

Anabela Ferreira da Silva Veiga

**CONCEPÇÕES DE ALUNOS DO 11º ANO SOBRE
MISTURAS E PROCESSOS DE DISSOLUÇÃO**



Departamento de Química da Faculdade de Ciências da Universidade do Porto

Anabela Ferreira da Silva Veiga

**CONCEPÇÕES DE ALUNOS DO 11º ANO SOBRE
MISTURAS E PROCESSOS DE DISSOLUÇÃO**



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

Departamento de Química da Faculdade de Ciências da Universidade do Porto
Janeiro - 2002

Aos meus pais

AGRADECIMENTOS

Às professoras Doutora Gabriela Ribeiro e Doutora Paula Gameiro, o meu sincero agradecimento, pelo apoio, pelos materiais postos à disposição, pela confiança depositada e incentivo ao longo das diversas fases do trabalho.

Aos professores Doutor Duarte Costa Pereira, Doutora Joan Solomon e Doutor Roger Maskill, pelos debates de ideias enriquecedoras e pelas valiosas sugestões que se revelaram um contributo importante durante o desenvolvimento desta dissertação.

A todos os meus alunos e em especial aos que participaram nas entrevistas, pela colaboração prestada e pela dedicação com que efectuaram todas as tarefas tornando possível a realização deste trabalho.

Às funcionárias do Bloco D, da Escola Secundária da Maia, toda a dedicação e ajuda prestada aquando da realização das entrevistas.

A todos os meus familiares, amigos e colegas de Mestrado, pelo incentivo, pela sua amizade e salutar convivência.

Ao meu marido, pelo amor, compreensão e ajuda em todas as fases do trabalho.

Ao meu filho, por todo o amor.

RESUMO

Com a realização do presente estudo pretendeu-se contribuir para o conhecimento de algumas concepções alternativas dos alunos sobre soluções e solubilidade e identificar quais os modelos que os alunos utilizam para explicar a dissolução em diferentes contextos. Constituiu também objectivo deste trabalho conhecer as opiniões dos alunos acerca dos motivos que poderão conduzir à persistência de concepções alternativas. Os alunos apresentaram sugestões de práticas educativas que poderiam ser adoptadas de modo a conduzir a uma aprendizagem significativa.

O estudo de natureza descritiva e de tipo qualitativo, envolveu uma amostra de dez alunos da Escola Secundária da Maia, do curso científico – natural, no final do 11º ano. O instrumento utilizado para a recolha de dados foi a entrevista semi-estruturada. Os alunos foram entrevistados individualmente, com base em dez situações de carácter prático, nove de índole laboratorial e uma baseada na resolução de um exercício.

Verificou-se que a maior parte dos alunos explicavam os fenómenos utilizando critérios baseados em factos observáveis e nas suas previsões recorriam a conhecimentos do quotidiano. Salienta-se que a maioria dos alunos evidenciou grandes lacunas no domínio da estrutura da matéria e das interacções entre partículas e um elevado número de concepções não adequadas ao nível de ensino que haviam concluído. Algumas destas concepções já tinham sido identificadas por diferentes autores. Com base nas concepções identificadas são dadas algumas sugestões de modo a sensibilizar os professores para a importância da identificação destas concepções como ponto de partida para a implementação de estratégias de modo a promover a aprendizagem.

ABSTRACT

The aim of the present study is to contribute to the knowledge of some alternative conceptions of students concerning solutions and solubility as well as to verify which models are used by students to explain the dissolution in different contexts. Another objective of this study is to learn the opinions of students about the reasons which may lead to the prevalence of alternative ideas; students have also presented suggestions of educational practices which might be adopted in order to conduct to a meaningful learning process.

The study, of descriptive nature and of qualitative type, included a sample of ten students of Secondary school of Maia, from the Sciences course, in the end of the 11th form. The instrument used to collect data was the semistructured interview. The students were interviewed individually, having as basis ten situations of practical nature, nine of them of laboratory type and the other one based on doing an exercise.

