare uma aula em que se utiliza o computador com uma aula tradicional. Qual a que lhe cativa mais?**
A - Por exemplo, hoje gostei mais de trabalhar no computador.
**E - Mas porquê?**
A - Porque neste caso nós é que estávamos a descobrir o que era, acho que é mais interessante do que estarem

a dizer mesmo o que é que é as coisas.

**E - Faça um pequeno comentário sobre o que lhe agradou mais e o que lhe agradou menos, nas duas aulas em que utilizou o conjunto de módulos digitais ?**

A - O que me agradou mais foi ser diferente e sermos nós a tentar descobrir o que é, neste caso, a entropia.

**E - O que menos lhe agradou?**

A - Às vezes não percebia o que tinha de fazer.

**E - Então o roteiro não era suficiente?**

A - Se calhar era suficiente só que eu é que não percebia o que estava lá.

**E - Desenvolveu o conjunto de módulos digitais em grupo ou individualmente?**

A - Foi em grupo.

**E - O que lhe pareceu mais adequado?**

A - Eu gosto mais em grupo.

**E - Porquê?**

A - Porque assim estamos a trocar ideias, se estiver alguma coisa errada a colega pode dizer.

**E - Ao utilizar os módulos digitais acha que os objectivos estavam claros?**

A - Achei.

**E - O tempo disponibilizado foi suficiente?**

A - O tempo é que não foi muito, mas nós também chegámos atrasadas.

**E - Qual o módulo digital em que teve mais dificuldades ou que lhe suscitou mais dúvidas?**

A - O módulo 3, porque não tive tempo de ler e perceber o que é que estava lá.

**E - E o que teve menos?**

A - O primeiro.

**E - Pode dar-me a sua opinião acerca de cada módulo digital? Qual é a sua opinião quanto ao módulo 1 "Demónio de Maxwell"?**

A - Faz um resumo da matéria, para nós percebermos o que é que é a entropia, se está arrumado se não está, acho que dá uma ideia pequenina disso.

**E - Tem alguma sugestão para melhorar o módulo?**

A - Acho que não.

**E - Qual é a sua opinião relativamente ao módulo 2 "Espontaneidade de Reacções Químicas e a Segunda Lei da Termodinâmica"?**

A - Está bem explicada a lei, acho que está tudo bem...eu não estava a perceber que era para ver a variação maior ou menor do que zero, nós ao primeiro não percebíamos isso, só isso é que é difícil, mas depois percebemos.

**E - Qual é a sua opinião do módulo 3 "Um exemplo de aplicação: Dissolução de Sais e Entropia"?**

A- Mais complicado, nem sequer acabei.

**E - Do que viu alteraria algo?**

A - Eu se calhar, às vezes quando começa o programa punha lá uma introdução qualquer a dizer qual era mais ao menos o objectivo.

**E - Qual é a sua opinião do módulo 4?**

A - O das questões achei que era importante sabíamos se aprendemos ou não alguma coisa com aquilo.

**E - Qual é o papel do "Demónio de Maxwell"?**

A - Aumenta a ordem, era o monopolizar a caixa e estava-se a contrariar o aleatório.

**E - O que acontecia à entropia?**

A - Diminuía.

**E - O que diz a segunda Lei da Termodinâmica?**

A - É a lei...da espontaneidade das reacções.

**E - Quando é que uma reacção química é espontânea?**

A - É espontânea quando a variação de entropia é maior do que zero.

**E - Qual variação de entropia?**

A - Era a do universo.

**E - Uma reacção endotérmica pode ser espontânea?**

A - Exo eram espontâneas, acho que havia uma endotérmica que também poderia ser espontânea e outra que não era.

**E - O que pode concluir?**

A - Tem de se olhar para a variação de entropia do universo.

**E - O que pode concluir após ter utilizado o módulo 3?**

A - Não fizemos.

**E - Está tudo. Obrigado.**

**ALUNO $A_T$**

**E - Que idade tem?**

A - 20.

