

OBJECTIVOS GERAIS PARA O ENSINO DA QUÍMICA NO 12.º ANO E NO 1.º ANO UNIVERSITÁRIO

Victor Gil, Correia Cardoso, Jorge Veiga

Apresenta-se abaixo uma lista de objectivos gerais para o ensino da Química que se consideram pertinentes para o 12.º ano de escolaridade tanto na via de ensino como na profissionalizante, e para o 1.º ano de cursos universitários em que a Química intervenha.

Notar-se-á, desde logo, que em alguns dos objectivos há várias componentes. Optou-se por não as separar, dada a íntima relação entre elas. Aliás não é invulgar, os vários objectivos descritos não são necessariamente independentes quanto aos processos de serem realizados.

O índice global de pertinência proposto para cada objectivo é indicado graficamente de forma semi-quantitativa (setas de diferente tamanho).

No que respeita ao 1.º ano universitário, consideram-se duas opções essenciais que podem diferir na escolaridade e/ou no corpo de conhecimentos conforme os cursos em que a Química se integre:

a) Química A, normalmente, com a duração de 2 semestres, para cursos em que a Química é a principal

ou fundamental — designadamente, Química, Física Química, Bioquímica, Engenharia Química — compreende componentes de Química Física, (incluindo Termodinâmica, Química Estrutural e Espectroscopia), Química Inorgânica (incluindo aspectos de análise) e Química Orgânica (incluindo aspectos de síntese e análise), sendo por isto uma Química Geral mas mais avançada do que até agora, em vista da preparação obtida no 12.º ano.

b) Química B, que poderá eventualmente ter menor duração, para cursos em que a Química é essencialmente uma das ferramentas — designadamente, Medicina, Biologia, Geologia, Tecnologias — compreendendo em regra duas componentes — por exemplo, Química-Física e Química Orgânica (Medicina e Biologia) Química Física e Química Inorgânica (Geologia, certas tecnologias).

OBJECTIVOS GERAIS	12.º ANO		1.º ANO UNIVERSITÁRIO	
	VIA DE ENSINO	VIA PROFISSIONALIZANTE	QUÍMICA A	QUÍMICA B
1. Aquisição, análise, sistematização e síntese de informação relevante				
1a. Via teórica (livros, aulas, etc.)	→	→	→	→
1b. Via experimental (obs., exp.)	→	→	→	→
2. Análise e compreensão de princípios e conceitos	→	→	→	→
3. Análise, compreensão e crítica disciplinada de teorias interpretativas/explicativas	→	→	→	→
4. Aplicação de conhecimentos, princípios conceitos e teorias				
4a. Situações familiares	→	→	→	→
4b. Situações novas	→	→	→	→
5. Desenvolvimento de técnicas laboratoriais (inc. valor da segurança e rigor da observação)	→	→	→	→
6. Desenvolvimento da curiosidade e espírito de procura	→	→	→	→
7. Desenvolvimento de atitudes científicas	→	→	→	→
8. Expressão clara	→	→	→	→
9. Selecção espontânea de informação	→	→	→	→

Algumas questões para discussão e trabalho:

a. A diversificação do 1.º ano universitário sugerida é aceitável? Deveria ser maior? Menor? Não deveria existir?

b. A lista de objectivos gerais proposta é aceitável? Se não, que alterações?

c. Construir individualmente as matrizes com os índices semi-quantitativos de pertinência.

d. Comparar com a matriz proposta e apurar conclusões.

UMA PROPOSTA DE DEFINIÇÃO DE OBJECTIVOS PARA A DISCIPLINA DE QUÍMICA DO 12.º ANO

Objectivos gerais e específicos relativos a:

1 — FUNDAMENTOS DA ESTRUTURA E PROPRIEDADES DA MATÉRIA

A listagem que se segue, constitui uma proposta apresentada pelos professores que leccionam o 12.º Ano de Química da Escola Secundária de Almada (Ex. Liceu) e resulta de um intenso trabalho desenvolvido em equipa desde Outubro de 1980 e que tem vindo a ser realizado regularmente, em tempo de aulas, todas as quartas-feiras.

Pelo facto de se tratar de uma proposta de trabalho, convidamos os colegas interessados no sentido de nos enviarem críticas ditadas pela experiência pessoal, de modo a auxiliar na reformulação dos objectivos.

De um modo geral os objectivos foram testados e alterados os que se não apresentarem de imediato, com maior rigor.

Entendemos que só a repetida testagem poderá conduzir a uma melhor aferição.

Para auxílio na execução dos objectivos propostos foram, em simultâneo, deferidas estratégias e elaborados meios auxiliares adequados (transparências, referência a filmes, fichas de apoio, etc.) os quais pensamos pôr à disposição dos colegas antes do início do próximo ano lectivo.