The result was that the majority of the students explained the phenomena using criteria based on observable facts and they made use of the knowledge acquired in their daily life to make their previsions. It is worth noting that the majority of the students showed a great lack of knowledge in what concerns the structure of the matter and the interactions among particles, as well as a high number of inadequate conceptions, considering their level of study. Some of these conceptions had already been found by several authors. Having as basis the identified misconceptions, some suggestions are given, in order to make teachers aware of the importance to identify them as a starting point in the implementation of strategies that may improve the process of learning.

RÉSUMÉ

Avec la réalisation de cette étude, on a essayé de donner un apport à la connaissance de quelques conceptions alternatives des élèves sur les solutions et la solubilité, tout en déterminant les modèles utilisés par les étudiants à l'égard de la dissolution dans de différents contextes. Savoir leur opinion sur les raisons qui puissent mener à la persistance des idées alternatives a constitué un des objectifs de notre travail, et ceux-ci ont présenté, à ce point, des suggestions de pratiques éducatives qui pourraient éventuellement être adoptées, en conduisant à un apprentissage significatif ou relevant.

Une étude, essentiellement descriptive et du type qualificatif, a engagé un échantillon de dix élèves de l'École Secondaire de Maia, du cours Scientifique-Naturel, au but de la première année. L'interview à demi structurée a été le moyen utilisé dans le recueil des données. Les élèves ont été interpellés individuellement, à l'appui de dix situations de caractère pratique, neuf situations en laboratoire et encore une autre fixée sur la résolution d'un exercice.

On a constaté que la plupart des élèves expliquaient les phénomènes par recours à des méthodes figées sur des faits observables et, dans leurs prévisions, ils se servaient surtout de leur expérience quotidienne. Il faut aussi remarquer que la majorité des élèves ont démontré de grandes lacunes en ce qui concerne le domaine de la structure de la matière et à celui des interactions chez les particules, si bien qu'un très grand nombre de conceptions ou théories inadéquates au niveau d'enseignement qu'ils venaient de terminer. Quelques-unes de ces conceptions avaient déjà été décelées par de différents auteurs. À partir de ces conceptions identifiées, quelques suggestions ont été présentées, afin de sensibiliser les professeurs à l'intérêt ou importance de ces conceptions comme point de repère pour l'implémentation de quelques stratégies pédagogiques tout en visant promouvoir ou améliorer l'apprentissage.

ÍNDICE GERAL

AGRADECIMENTOS.....	3
RESUMO.....	4
ABSTRACT.....	5
RÉSUMÉ.....	6
ÍNDICE GERAL.....	7
ÍNDICE DE TABELAS E FIGURAS.....	12
CAPÍTULO 1- O ÂMBITO DO PROBLEMA EM ESTUDO	15
1.1- INTRODUÇÃO.....	15
1.2- APRESENTAÇÃO DO PROBLEMA.....	16
1.2.1- Escolha do tema	17
1.2.2- Escolha do nível de escolaridade dos alunos.....	17
1.2.3- Objectivos do estudo	18
1.2.4- Plano de trabalho.....	18
CAPÍTULO 2 – REVISÃO DA LITERATURA.....	20
2.1- INTRODUÇÃO.....	20
2.2- ESTUDOS RELACIONADOS COM SOLUÇÃO, SOLUBILIDADE E PROCESSOS DE DISSOLUÇÃO	20
2.3- ESTUDOS RELACIONADOS COM A INFLUÊNCIA DA TEMPERATURA E DA AGITAÇÃO NA DISSOLUÇÃO DE UM SÓLIDO NUM LÍQUIDO.....	42
CAPÍTULO 3 – METODOLOGIA DO ESTUDO.....	45
3.1- OBJECTIVOS.....	45
3.2- AMOSTRA.....	45
3.3- TÉCNICAS DE INVESTIGAÇÃO	47
3.3.1- Questionários	47
3.3.2- Entrevistas	48
3.4- ESCOLHA DA TÉCNICA	49
3.5- METODOLOGIA DA ANÁLISE DOS DADOS	50
3.5.1– Análise proposicional	50
3.5.2- Inventários conceptuais	51
3.5.3- Selecção do método de análise dos dados	51
3.5.4- Descrição do método de análise de dados	52
3.6- ESTUDO PILOTO.....	52