**E - Tem computador em casa?**

A - Não.

**E - Aqui na escola já usou o computador, por indicação dos professores?**

A - No ano passado tive I.T.I. e na biblioteca em pesquisas.

**E - Compare uma aula em que se utiliza o computador com uma aula tradicional. Qual a que lhe agrada mais?**

A - Eu acho que são as aulas tradicionais.

**E - Porquê?**

A - Não sei, no computador temos tendência a nos distrair mais.

**E - Faça um pequeno comentário sobre o que lhe agradou mais e o que lhe agradou menos, nas duas aulas em que utilizou o conjunto de módulos digitais?**

A - O que me agradou mais foi o 4, o das perguntas. É assim, não houve nenhum que me agradasse menos. Não pudemos fazer o módulo 3 porque estávamos um bocado atrasadas.

**E - Desenvolveu o conjunto de módulos digitais em grupo ou individualmente?**

A - Foi em grupo.

**E - O que lhe pareceu mais adequado?**

A - Eu acho que em grupo é melhor, há mais ideias e...é melhor.

**E - Ao utilizar os módulos digitais os objectivos estavam claros?**

A - Acho que sim.

**E - E o tempo disponibilizado foi suficiente?**

A - Foi, só que nós prontos...voltámos a fazer as coisas e perdemos mais tempo, mas acho que dá.

**E - Qual o módulo digital em que teve mais dificuldades ou que lhe suscitou mais dúvidas?**

A - ...Acho que foi o módulo 3 que não chegamos a fazer.

**E - E o que teve menos dificuldades?**

A - O 4. E e o 1 também era fácil.

**E - Pode dar-me a sua opinião acerca de cada módulo digital?**

A - O módulo 1 achei interessante.

**E - Tem alguma sugestão para melhorar este módulo?**

A - Acho que estava bem, eu não melhoraria nada.

**E - O que achou do módulo 2 "Espontaneidade de Reacções Químicas e a Segunda Lei da Termodinâmica"?**

A - Poderia ser mais fácil um bocadinho.

**E - Como poderia ser feito?**

A - Não sei, foi para nós o que nos deu mais que pensar.

**E - Mas porquê?**

A - Era este que envolvia os módulos e foi mais por isso.

**E - O que achou do módulo 3 "Um exemplo de aplicação: Dissolução de Sais e Entropia"?**

A - O módulo 3 não fizemos.

**E - Qual é a sua opinião quanto ao módulo 4 "Questões sobre Entropia"?**

A - Está interessante.

**E - Tem alguma sugestão para melhorar este módulo?**

A - Está bem assim.

**E - O que diz a segunda Lei da Termodinâmica?**

A - Há uma desordem do estado sólido para o estado gasoso, a desordem aumenta...há uma tendência para aumentar a desordem.

**E - O que pode concluir após ter utilizado o módulo 1 "Demónio de Maxwell"?**

A - O Demónio de Maxwell tinha tendência a equilibrar, então nós tínhamos que tentar colocar mais num do que noutro e aumentava a ordem.

**E - O que é que acontecia no "entropímetro" à entropia?**

A - A entropia diminuía porque a ordem aumenta.

**E - Então qual é o papel do "Demónio de Maxwell"?**

A - Era ordenar.

**E - Relativamente ao módulo 2 "Espontaneidade das Reacções Químicas e a Segunda Lei da Termodinâmica", quando é que uma reacção química é espontânea?**

A - É espontânea quando...a entropia do...exterior...é igual à entropia do sistema.