Qualquer correspondência poderá dirigida para

ESCOLA SECUNDÁRIA DE ALMADA
COORDENADOR DE QUÍMICA DO 12.º ANO

Os Professores:

Ana Maria, Alcinda, Manuel Fragoso, Maria da Conceição Almeida, Maria da Conceição Lopes, Maria da Conceição Guilherme Guerreiro e Carlos Guilherme

1.ª LIÇÃO (Aulas previstas 7)

A — CONTEÚDOS PROGRAMÁTICOS

- 1.1 — Matéria e Radiação
 - 1.1.1 — Matéria e natureza das radiações
 - 1.1.2 — Equivalência massa-energia
 - 1.1.3 — Características ondulatórias de partículas em movimento
- 1.2 — Composição e Massa

B — OBJECTIVOS

- 1 — Evolução das ideias sobre a estrutura de matéria.
 - 1.1 — Indica as ideias atomísticas e Aristotélicas
 - 1.2 — Indica os postulados de Dalton
 - 1.3 — Reconhece factos que põem em causa o modelo de Dalton
- 2 — Evolução dos conceitos sobre a natureza de luz
 - 2.1 — Indica a evolução de conceito sobre a natureza de luz
 - 2.2 — Reconhece o comportamento dualístico de luz
 - 2.3 — Identifica movimento vibratório
 - 2.4 — Identifica movimento ondulatório
 - 2.5 — Define as características das ondas
 - 2.6 — Explica o fenómeno de difracção da luz
 - 2.7 — Representa um diagrama que ilustre a dispersão da luz branca
 - 2.8 — Indica a causa do fenómeno de dispersão da luz pelo prisma óptico de outro dispersor
 - 2.9 — Define espectro
 - 2.10 — Distingue espectros contínuos de espectros de riscas
 - 2.11 — Identifica espectro de emissão
 - 2.12 — Identifica espectro de absorção
 - 2.13 — Explica o aparecimento dos espectros de emissão
 - 2.14 — Explica o aparecimento dos espectros de absorção
 - 2.15 — Explica o espectro solar

3 — Radiações Electromagnéticas

- 3.1 — Reconhece as várias radiações electromagnéticas
- 3.2 — Localiza as várias radiações em relação às radiações visíveis
- 3.3 — Relaciona as radiações electromagnéticas com o comprimento de onda e frequência

4 — Contribuições Energéticas para a Energia Interna de um Sistema

- 4.1 — Identifica as diferentes formas de energia cinética e potencial
- 4.2 — Relacione as transformações de energia reduzindo-as à forma de energia cinética ou potencial
- 4.3 — Reconhece as várias contribuições energéticas para a energia interna de um sistema
- 4.4 — Distingue os vários estados da matéria

5 — A Teoria Quântica

- 5.1 — Reconhece a relação de Planck
- 5.2 — Reconhece a relação de Einstein
- 5.3 — Infere, a partir da relação matemática, o conceito relativístico de massa
- 5.4 — Aplica a relação de Planck
- 5.5 — Aplica a relação de Einstein
- 5.6 — Interpreta factos ocorridos em reacções nucleares com base nos conceitos de Planck e Einstein
- 5.7 — Relaciona a massa de átomo com a massa das partículas constituintes

6 — Composição e Massa de Espécies Atómicas e Moleculares

- 6.1 — Indica a constituição de átomo
- 6.2 — Identifica n.º atómico
- 6.3 — Identifica isótopos
- 6.5 — Identifica massa atómica como média ponderada das massas isotópicas
- 6.6 — Interpreta o funcionamento de espectrómetro de massa, para a determinação de isótopos
- 6.7 — Calcula massas moleculares
- 6.8 — Identifica a unidade em que se exprime a massa atómica
- 6.9 — Indica as várias representações desta unidade
- 6.10 — Identifica a unidade em que se exprime a massa molecular
- 6.11 — Identifica o n.º de Avogadro
- 6.12 — Define mole
- 6.13 — Converte massa em n.º de moles
- 6.14 — Converte mole em massa
- 6.15 — Calcula o número de partículas existentes num determinado número de onda

- 6.16 — Calcula o número de moles a partir do número de partículas
- 6.17 — Identifica o volume molar
- 6.18 — Enuncia a Lei de Lavoisier
- 6.19 — Enuncia a Lei de Proust
- 6.20 — Aplica as leis utilizando equações químicas propostas
- 6.21 — Interpreta fórmulas empíricas
- 6.22 — Interpreta fórmulas moleculares
- 6.23 — Estabelece fórmulas empíricas com base em análise elementar
- 6.24 — Estabelece fórmulas moleculares com base em fórmulas empíricas e massa molecular

2.ª LIÇÃO (Aulas previstas 11)

A — CONTEÚDOS PROGRAMÁTICOS

- 1.3 — Estrutura electrónica dos átomos
 - 1.3.1 — Electrão
 - 1.3.2 — Suporte experimental para a estrutura electrónica de átomo e quantização de energia dos seus electrões
 - 1.3.3 — Equação de onda e quantização de energia electrónica. Átomo H
 - 1.3.4 — Funções de onda para átomos monoeléctronicos; orbitais
 - 1.3.5 — Propriedade magnética intrínseca de electrão; spin
 - 1.3.6 — Funções de onda para átomos polielectronicos
 - 1.3.7 — Orbitais em átomos polielectronicos, configurações electrónicas e princípio de Pauli
 - 1.3.8 — Configurações electrónicas e propriedades dos átomos

B — OBJECTIVOS

- 1.3.1 — Caracterização do electrão
 - 1 — Refere a tentativa de Thomson para determinar e/m para o electrão
 - 2 — Interpreta qualitativamente a experiência de Millikan
 - 3 — Caracteriza o electrão em termos de carga e massa
 - 4 — Define carga molar do electrão
 - 5 — Resolve problemas em que aplique o conceito de carga molar do electrão
- 1.3.2 — Modelos Atómicos
 - 1 — Descreve o modelo de Thomson
 - 2 — Descreve e esquematiza a experiência que contradiz este modelo
 - 3 — Reconhece a necessidade da evolução do modelo do átomo
 - 4 — Descreve o modelo de Rutherford
 - 5 — Indica a implicação da teoria electromagnética de Maxwell na concepção do átomo de Rutherford