3.6.1- Objectivos.....	52
3.6.2- Amostra	53
3.6.3- Metodologia.....	53
3.6.3.1- Actividades laboratoriais	55
A- OBJECTIVOS	55
B- DESCRIÇÃO	56
C- QUESTÕES ESTÍMULO PREPARADAS PREVIAMENTE.....	57
3.6.3.2- Exercício	58
A- OBJECTIVOS	58
B- DESCRIÇÃO	58
C- RAZÕES PARA A SUA ESCOLHA	59
D- QUESTÕES.....	59
3.6.4- Conclusões do estudo piloto	59
3.7- ESTUDO PRINCIPAL	60
3.7.1- Objectivos.....	60
3.7.2- Amostra	60
3.7.3- Metodologia.....	61
3.7.4- Questões colocadas	61
3.7.5- Análise das entrevistas	61
<u>CAPÍTULO 4 - APRESENTAÇÃO E DISCUSSÃO DOS RESULTADOS.....</u>	<u>62</u>
4.1- IDENTIFICAÇÃO DAS IDEIAS DOS ALUNOS NO CONTEXTO DE ACTIVIDADES LABORATORIAIS.....	62
4.1.1- Identificação de Soluções	62
4.1.1.1- Solução sólido – líquido (sal e água).....	62
4.1.1.2- Solução líquido – líquido (álcool corado e água)	66
4.1.1.3- Solução sólido – sólido (ouro comercial)	67
4.1.1.4- Solução gás – gás (ar).....	71
4.1.1.5- Solução gás – líquido (oxigénio e água).....	73
4.1.2- Identificação de mistura coloidal	76
4.1.3- Identificação de misturas heterogéneas.....	77
4.1.3.1- Mistura heterogénea sólido – líquido (enxofre e água).....	77
4.1.3.2- Mistura heterogénea líquido – líquido (azeite e água)	80
4.1.3.3- Mistura heterogénea sólido – sólido (enxofre e sal de cozinha).....	82
4.1.4- Identificação do soluto e do solvente	84

4.1.4.1- Soluções.....	84
a) Sal e água.....	85
b) Álcool corado e água	89
c) Ouro comercial.....	93
d) Ar	94
e) Oxigénio e água	94
4.1.4.2- Mistura coloidal	96
4.1.4.3- Misturas heterogéneas	97
a) enxofre e água.....	97
b) Azeite e água	100
c) Sal e enxofre	102
4.1.5- Processos de dissolução.....	104
4.2- DIFICULDADES SENTIDAS PELOS ALUNOS DURANTE AS ENTREVISTAS	128
4.3- IDENTIFICAÇÃO DAS IDEIAS DOS ALUNOS NO CONTEXTO DA RESOLUÇÃO DE UM EXERCÍCIO	130
4.3.1- Solubilidade	131
4.3.2- Influência da agitação na solubilidade	135
4.3.3- Influência da temperatura na solubilidade.....	137
<u>CAPÍTULO 5 – CONCLUSÕES E IMPLICAÇÕES EDUCACIONAIS.....</u>	<u>142</u>
5.1- CONCLUSÕES.....	142
5.1.1- Soluções.....	142
a) Identificação de soluções.....	142
b) Identificação do soluto e do solvente.....	143
c) Processos de dissolução.....	146
d) Solubilidade	149
5.1.2- Misturas coloidais	150
5.1.3- Misturas heterogéneas	151
5.2- IMPLICAÇÕES EDUCACIONAIS.....	152
<u>REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS</u>	<u>155</u>
<u>ANEXOS</u>	<u>160</u>
<u>ANEXO 1 - MODELO EDUCACIONAL.....</u>	<u>162</u>
<u>1- MODELO EDUCACIONAL.....</u>	<u>163</u>
1.1- INTRODUÇÃO.....	163
1.2- CLASSIFICAÇÃO DA MATÉRIA.....	163