**E - Igual, tinha de ser igual?**

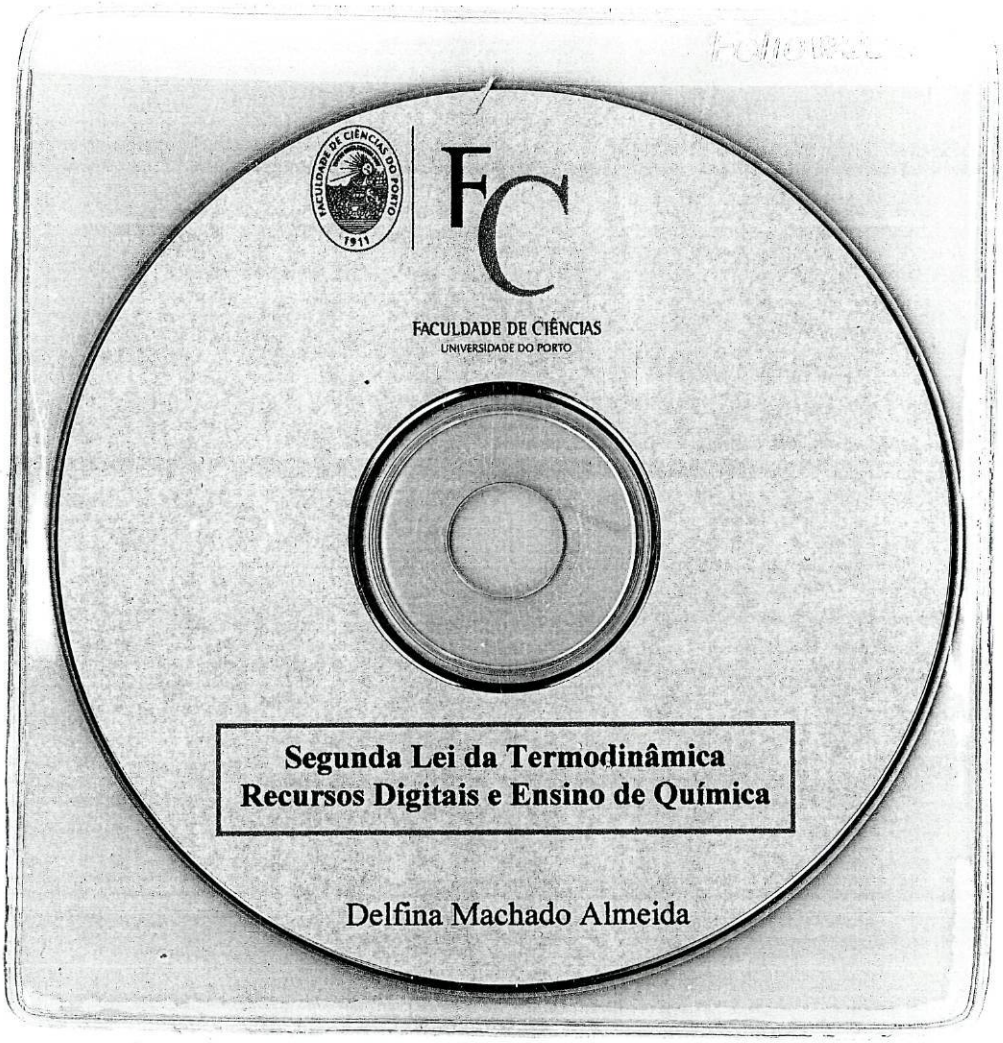
A - Não, a do universo tinha de ser maior do que zero.

**E - O que é a entropia do universo?**
A - A variação de entropia do universo é igual à variação de entropia do sistema mais a variação de entropia do exterior.
**E - Então quando é que uma reacção é espontânea?**
A - Quando a variação de entropia do universo é maior do que zero.
**E - Reacções endotérmicas e exotérmicas são sempre espontâneas?**
A - Acho que umas são e outras não.
**E - Tanto faz?**
A - Não, é assim quando são endotérmicas a variação de entropia do sistema tem de ser maior do que zero e a do exterior menor. Quando é exotérmica a variação de entropia do sistema tem de ser menor do que zero e a variação de entropia do exterior maior do que zero.
**E - O que pode concluir após ter utilizado o módulo 3 "Um exemplo de aplicação: Dissolução de Sais e Entropia"?**
A - Não fizemos.
**E - Está tudo. Obrigado.**
A - De nada.