- 6 — Indica a contribuição de Balmer no esclarecimento do espectro de H
- 7 — Aplica a expressão de Balmer
- 8 — Explica o significado das riscas espectrais (átomo de hidrogénio)
- 9 — Explica o que entende por quantificação de energia
- 10 — Define estado estacionário
- 11 — Distingue estado estacionário fundamental e excitado
- 12 — Enuncia os postulados de Bohr
- 13 — Aplica a expressão da Energia de Bohr
- 14 — Distingue os estudos efectuados por Lyman, Balmer e Paschen
- 15 — Indica as limitações do Modelo de Bohr
- 16 — Cita as alterações introduzidas por Sommerfeld ao modelo de Bohr com base na estrutura fina
- 17 — Relaciona o aparecimento dos n.ºs quânticos n e s com os efeitos de Zeeman
- 18 — Identifica os estados α e β do electrão

1.3.3

- 1 — Enuncia o princípio da incerteza de Heisenberg
- 2 — Enuncia a hipótese de De Broglie
- 3 — Aplica o princípio de incerteza
- 4 — Aplica a relação de De Broglie
- 5 — Explica como experimentalmente se chega à distribuição electrónica
- 6 — Interpreta os gráficos de probabilidade electrónica obtidos por difracção
- 7 — Reconhece a necessidade da introdução da equação de Schroedinger
- 8 — Reconhece a hipótese de De Broglie e a equação de Schroedinger como pilares da mecânica quântica
- 9 — Identifica a equação de Schroedinger
 - segundo coordenadas polares
 - segundo coordenadas cartesianas
- 10 — Indica o que representa na equação de Schroedinger E, V e ψ
- 11 — Indica o significado de $\psi^2(r, \theta, \varphi) dv$
- 12 — Distingue entre órbita e orbital

1.3.4

- 1 — Relaciona o aparecimento dos três números quânticos (n, l, m) com a equação de Schroedinger
- 2 — Indica os valores possíveis para cada um dos números quânticos
- 3 — Identifica o gráfico da função $\psi^2(r)$ para as orbitais tipo s
- 4 — Representa a densidade de probabilidade, a partir do gráfico $\psi^2(r)$ para as orbitais s
- 5 — Identifica o gráfico da função $\psi^2(r)$ para as orbitais p
- 6 — Representa a densidade de probabilidade a partir do gráfico $\psi^2(r)$ para as orbitais p
- 7 — Interpreta os gráficos:
 - variação da probabilidade em função da distância ao núcleo
 - da variação do volume de uma curva esférica em função do Raio

da variação da probabilidade electrónica na superfície esférica ($4\pi r^2 \psi^2(r) dr$) em função de r

- 8 — Identifica:
 - Superfície de isoprobabilidade
 - Superfície nodal
 - Plano nodal
- 9 — Reconhece a existência de orbitais virtuais
- 10 — Relaciona a variação do «tamanho» de cada tipo de O.A. com o n.º Atómico

1.3.5

- Indica as modificações introduzidas pela mecânica quântica relativística no significado de:
 - spin
 - superfícies nodais

1.3.6

- Refere como se procede para resolver a equação de onda para átomos polieletrónicos

1.3.7

- 1 — Indica a ordem energética das O.A. de 1s a 4p para átomos polieletrónicos
- 2 — Compara esta ordem com a existente no átomo de H
- 3 — Enuncia o princípio de En. mínima
- 4 — Enuncia o princípio de exclusão de Pauli
- 5 — Estabelece configurações electrónicas de átomo com Z até 18
- 6 — Identifica:
 - Electrões de valência
 - Orbitais de valência
 - cerne de um átomo
- 7 — Indica a carga do Cerne de um átomo

1.3.8

- 1 — Localiza na T.P. um elemento pelo n.º de níveis de energia e n.º de electrões de valência
- 2 — Identifica os blocos s, p, d e f na T.P.
- 3 — Identifica elementos representativos e elementos de transição
- 4 — Define:
 - Raio atómico
 - Energia de Ionização
 - Electroafinidade
- 5 — Explica como varia ao longo da T.P.
 - Raio atómico
 - Energia de Ionização
 - Electroafinidade
 - Electronegatividade

3.ª LIÇÃO (Aulas previstas 13 + 1 teste sumativo)

A — CONTEÚDOS PROGRAMÁTICOS

- 1.4.1 — Suporte experimental para a estrutura das moléculas e quantização da sua energia
- 1.4.2 — Funções de onda
- 1.4.3 — Electrão na molécula: ligante, anti-ligante ou não ligante

- 1.4.4 — «Orbitais» em moléculas e princípio de Pauli. As moléculas mais simples
- 1.4.5. — Configuração electrónica de moléculas, energias de ligação e escrita de fórmulas de estrutura