1.2.1- Misturas	163
1.3- TIPOS DE MISTURAS: SUSPENSÕES, SOLUÇÕES E COLOIDES.....	164
1.3.1- Suspensões.....	164
1.3.2- Soluções.....	164
1.3.3- Colóides.....	165
1.4- TIPOS DE SOLUÇÕES, SOLUTO E SOLVENTE	165
1.5- TIPOS DE DISPERSÕES COLOIDAIIS, DISPERSO E DISPERSANTE	166
1.5.1- Quanto à natureza das partículas da fase dispersa	166
1.5.2- Quanto aos estados físicos do disperso e do dispersante.....	167
1.6- PERSPECTIVA MOLECULAR DO PROCESSO DE DISSOLUÇÃO.....	167
1.7- SOLUÇÕES DE SÓLIDOS EM LÍQUIDOS.....	169
1.7.1- Compostos iónicos	169
1.7.2- Compostos moleculares.....	171
1.8- SOLUÇÕES DE LÍQUIDOS EM LÍQUIDOS.....	171
1.9- SOLUÇÕES DE SÓLIDOS EM SÓLIDOS.....	172
1.9.1- Importância das ligas.....	172
1.9.2- Propriedades das ligas	173
1.9.3- Uma liga muito especial – A liga cupro-ouro	173
1.10- SOLUÇÕES DE GASES EM GASES.....	174
1.11- SOLUÇÕES DE GASES COM LÍQUIDOS	175
1.12- VELOCIDADE DE DISSOLUÇÃO.....	175
1.13- SOLUBILIDADE, SOLUÇÃO SATURADA, SOLUÇÃO INSATURADA E SOLUÇÃO SOBRESSATURADA.....	175
1.14- FACTORES QUE AFECTAM A SOLUBILIDADE.....	176
1.14.1- Estrutura química	176
1.14.2- Influência da temperatura na solubilidade dos sólidos em água.....	176
1.14.3- Influência da temperatura na solubilidade dos gases em água	177
1.14.4- Efeito da pressão na solubilidade dos gases	178
<u>ANEXO 2 - PROGRAMAS CURRICULARES</u>	<u>180</u>
Extracto do Programa de 8º ano da disciplina de Ciências Físico - Químicas	181
Extracto do Programa de 9º ano da disciplina de Ciências Físico – Químicas	182
Extracto do Programa de 10º ano da disciplina de Ciências Físico – Químicas	184
Extracto do Programa de 10º ano do Curso Científico – Natural da disciplina de Técnicas Laboratoriais de Química (I).....	185
Extracto do Programa de 11º ano da disciplina de Ciências Físico – Químicas	185
<u>ANEXO 3 – ANÁLISE DOS MANUAIS.....</u>	<u>189</u>
Manual adoptado no 8º ano, na disciplina de Ciência Físico – Químicas.....	190

Manual adoptado no 9º ano, na disciplina de Ciência Físico – Químicas.....	191
Manual adoptado no 10º ano, na disciplina de Ciência Físico – Químicas.....	198
Manual adoptado no 10º ano, na disciplina de Técnicas Laboratoriais de Química (I) 199	
Manual adoptado no 11º ano, na disciplina de Ciência Físico – Químicas.....	204