**ALUNO $A_Y$**
**E - Que idade tem?**
A - 17.
**E - Tem computador em casa?**
A - Tenho.
**E - O que faz com o computador em sua casa?**
A - Faço trabalhos, vou para a *Internet*...também posso jogar lá, não me lembro de mais nada.
**E - Em que situações já usou o computador na escola, por indicação dos professores?**
A - Para fazer trabalhos.
**E - Compare uma aula em que se utiliza o computador com uma aula tradicional. Qual a que lhe cativa mais? Porquê?**
A - A aula com o computador porque motiva mais, não é...mais moderno...mais tecnologia, motiva mais.
**E - Faça um pequeno comentário sobre o que lhe agradou mais e o que lhe agradou menos, nas duas aulas em que utilizou o conjunto de módulos digitais?**
A - ...Achei interessante colocar a matéria assim no computador...porque dá mais motivação, se dá mais motivação a pessoa aprende melhor. Em relação aos módulos achei que estavam bem feitos, excepto o módulo 3 que era sobre os sais que deveria estar mais organizado. A apresentação estava boa, as cores também estavam bem e achei que deveria ter sons, acho que ficava mais interessante, mas de resto acho que estava bem.
**E - Desenvolveu o conjunto de módulos digitais em grupo ou individualmente?**
A - Em grupo.
**E - O que lhe pareceu mais adequado? Porquê?**
A - Isso depende da pessoa, mas se calhar em grupo possa discutir ideias talvez seja mais agradável para aprender.
**E - Ao utilizar os módulos digitais os objectivos estavam claros?**
A - O módulo 3 como já referi achei que devia estar melhor, mas os outros estavam bem, mas uma coisa que achei é que deveria ter sons.
**E - O tempo disponibilizado foi suficiente?**
A - Sim.
**E - Qual o módulo digital em que teve mais dificuldades ou que lhe suscitou mais dúvidas?**
A - Talvez aquele módulo digital, acho que era o módulo 2, que uma pessoa tinha de fazer aquela tabela, precisava de ter a entalpia e eu não estava a ver muito bem como devia encontrar, mas depois encontrei e já tive mais facilidade.
**E - E o que teve menos? Porquê?**
A - ...Menos o primeiro e o quarto. O terceiro achei que não estava muito organizado mas para fazer estava bem, era só carregar no botão de animação e observar.
**E - Pode dar-me a sua opinião acerca de cada módulo digital?**
A - O módulo 1...achei interessante...não sabia que tinha sido uma cientista que tinha feito isso.
**E - Qual é a sua opinião acerca do módulo 2 "Espontaneidade de Reacções Químicas e a Segunda Lei da Termodinâmica"?**
A - O módulo 2 era aquele da tabela, sim tive a dificuldade da entalpia, mas a nível de organização e apresentação estava bem.