B^o — OBJECTIVOS

- 1 — Caracterização da molécula e quantização da sua energia
 - 1.1 — Define molécula
 - 1.2 — Reconhece as modificações da estrutura electrónica do átomo ao constituir a molécula
 - 1.3 — Diferencia as propriedades das moléculas e a dos átomos constituintes
 - 1.4 — Refere a difracção de raios X e de electrões como base experimental para obtenção de mapas de isoprobabilidade na molécula
 - 1.5 — Distingue ligação iónica de ligação covalente
 - 1.6 — Escreve fórmulas de compostos orgânicos
 - 1.7 — Identifica cargas de iões
 - 1.8 — Define comprimento de ligação
 - 1.9 — Define ângulo de ligação
 - 1.10 — Reconhece modelos moleculares para compostos inorgânicos a partir de geometrias moleculares planares e não planares
 - 1.11 — Distingue energia electrónica vibracional, rotacional e translacional
 - 1.12 — Reconhece a quantização das várias energias moleculares
 - 1.13 — Relaciona a espectroscopia visível ou ultravioleta com a energia electrónica molecular
 - 1.14 — Relaciona espectroscopia de infravermelho com energia vibracional
 - 1.15 — Relaciona espectroscopia rotacional ou de micro-ondas com energia rotacional
 - 1.16 — Relaciona os valores das energias para a espectroscopia das transições electrónicas rotacionais e vibracionais
 - 1.17 — Refere o desacordo entre a mecânica clássica e a mecânica quântica em relação ao valor da energia vibracional mínima
- 2 — Funções de onda para moléculas
 - 2.1 — Relaciona o comportamento do electrão na molécula com a equação de Schroedinger aproximada
 - 2.2 — Interpreta a distribuição electrónica da molécula em termos de nuvem
 - 2.3 — Relaciona o quadrado da função ψ com a distribuição electrónica na molécula
 - 2.4 — Distingue simetria e assimetria molecular em termos de nuvem electrónica
- 2.5 — Reconhece ligações covalentes a partir dos contornos de isoprobabilidade
- 2.6 — Caracteriza a ligação covalente polar
3.
 - 3.1 — Distingue os diferentes tipos de forças intermoleculares
 - 3.2 — Reconhece que nem sempre a existência de forças atractivas conduz à formação de ligações
 - 3.3 — Distingue os efeitos ligante, anti-ligante e não ligante dos electrões
 - 3.4 — Relaciona a força de ligação com energia da ligação
4.
 - 4.1 — Distingue teoria da ligação da valência da teoria dos orbitais moleculares
 - 4.2 — Enuncia o princípio de Pauli
 - 4.3 — Enuncia o princípio de energia mínima
 - 4.4 — Caracteriza o conceito de permuta electrónica
 - 4.5 — Define orbitais moleculares a partir da adição algébrica de orbitais atómicas
 - 4.6 — Distingue orbital molecular ligante da orbital molecular anti-ligante
 - 4.7 — Distingue as energias das orbitais ligantes e antiligantes para H_2
 - 4.8 — Caracteriza orbital σ
 - 4.9 — Caracteriza orbital π
 - 4.10 — Generaliza o conceito de orbital molecular para as seguintes moléculas, H_2 , He_2^+ , He_2 e K_2
 - 4.11 — Define o número de orbitais moleculares a partir do número de orbitais moleculares a partir do número de orbitais atómicas
 - 4.12 — Distribui os electrões pelos orbitais moleculares
5.
 - 5.1 — Indica o número de orbitais atómicas de valência
 - 5.2 — Indica o número de orbitais moleculares
 - 5.3 — Indica o número de orbitais ligantes
 - 5.4 — Indica o número de orbitais anti-ligantes
 - 5.5 — Indica o número de electrões de valência
 - 5.6 — Distribui os electrões de valência pelos orbitais ligantes e anti-ligantes
 - 5.7 — Relaciona a diferença entre os electrões ligantes e não ligantes com a energia de ligação
 - 5.8 — Caracteriza o tipo de ligação
 - 5.9 — Escreve fórmulas de Estrutura
 - 5.10 — Generaliza os conceitos adquiridos às moléculas isoelectrónicas N_2 , CO , CH^+ , HCN e C_2H_2
 - 5.11 — Generaliza os conceitos adquiridos sobre a teoria dos orbitais moleculares para a molécula de CH_4

- 5.12 — Deduz a partir de CH_4 a geometria molecular e fórmulas de estrutura de NH_3 e H_2O
- 5.13 — Generaliza os conceitos adquiridos sobre teoria das orbitais moleculares para a molécula de C_2H_6
- 5.14 — Distingue as ligações simples, dupla e tripla
- 5.15 — Relaciona as energias de ligação com os diferentes tipos de ligação
- 5.16 — Generaliza os conceitos adquiridos sobre a teoria das orbitais moleculares para a molécula de C_6H_6
- 5.17 — Cita o número de electrões para cada ligação C-C
- 5.18 — Reconhece o carácter intermédio da ligação C-C do benzeno
- 5.19 — Relaciona a energia, de ligação C-C do benzeno com a respectiva ligação
- 5.20 — Deduz a partir do carácter intermédio da ligação C-C a estrutura do benzeno como um híbrido de ressonância
- 5.21 — Escreve a fórmula de estrutura do benzeno

4.ª LIÇÃO (Aulas previstas 12 + 1 teste)

A — CONTEÚDOS PROGRAMÁTICOS

- 1.4 — Ligação química e estrutura molecular (continuação)
 - 1.4.6 — Regra do octeto
 - 1.4.7 — Complexos
 - 1.4.8 — Geometria molecular; interpretação; isomerismo
 - 1.4.9 — Família dos compostos orgânicos
 - 1.4.10 — Espectroscopia (visível e infravermelho) e estrutura

B — OBJECTIVOS

- 6. — Regra do octeto e fórmulas de estrutura
 - 6.1 — Enuncia a regra do octeto
 - 6.2 — Estabelece a ligação existente entre a regra do octeto e a teoria das O.M.
 - 6.3 — Verifica a não aplicabilidade da regra do octeto em determinadas situações
 - 6.4 — Justifica as fórmulas de estrutura de moléculas simples com base na regra do octeto
 - 6.5 — Estabelece as fórmulas de estrutura de moléculas simples com base na regra do octeto
 - 6.6 — Justifica a estabilidade de moléculas com base na regra do octeto
 - 6.7 — Prevê a estabilidade de moléculas com base na regra do octeto
- 7. — Complexos
 - 7.1 — Identifica fórmulas de complexos
 - 7.2 — Caracteriza o tipo de ligação existente em complexos
 - 7.3 — Identifica o átomo central em complexos