ANEXO 4 - EXTRACTOS DOS CADERNOS DIÁRIOS DE UMA ALUNA..... 210

ANEXO 5 - RECEITA DE CULINÁRIA..... 211

**ANEXO 6 - ALGUMAS RESPOSTAS A UMA QUESTÃO DE UM TESTE DA
DISCIPLINA DE TÉCNICAS LABORATORIAIS DE QUÍMICA I 213**

ÍNDICE DE TABELAS E FIGURAS

Capítulo 2

Tabela 2.1 – Percentagem de alunos em cada estágio em função do grupo etário	28
Tabela 2.2 – Tipos de concepção dos alunos em cada grupo	29
Tabela 2.3 – Explicações dadas pelos alunos sobre a dissolução do sal em água (N=9)	38
Tabela 2.4 – Resultados obtidos relativamente às previsões do fenómeno de dissolução no sistema sal / óleo (N=9)	39
Tabela 2.5 – Explicações relativas à previsão dos alunos sobre a solubilidade do sal em óleo (N=5)	39
Tabela 2.6 – Explicações relativas à previsão dos alunos sobre a insolubilidade do sal em óleo (N=3)	39
Tabela 2.7 – Resultados obtidos relativamente às observações do fenómeno de dissolução no sistema sal / óleo (N=9)	40
Tabela 2.8 – Explicações dadas para o facto do sal ser insolúvel em óleo, pelos alunos que previram que os sal era solúvel (N=4)	40
Tabela 2.9 – Explicações dadas para o facto do sal ser insolúvel em óleo, pelos alunos que previram que os sal era insolúvel (N=3)	41

Capítulo 3

Tabela 3.1 - Idade dos alunos	46
Tabela 3.2 - Aproveitamento dos alunos à disciplina de Ciências Físico - Químicas	46

Capítulo 4

Tabela 4.1 – Identificação de soluções pelos alunos	62
Tabela 4.2 – Razões apresentadas para a identificação da solução sólido - líquido	63
Tabela 4.3 – Razões apresentadas para a identificação da solução líquido - líquido	66
Tabela 4.4 – Razões apresentadas para a identificação da solução sólido - sólido	67
Tabela 4.5 – Razões apresentadas para a não identificação da solução sólido - sólido ..	68
Tabela 4.6 – Razões apresentadas para a identificação da solução gás - gás	71
Tabela 4.7 – Razões apresentadas para a não identificação da solução gás - gás	72
Tabela 4.8 – Razões apresentadas para a identificação da solução gás - líquido	74
Tabela 4.9 – Razões apresentadas para a não identificação da solução gás - líquido	74
Tabela 4.10– Identificação de mistura coloidal pelos alunos	76
Tabela 4.11– Identificação de misturas heterogéneas pelos alunos	77
Tabela 4.12 – Razões apresentadas para a identificação da mistura heterogénea sólido - líquido	78
Tabela 4.13 – Razões apresentadas para a identificação de misturas heterogéneas como solução sólido - líquido	79
Tabela 4.14 – Razões apresentadas para a identificação da mistura heterogénea líquido - líquido	80
Tabela 4.15– Razões apresentadas para a identificação da mistura heterogénea sólido - sólido	82