**E - Qual é a sua opinião acerca do módulo 3 "Um exemplo de aplicação: Dissolução de Sais e Entropia"?**
A - Acho que determinadas coisas faltavam lá pôr, acho que devia ser o mesmo modelo que o primeiro, a mesma estrutura que está representada para as duas partes, mas de resto a apresentação e a organização estava bem.
**E - Qual é a sua opinião acerca do módulo 4 "Questões sobre Entropia"?**
A - O das questões...acho que estava bem...e devia...era que quando uma pessoa se enganasse mostrar qual é a opção correcta ou no fim dizer quais as opções correctas.
**E - O que diz a segunda Lei da Termodinâmica?**
A - ...Eu penso que a segunda Lei da Termodinâmica é que fala da variação de entropia do universo que diz que é igual à variação de entropia do sistema e do exterior. E que tendo em conta isso, não é, se a variação de entropia do universo vai ter um valor maior ou menor do que zero, vai dar um valor, dependendo daí vamos ver se a reacção é espontânea ou não espontânea no sentido directo.
**E - E quando é que uma reacção é espontânea?**
A - Uma reacção é espontânea quando a variação de entropia do universo é maior do que zero.
**E - O que pode concluir após ter utilizado o módulo 1 "Demónio de Maxwell"?**
A - Isso era só para ver a entropia, se aumentava ou diminuía...O que eu concluí é que quanto mais organizadas as bolas estivessem, ou seja, quantas mais estivessem no mesmo compartimento, menor seria a entropia.
**E - Qual é o papel do "Demónio de Maxwell"?**
A - Era se ele fizesse maior organização a entropia diminuía.
**E - Existe essa tendência?**
A - Acho que não.
**E - O que pode concluir após ter utilizado o módulo 2 "Espontaneidade de Reacções Químicas e a Segunda Lei da Termodinâmica"?**
A - Que a maior parte eram espontâneas só uma é que não.
**E - Uma reacção endotérmica pode ser espontânea?**
A - Pode.
**E - Porquê?**
A - Porque se for endotérmica então a variação de entalpia é maior do que zero, logo quer dizer que a variação de entropia do exterior vai ser menor do que zero. Depois existe a variação de entropia do sistema que vai fazer variar a variação de entropia do universo, logo a variação de entropia do exterior não é determinante.
**E - O que pode concluir após ter utilizado o módulo 3 "Um exemplo de aplicação: Dissolução de Sais e Entropia"?**
A - Que os que se dissolviam melhor era...os que tinham entropia maior.
**E - Porque é que num caso se representou uma figura estática e noutro caso uma simulação dinâmica?**
A - Talvez porque se calhar na segunda parte devido à agitação e na primeira parte não.
**E - E porque é que existia agitação numa parte e não existia na outra?**
A - Havia desordem não configuracional talvez porque...
**E - Porque é que o carbonato de cálcio não é solúvel em água mas o cloreto de sódio já é?**
A - O que tem maior entropia dissolve.
**E - Porque é que o sulfato de magnésio é solúvel em água e o carbonato de magnésio não é?**
A - Porque é o que tem entropia maior.
**E - Porquê?**
A - Porque é o que tem maior desordem.
**E - Porquê?**
A - Devido à maior agitação. Tem a ver com a desordem não configuracional era diferente.
**E - Qual é que tinha maior desordem não configuracional?**
A - Era o que se agitava mais.
**E - Relativamente ao módulo 4 "Questões sobre Entropia", considera-lo útil? Porquê?**
A - Sim, para ver se a pessoa adquiriu conhecimentos ou não, fazer uma avaliação de si própria e verificar as dificuldades que tem.
**E - Quer apresentar algumas sugestões para a melhoria do conjunto de módulos digitais?**
A - ...Acho, eu não ouvi sons, acho que ficava mais interessante com sons e ...
**E - Tem alguma sugestão para melhorar o módulo 1?**
A - Acho que não. Se calhar podia haver mais movimento, mais dinâmico e o Demónio de Maxwell podia ser mais dinâmico e movimentar-se mais, já que o módulo tem o nome dele.
**A - O que alteraria no módulo 2?**
A - Acho que está bem, tendo em conta o objectivo.

**E - O que alteraria no módulo 3?**
A - Tendo em conta...acho que devia ter uma indicação no primeiro qual era o valor inicial e final, isso não estava indicado.
**E - E o que alteraria no módulo 4?**
A - Acho que deveria ter mais questões. No final, ficava melhor no final, devia ter a correcção das perguntas acho que ter o erro e mostrar logo acho que não, para a pessoa poder-se avaliar e melhorar as suas dificuldades.
**E - Muito obrigado.**
A - Não tem de quê.


FACULDADE DE CIÊNCIAS DO PORTO
1911
FC
FACULDADE DE CIÊNCIAS
UNIVERSIDADE DO PORTO
Segunda Lei da Termodinâmica
Recursos Digitais e Ensino de Química
Delfina Machado Almeida