- 7.6 — Escreve fórmulas de complexos a partir das respectivas nomenclaturas
- 7.7 — Indica a nomenclatura de complexos a partir das respectivas fórmulas
- 7.8 — Distingue entre complexos unidentados e polidentados (quelatos)
- 7.9 — Distingue entre complexos e polinucleares
- 7.10 — Conclui, a partir de dados experimentais, que a cor dos complexos depende de:
 - metal
 - natureza do ligando
 - para o mesmo metal, da carga do respectivo ião
- 7.11 — Cita alguns exemplos de relevância biológica e industrial dos complexos

8. — Geometria, molecular: Interpretação. Isomerismo

- 8.1 — Indica que o significado da expressão «geometria de equilíbrio de uma molécula»
- 8.2 — Reconhece que a geometria de uma molécula só fica completamente caracterizada com indicação dos valores dos ângulos e dos comprimentos de ligação
- 8.3 — Reconhece que a molécula assume uma geometria a que corresponde uma energia mínima
- 8.4 — Aplica o princípio de energia mínima à determinação da geometria molecular
- 8.5 — Interpreta **parcialmente** a geometria assumida por algumas moléculas com base no modelo de repulsão electrónica
- 8.6 — Interpreta **parcialmente** diferenças de geometria em moléculas afins (X_2 , HX com X = halogénio, Cl_2O e F_2O , H_2O e H_2S ; XY_2 lineares, XY_3 triangulares planas, XY_4 tetraédricas e extensão a moléculas com electrões não ligantes)
- 8.9 — Desenha as duas conformações que o etano pode apresentar
- 8.8 — Reconhece a existência de duas conformações para o ciclohexano
- 8.9 — Reconhece que a rotação em torno de uma ligação dupla se dá muito dificilmente
- 8.10 — Define isómeros
- 8.11 — Reconhece que os isómeros têm algumas propriedades diferentes
- 8.12 — Compara qualitativamente as energias correspondentes a vários isómeros do mesmo composto
- 8.13 — Distingue entre isomerismo geométrico, óptico e funcional
- 8.14 — Indica isómeros geométricos para um dado composto
- 8.15 — Indica isómeros ópticos para um dado composto

9. — Famílias de Compostos Orgânicos

- 9.1 — Indica o significado da expressão «família de compostos»
- 9.2 — Identifica o grupo funcional em compostos
- 9.3 — Deduz fórmulas de alcanos a partir de $C_n H_{2n+2}$
- 9.4 — Identifica grupos alquilo
- 9.5 — Indica o nome de grupos alquilo
- 9.6 — Indica as características estruturais comuns a todas as moléculas dos diferentes hidrocarbonetos
- 9.7 — Distingue hidrocarbonetos «lineares» e ramificados
- 9.8 — Indica a nomenclatura de hidrocarbonetos
- 9.9 — Distingue entre alcanos acíclicos e cíclicos
- 9.10 — Indica algumas misturas vulgares (gás natural, petróleo) em que os alcanos são os principais constituintes
- 9.11 — Distingue hidrocarbonetos saturados de insaturados
- 9.12 — Distingue alcenos de alcinos
- 9.14 — Indica algumas misturas naturais a partir das quais se obtêm alcenos
- 9.15 — Refere algumas aplicações práticas de alcenos e alcinos
- 9.16 — Distingue entre hidrocarbonetos aromáticos e alifáticos
- 9.17 — Identifica derivados benzénicos
- 9.18 — Identifica derivados halogenados dos hidrocarbonetos
- 9.19 — Indica a nomenclatura destes compostos
- 9.20 — Escreve fórmulas destes compostos a partir do seu nome Idem para álcoois, fenóis, éteres; aldeídos e cetonas; aminas; áctios carboxílicos; éteres e amidas

10. — Espectroscopia (Visível e infravermelho) e Estrutura

- 10.1 — Distingue entre espectroscopia de absorção no visível e no I.V.
- 10.2 — Interpreta o facto das substâncias serem: incolores, pretas, brancas e coloridas (transparente ou opacas) com base na espectroscopia de absorção no visível
- 10.3 — Define absorvância
- 10.4 — Enuncia a Lei de Beer
- 10.5 — Aplica a lei de Beer na determinação da concentração de uma solução a partir do respectivo espectro (ou dados espectrais).
- 10.6 — Reconhece que a cor de muitos compostos orgânicos se deve à presença de grupos cromóforos
- 10.7 — Reconhece que a espectroscopia de absorção no I.V. é um importante meio de identificação de substâncias

10.8 — Reconhece que a espectroscopia de absorção no I.V. é um importante meio de elucidação estrutural

10.9 — Refere **sucintamente** como por análise (parcial) de espectros se identificam substâncias

5.ª LIÇÃO (N.º de aulas previstas: duas aulas)