Tabela 4.16– Indicação da existência do soluto e do solvente nas diferentes soluções pelos alunos.....	84
Tabela 4.17– Identificação do soluto e do solvente para a solução de sal e água	85
Tabela 4.18– Razões apresentadas para a escolha do soluto, para a solução de sal e água	85
Tabela 4.19– Razões apresentadas para a escolha do solvente para a solução sal e água	85
Tabela 4.20– Identificação do soluto e do solvente para a solução álcool corado e água	89
Tabela 4.21– Razões apresentadas para a não identificação do soluto e do solvente na solução de álcool e água.....	91
Tabela 4.22– Identificação do soluto e do solvente na solução de oxigênio e água.....	95
Tabela 4.23– Indicação da existência do “soluto” e do “solvente” nas diferentes misturas heterogêneas pelos alunos.....	97
Fig. 4.1- Desenho da aluna 1 que representa a dissolução sólido - líquido.....	105
Fig. 4.2- Desenho do aluno 2 que representa a dissolução sólido - líquido	106
Fig. 4.3- Desenho do aluno 2 que representa a dissolução líquido - líquido	107
Fig. 4.4- Desenho do aluno 2 que representa a dissolução gás - gás	107
Fig. 4.5- Desenho da aluna 3 que representa a dissolução sólido - líquido.....	108
Fig. 4.6- Desenho da aluna 3 que representa a dissolução líquido - líquido	109
Fig. 4.7- Desenho da aluna 3 que representa a dissolução sólido - sólido	110
Fig. 4.8- Desenho da aluna 3 que representa a dissolução gás - gás.....	111
Fig. 4.9- Desenho da aluna 3 que representa a dissolução gás – líquido	111
Fig. 4.10- Desenho da aluna 4 que representa a dissolução sólido - líquido.....	112
Fig. 4.11- Desenho da aluna 4 que representa a dissolução líquido – líquido	113
Fig. 4.12- Desenho da aluna 6 que representa a dissolução sólido - líquido.....	116
Fig. 4.13- Desenho da aluna 6 que representa a dissolução líquido - líquido	117
Fig. 4.14- Desenho da aluna 6 que representa a dissolução sólido - sólido	118
Fig. 4.15- Equação escrita pela aluna 6 para representar a dissolução gás - gás.....	118
Fig. 4.16- Desenho da aluna 7 que representa a dissolução sólido - líquido.....	119
Fig. 4.17- Desenho da aluna 7 que representa a dissolução gás - gás.....	120
Fig. 4.18- Desenho do aluno 8 que representa a dissolução sólido - líquido	121
Fig. 4.19- Desenho do aluno 8 que representa a dissolução líquido – líquido	123
Fig. 4.20- Desenho do aluno 8 que representa a dissolução gás – gás.....	124
Fig. 4.21- Desenho da aluna 9 que representa a dissolução sólido - líquido.....	125
Fig. 4.22- Desenho da aluna 9 que representa a dissolução líquido - líquido	125
Fig. 4.23- Desenho da aluna 9 que representa a dissolução sólido - sólido	126
Fig. 4.24- Desenho da aluna 10 que representa a dissolução sólido - líquido.....	127
Fig. 4.25- Desenho da aluna 10 que representa a dissolução líquido – líquido.....	127
Tabela 4.24– Dificuldades sentidas pelos alunos durante as entrevistas, identificadas pelos próprios	128
Tabela 4.25– Razões apresentadas pelos alunos para as dificuldades sentidas.....	129
Tabela 4.26– Razões apresentadas pelos alunos para considerar o cloreto de sódio como o sal mais solúvel.....	131
Tabela 4.27– Previsão dos alunos sobre o que acontece se, a 20°C, colocarem 20g de cloreto de sódio em 100 mL de água	132
Tabela 4.28– Previsão dos alunos sobre o que acontece se, a 20°C, colocarem 20g de clorato de potássio em 100 mL de água.....	133
Tabela 4.29– Previsão dos alunos sobre a influência da agitação relativamente à situação anterior.....	135

Tabela 4.30– Previsão dos alunos acerca da solubilidade em água do cloreto de sódio e do cloreto de potássio com a temperatura.....	137
Tabela 4.31– Razões apresentadas pelos alunos que os levaram a considerar que a solubilidade aumentava sempre com a temperatura	139

Capítulo 5

Fig. 5.1 – Desenho que representa a dispersão das partículas de soluto no solvente ...	147
Fig. 5.2 – Desenho que representa as partículas do soluto a ocuparem os espaços vazios entre as partículas de solvente	147
Fig. 5.3- Equação química que representa a “reacção” que ocorre na dissolução do cloreto de sódio em água.....	148
Fig. 5.4-Desenho que representa as partículas do soluto ligadas às partículas do solvente	148
Fig. 5.5 – Desenho que representa as partículas submicroscópicas do soluto rodeadas pelas do solvente.....	149
Fig.5.6 – Desenho que representa a molécula do solvente que inclui no seu interior uma partícula do soluto	149