A — CONTEÚDOS PROGRAMÁTICOS

1.5 — Estrutura e Propriedades de gases, líquidos e sólidos

1.5.1 — Ligações Intermoleculares

B — OBJECTIVOS

1. — Secções intermoleculares

- 1.1 — Reconhece a existência de forças atractivas e repulsivas de natureza electrostática entre moléculas
- 1.2 — Compara a intensidade das forças intermoleculares com as forças intramoleculares (inter-atómicas)
- 1.3 — Associa às forças intermoleculares e intramoleculares, energias
- 1.4 — Relaciona as energias de ligação molecular com as energias de ligação atómica
- 1.5 — Relaciona as forças intermoleculares com as distâncias intermoleculares mínimas
- 1.6 — Descreve as forças de Van der Waals
 - 1.6.1 — Caracteriza as forças de indução de Debye
 - 1.6.2 — Caracteriza as forças de indução de Debye
 - 1.6.3 — Caracteriza as forças de dispersão de London
- 1.7 — Reconhece o tipo de forças de Van der Waals que contribuem para a ligação intermolecular de:
 - 1.7.1 — Moléculas apolares (forças London)
 - 1.7.2 — Moléculas polares e apolares
 - 1.7.3 — Moléculas polares
- 1.8 — Reconhece que as forças de Keeson são as mais importantes em compostos polares
- 1.9 — Reconhece que de um modo geral as forças de Debye são as mais fracas
- 1.10 — Reconhece que de um modo geral em compostos apolares as forças predominantes são as de London
- 1.11 — Interpreta a variação da intensidade das forças de London com o n.º atómico dos átomos que constituem a molécula
- 1.13 — Reconhece a relação entre a polarizabilidade da molécula com a

- natureza das forças de London
- 1.14 — Relaciona temperatura com o movimento (agitação) molecular
 - 1.15 — Define temperatura segundo a teoria cinética-molecular
 - 1.16 — Reconhece que as ligações intermoleculares conduzem a um arranjo molecular ordenado
 - 1.17 — Reconhece que os movimentos moleculares conduzem a uma desordem molecular
 - 1.18 — Reconhece que o estado de agregação da matéria (estado físico) depende do balanço entre as ligações intermoleculares e os movimentos moleculares
 - 1.19 — Caracteriza cada um dos estados físicos da matéria (relacionado com a intensidade relativa das ligações moleculares e movimento molecular)
 - 1.20 — Justifica o estado físico das moléculas dos halogéneos à temperatura normal
 - 1.21 — Reconhece que as propriedades físicas que dependem das interações moleculares são determinadas pelas forças de ligação intermolecular
 - 1.22 — Relaciona a intensidade das ligações intermoleculares com os momentos moleculares nas mudanças de estado
 - 1.23 — Interpreta as diferenças entre os pontos de ebulição dos halogéneos
 - 1.24 — Interpreta tabelas de pontos de ebulição e fusão para:
 - halogéneos
 - gases raros
 - hidrocarbonetos
 - hidretos
 - 1.25 — Relaciona os valores dos pontos de ebulição de substâncias constituídas por moléculas polares com o momento dipolar
 - 1.26 — Reconhece a existência de valores de pontos de ebulição e fusão de algumas substâncias que não podem ser justificados pela força de Van der Waals
 - 1.27 — Reconhece a existência de pontes de hidrogénio para justificar as anomalias referidas
 - 1.28 — Interpreta a diferença de densidade da água no estado sólido e no estado líquido
 - 1.29 — Interpreta o fenómeno de solubilidade com base nas pontes de hidrogénio
 - 1.30 — Compara em termos de energia, os diferentes tipos de ligações

6.ª LIÇÃO (N.º de aulas previstas 4 + 1 teste)

A — CONTEÚDOS PROGRAMÁTICOS

- 1.5 — Estrutura e propriedades de gases, líquidos e sólidos
 - 1.5.1 — (Continuação) Dinâmica em gases, líquidos e sólidos
 - 1.5.2 — Compostos iónicos
 - 1.5.3 — Sólidos covalentes e macromoléculas
 - 1.5.4 — Metais e elementos semi-metálicos

B — OBJECTIVOS

1. — Caracteriza a equação dos gases
 - 1.1 — Reconhece que os movimentos das partículas conduzem a choques entre si e com o recipiente
 - 1.2 — Reconhece a necessidade de falar em energia cinética translacional
 - 1.3 — Reconhece que a velocidade das moléculas aumenta com o aumento da temperatura
 - 1.4 — Define pressão exercida sobre uma superfície
 - 1.5 — Relaciona a pressão com os choques das partículas de um gás
 - 1.6 — Reconhece que a pressão varia com a temperatura
 - 1.7 — Reconhece que a pressão varia com o número de moles (para o mesmo volume)
 - 1.8 — Reconhece que a pressão varia com o volume (para a mesma temperatura)
 - 1.9 — Relaciona a pressão com o volume para uma dada temperatura
 - 1.10 — Enuncia a Lei de Boyle-Mariotte
 - 1.11 — Relaciona a pressão com a temperatura (para um dado volume e um dado n.º de moles)
 - 1.12 — Relaciona o volume com a temperatura para uma dada pressão
 - 1.13 — Enuncia a leis de Charles e Gay-Lussac
 - 1.14 — Relaciona as Leis de Boyle-Mariotte e as de Charles Gay-Lussac
 - 1.15 — Reconhece as equações dos gases ideais
 - 1.16 — Identifica cada uma das variáveis de estado da equação dos gases ideais
 - 1.17 — Define gás ideal
 - 1.18 — Reconhece que a pressão de uma mistura de gases é resultante da adição das pressões exercidas por cada um
 - 1.19 — Identifica fracção molar
 - 1.20 — Reconhece que para os gases reais é necessário introduzir correcções
 - 1.21 — Aplica a Lei de Boyle-Mariotte
 - 1.22 — Aplica a Lei de Charles Gay-Lussac
 - 1.23 — Aplica a equação dos gases ideais

2. — Caracteriza a energia cinética translacional de moléculas
 - 2.1 — Identifica o grau de liberdade de movimentos de uma molécula
 - 2.2 — Identifica a E_{ct} média por mole com a expressão $\frac{3}{2} RT$ para os gases
 - 2.3 — Reconhece a expressão da E_{ct} média por molécula
 - 2.4 — Identifica a constante de Boltzman com a relação $\frac{R}{N_A}$
 - 2.5 — Reconhece que para um gás ideal, a energia cinética média só depende de T
 - 2.6 — Compara o valor de E_{ct} para um gás ideal com E_c de uma partícula (com massa) em movimento
 - 2.7 — Conclui que para a mesma temperatura moléculas mais leves têm velocidades maiores
 - 2.8 — Aplica as expressões da E_{ct} média
3. — Caracteriza os estados da matéria
 - 3.1 — Distingue os vários tipos de sólidos de acordo com a natureza das interacções entre as partículas
 - 3.2 — Caracteriza os estado cristalino
 - 3.3 — Caracteriza o estado amorfo
 - 3.4 — Distingue o estado cristalino do estado amorfo
 - 3.5 — Identifica os tipos de cristais
 - 3.6 — Caracteriza os cristais moleculares
 - 3.7 — Caracteriza os cristais covalentes (macromoléculas)
 - 3.7.1 — Distingue entre a estrutura da Grafite e do Diamante
 - 3.7.2 — Reconhece que a diferença de propriedades entre o diamante e a grafite se deve ao arranjo molecular
 - 3.7.3 — Reconhece a geometria da sílica (óxido de silício)
 - 3.8 — Caracteriza os cristais iónicos
 - 3.8.1 — Reconhece que nos sólidos iónicos podemos considerar os iões de sinal contrário com esferas rígidas e indeformáveis que mantêm as suas posições relativas
 - 3.8.2 — Identifica vários tipos de estrutura cristalina iónica de acordo com a disposição espacial dos iões
 - 3.8.3 — Identifica o número de coordenação em algumas redes cristalinas iónicas
 - 3.8.4 — Define energia retilicular (energia da rede cristalina)
 - 3.8.5 — Relaciona a energia retilicular com os pontos de fusão e de ebulição
 - 3.8.6 — Relaciona a dureza de um cristal iónico com a energia retilicular
 - 3.8.6.1 — Relaciona a dureza com a dimensão do anião
 - 3.8.6.2 — Relaciona a dureza com a dimensão do catião
 - 3.8.7 — Relaciona a indeformabilidade e fragilidade em cristais iónicos com o arranjo dos iões
 - 3.8.8 — Relaciona a solubilidade em cristais iónicos com a rotura da rede cristalina
 - 3.8.9 — Relaciona a condutibilidade com a distribuição dos iões na rede
 - 3.9 — Caracteriza os cristais metálicos
 - 3.9.1 — Distingue as propriedades físicas dos metais
 - 3.9.2 — Reconhece que as propriedades físicas se devem aos electrões de valência
 - 3.9.3 — Identifica na T.P. os metais
 - 3.9.4 — Identifica na T.P. os não metais
 - 3.9.5 — Identifica na T.P. os semi-metais
 - 3.9.6 — Reconhece as estruturas compactas de cristais
 - 3.9.7 — Reconhece alguns empacotamentos em cristais metálicos
 - 3.9.8 — Reconhece que a associação dos átomos pode ocorrer com compensação total ou não de spin
 - 3.9.10 — Distingue entre metais diamagnéticos, paramagnéticos e ferromagnéticos
 - 3.9.11 — Reconhece que as ligas metálicas resultam da substituição de alguns átomos por outros

7.ª LIÇÃO (N.º de aulas previstas: 5 + 1 teste)

A — CONTEÚDOS PROGRAMÁTICOS

- 1.6 — Soluções e suas propriedades
 - 1.6.1 — Caracterização de soluções
 - 1.6.2 — Concentração de soluções
 - 1.6.3 — Condutibilidade eléctrica
 - 1.6.4 — Propriedades coligativas

B — OBJECTIVOS

1. — Caracterização de soluções
 - 1.1 — Identifica o tipo de solução
 - 1.2 — Identifica o soluto em solução gás-líquido, sólido-líquido
 - 1.3 — Identifica o solvente
 - 1.4 — Distingue entre substâncias miscíveis e imiscíveis