Anexo 1

Fig. A1.1. Classificação da matéria (Chang, 1994)	164
Tabela A1.1 Tipos de dispersões coloidais (Jirgensons, 1995)	167
Fig. A1.2. Processo de dissolução do ponto de vista molecular (Chang, 1994).....	168
Fig. A1.3 – Dissolução do Cloreto de Sódio em água (Feltre, 1988).....	170
Fig. A1.4 Dímero do ácido acético (Chang, 1994)	172
Fig. A1.5. Variação de solubilidade de seis substâncias em água com a temperatura (Atkins, 1997).....	177
Fig. A1.6. Solubilidade do O ₂ em água em função da temperatura (Chang, 1994).....	178
Fig. A1.7. Variação de solubilidade molar do oxigénio, azoto e hélio com a pressão parcial (Atkins, 1997)	179

Anexo 3

Fig. A3.1 – Modelos de moléculas (Pereira e outros, 1987).....	192
Fig. A3.2 - Acção da água sobre a estrutura cristalina do cloreto de sódio (Pereira e outros, 1997)	197
Fig. A3.3 – Os núcleos dos átomos de metal mantêm-se na mesma posição. Os electrões podem mover-se facilmente nas várias nuvens electrónicas (Pereira e outros, 1997)	197
Fig. A3.4 – Uma lata de refrigerante é feita de milhões de átomos de alumínio que se podem deslocar por acção de uma força (Pereira e outros, 1997).....	198
Fig. A3.5 – Curvas de Solubilidade (Simões e outros, 1998)	204
Fig. A3.6 – Rede de um cristal iónico de cloreto de sódio (Corrêa e outros, 1998).....	207
Fig. A3.7 – Secção universal de uma rede cristalina metálica. O fundo azul representa a nuvem de electrões (Corrêa e outros, 1998)	207
Fig. A3.8 – Geometria molecular prevista pela teoria de repulsão dos pares electrónicos de valência (Corrêa e outros, 1998).....	208

CAPÍTULO 1- O ÂMBITO DO PROBLEMA EM ESTUDO

1.1- INTRODUÇÃO

A sociedade actual é marcada pela Ciência e pela Tecnologia. Sendo assim, uma formação científica suficientemente ampla deverá figurar como objectivo prioritário do ensino, para permitir que todos possam tornar-se cidadãos responsáveis. No entanto, no ensino das ciências em geral e da Química em particular tem vindo a privilegiar-se o ensino dos conceitos, factos e princípios numa lógica de instrução em vez de se utilizar esses conceitos na resolução de problemas (visão externalista). Parece preocupação dos elaboradores dos novos programas de Química que o Ensino das Ciências se faça numa perspectiva mais Humanista, mas era importante que este ensino ocorresse o mais cedo possível, ao nível do primeiro ciclo.

“Os alunos merecem um sistema educacional que encoraje, apoie e premeie o pensamento diferente, criativo, a compreensão profunda e as novas maneiras de resolver os problemas.” (Novak, 2000).

Os construtivistas humanos desencorajam, em geral, as estratégias de ensino que se centrem na “recepção” passiva de conhecimento. O ensino não se deve centrar única e exclusivamente no professor como transmissor de conhecimentos, na visualização de filmes, na execução de trabalhos de laboratório “por receita”, na resolução de exercícios repetitivos; estas são exemplos de técnicas que, encorajam frequentemente a aprendizagem mecânica. Em vez disso, dever-se-á adoptar estratégias que exijam a participação activa dos alunos, interacção intensiva e reflexão cuidada. É importante diversificar os contextos de aprendizagem: trabalhos de grupo, debates, uso de analogias, metáforas, contos ou recurso a tecnologias interactivas, demonstrações ou experiências que introduzem e tentem resolver conflitos conceptuais,. Também é importante ajudar os alunos a aprender a aprender. O uso de mapas de conceitos e de outras estratégias metacognitivas pode-se revelar uma ajuda preciosa.

Dentro desta linha de pensamento realça-se a importância do conhecimento anterior na construção pessoal do novo conhecimento.

A mente dos alunos não pode ser encarada como “uma folha em branco” ou como “um balde vazio” que vai sendo preenchido.

Na epígrafe do livro *Educational Psychology: A cognitive view*, Asubel, 1968, escreveu o seu lema já muita vezes citado “o factor mais importante que influencia a aprendizagem é o que o aluno já sabe. Averigüem o que ele sabe e ensinem em conformidade”.