- 1.5 — Define solubilização
 - 1.6 — Interpreta o fenómeno de solubilização
 - 1.7 — Define solubilidade
 - 1.8 — Identifica solução saturada
 - 1.9 — Identifica solução sobre-saturada para uma dada temperatura
 - 1.10 — Associa a miscibilidade à semelhança de estruturas moleculares
 - 1.11 — Relaciona a miscibilidade com as forças intermoleculares
 - 1.12 — Relaciona particularmente a solubilização dos sólidos covalentes de pequena polaridade a solventes de baixa polaridade
 - 1.13 — Interpreta o fenómeno de solvatação
 - 1.14 — Reconhece o efeito da temperatura na solubilidade de sólidos
 - 1.15 — Relaciona o efeito da temperatura sobre a solubilidade com a absorção ou libertação de calor durante a dissolução
 - 1.16 — Explica a solubilização dos gases em água
 - 1.17 — Relaciona a solubilidade de um gás a pressão moderada, com a pressão parcial
 - 1.18 — Distingue entre solução e mistura heterogênea
 - 1.19 — Identifica coloides
 - 1.20 — Identifica as soluções coloidais como intermediárias entre soluções (verdadeiras) e misturas
 - 1.21 — Identifica as componentes de um coloide
 - 1.22 — Distingue coloides de dispersões grosseiras
 - 1.23 — Classifica as soluções quanto ao estado físico
 - 1.24 — Classifica as soluções quanto à relação entre soluto e solvente
 - 1.25 — Classifica as soluções quanto à natureza do soluto
2. — Caracteriza uma solução pela sua concentração
 - 2.1 — Define concentração de uma solução
 - 2.2 — Identifica os tipos de concentração
 - 2.2.1 — Reconhece a percentagem em peso como uma concentração de relação massa com massa
 - 2.2.2 — Reconhece a molalidade como uma concentração de relação massa com massa
 - 2.2.3 — Define a concentração p.p.m.
 - 2.2.4 — Define a percentagem em peso
 - 2.2.5 — Define fracção molar
 - 2.2.6 — Define Molalidade
 - 2.2.7 — Reconhece a percentagem em volume como uma concentração de relação volume com volume
 - 2.2.8 — Define percentagem em volume
 - 2.2.9 — Reconhece a molalidade como uma concentração de relação massa com massa
 - 2.2.10 — Define Molaridade
 - 2.2.11 — Reconhece a percentagem como uma concentração de relação massa volume de solução
 - 2.2.12 — Define percentagem de soluto em soluções
 - 2.3 — Aplica os vários tipos de concentração
3. — Caracteriza a condutibilidade eléctrica
 - 3.1 — Identifica a condutibilidade eléctrica com a existência de partículas com carga
 - 3.2 — Explica a condutibilidade eléctrica nos metais
 - 3.3 — Interpreta a condutibilidade eléctrica em soluções
 - 3.4 — Distingue entre a condutibilidade eléctrica e condutibilidade metálica
 - 3.5 — Identifica electrólitos
 - 3.6 — Distingue entre electrólitos e não electrólitos
 - 3.7 — Associa a dissociação à separação e solvatação de compostos iónicos
 - 3.8 — Associa a ionização à formação, separação e solvatação de iões a partir de compostos covalentes
 - 3.9 — Exprime o grau de dissociação ou de ionização em termos de uma relação
 - 3.10 — Interpreta a variação de grau de dissociação entre 0 e 1
 - 3.11 — Distingue entre electrólitos fortes e fracos
 - 3.12 — Justifica a diferente condutibilidade de electrólitos
 4. — Caracteriza as propriedades
 - 4.1 — Identifica pressão e vapor
 - 4.2 — Reconhece diferentes pressões de vapor em diferentes líquidos
 - 4.3 — Reconhece que a volatilidade influi na pressão de vapor
 - 4.4 — Reconhece que a concentração influi na pressão de vapor
 - 4.5 — Define as expressões que relacionam quantitativamente a pressão, a volatilidade e a concentração de soluções ideais
 - 4.6 — Aplica as relações expressas em 4.5
 - 4.7 — Reconhece que o ponto de ebulição só é atingido quando a pressão de vapor for igual à pressão atmosférica
 - 4.8 — Relaciona a elevação dos pontos de ebulição com a concentração de uma solução
 - 4.9 — Escrever a expressão que relaciona quantitativamente a temperatura

- de ebulição com a concentração da solução
- 4.10 — Identifica cada uma das variáveis
- 4.11 — Aplica a expressão 4.9
- 4.12 — Reconhece o abaixamento do ponto de congelamento de soluções
- 4.13 — Escreve a expressão que traduz a relação quantitativa entre o ponto de congelamento com a concentração do soluto
- 4.14 — Identifica cada uma das variáveis
- 4.15 — Aplica a expressão 4.13
- 4.16 — Identifica o fenómeno de osmose

- 4.17 — Identifica o sentido de fluxo do solvente quando as soluções diferem na concentração
- 4.18 — Relaciona a pressão osmótica com a pressão exercida entre uma membrana por cada um dos intervenientes
- 4.19 — Reconhece como se determina o valor da pressão osmótica
- 4.20 — Reconhece alguns fenómenos que se dão por osmose
- 4.30 — Identifica as propriedades coligativas

RELATÓRIO DO GRUPO DE TRABALHO QUE PREPAROU O TEMA CONCEITO DE MOLE

Celina Rodrigues, João Carlos Reis, M.^a Helena Pereira

I — INTRODUÇÃO

A equipa que preparou o «dossier» sobre o tema 3 — conceito de mole — dá especial relevo ao debate sobre:

O quê, quando e como o conceito de mole deve ser tratado a nível de:

- iniciação
- complementar

II — OBJECTIVOS

São os seguintes os objectivos que se pretendem atingir nas reuniões do Encontro:

A — PARTE DIDÁCTICA

- 1 — Elaborar estratégias apropriadas ao ensino do conceito de mole e suas aplicações ao nível de:
- iniciação
 - complementar

2 — Analisar criticamente os programas vigentes e livros adoptados e propor prováveis alterações sobre.

- a) **Quando** deve ser introduzido o conceito de mole no processo ensino-aprendizagem.
- b) **Como** deve ser introduzido o conceito (em função da alínea anterior).
- c) Qual a **importância** que tem sido dada ao ensino do conceito de mole nas nossas escolas.

3 — Fazer a identificação de dificuldades habituais.

— Análise de um teste diagnóstico aplicado a alunos do 12.º ano.

— Análise de um teste formativo aplicado a alunos do 11.º ano.

B — MODO DE IMPLEMENTAÇÃO DAS CONCLUSÕES

- 1 — Elaborar propostas a enviar ao MEC — equipa de programas — com sugestões referentes ao modo como o conceito de mole e suas aplicações devem ser incluídas nos programas a vários níveis de ensino.