Assim, o professor deve conhecer as ideias dos alunos e o seu trabalho de ensinar novas ideias resulta num papel mais difícil do que anteriormente se pensava.

Um elevado número de investigadores de todo o mundo tem realçado a importância de conhecer as ideias dos alunos no que respeita aos tópicos mais diversos. Os alunos, objecto de investigação são de níveis etários muito diferentes e de diversos países com grande heterogeneidade linguística, cultural, social e económica. Muitos desses resultados encontram-se publicados (Driver, 1994).

O objectivo principal da ciência deveria centrar-se na “qualidade sobre a quantidade”, no “significado sobre a memorização” e na “compreensão sobre o conhecimento” (Mintes e Wandersee, 2000).

1.2- APRESENTAÇÃO DO PROBLEMA

Apesar de existirem alguns estudos sobre alguns aspectos da solubilidade, nomeadamente de dissolução sólido - líquido, e líquido - líquido, muitos outros aspectos, desta área tão abrangente não têm sido objecto de investigação. Como se trata de uma área de química com ampla incidência em situações do quotidiano e incluída nos programas de química do ensino secundário, ressalta a importância do conhecimento das concepções alternativas dos alunos deste nível de ensino.

Nesta secção far-se-á referência à escolha do tema, ao nível de escolaridade dos alunos, à explicitação dos objectivos do estudo e por fim será feita uma apresentação sumária do plano de trabalho desenvolvido.

1.2.1- Escolha do tema

A escolha do tema químico a usar na investigação teve em conta as seguintes motivações:

1. Ser uma área temática onde há aspectos importantes, nomeadamente no que diz respeito ao processo da dissolução (em termos submicroscópicos) pouco investigados.
2. Ser uma área muito abrangente e interdisciplinar; os conteúdos relativos a esta área são importantes nos programas de Química, Biologia e Geologia.
3. Devido à sua ampla incidência em situações do quotidiano, muitos dos conceitos a identificar têm um significado na linguagem do dia-a-dia que pode ser diferente de linguagem científica.

1.2.2- Escolha do nível de escolaridade dos alunos

Optou-se por alunos no final do 11º ano, visto que os alunos deste nível de ensino estão já familiarizados com o tema através de diversas disciplinas onde este é abordado. O facto da professora/investigadora desenvolver a sua actividade profissional no ensino secundário, onde lecciona as disciplinas de formação técnica e os alunos presentes no estudo terem sido seus alunos, foi preponderante para a sua escolha, uma vez que atendendo à boa relação professora - aluno, pensou-se ser um factor facilitador na realização das entrevistas.

1.2.3- Objectivos do estudo

Os objectivos do estudo foram:

1. Identificar as ideias dos alunos sobre misturas homogéneas, heterogéneas e coloidais; solução, soluto, solvente; solução saturada e solução não saturada.
2. Identificar os modelos utilizados pelos alunos para explicar a dissolução, quer a nível macroscópico quer a nível submicroscópico.
3. Identificar as ideias dos alunos sobre a influência da agitação e da temperatura na solubilidade.
4. Identificar as razões possíveis, indicadas pelos alunos, para a existência de tais ideias.
5. Verificar a consistência dessas ideias/modelos, identificados em diferentes tarefas.
6. Comparar as ideias encontradas com as veiculadas nos manuais adoptados, bem como com o que foi “leccionado” nas aulas.

1.2.4- Plano de trabalho

Depois de escolhida a área temática seleccionaram-se os tópicos que se pretendiam estudar e definiram-se os objectivos. Surgiu, então, a revisão de literatura (Cap. 2), sobre o tema em estudo.

Das informações e sugestões retiradas da referida revisão, passou-se à escolha do instrumento de recolha de dados, optando-se, depois de ponderadas as vantagens e as desvantagens pela entrevista semi-estruturada. Seguidamente escolheu-se o nível de escolaridade dos alunos e a dimensão da amostra. (Cap. 3).

Passou-se então à fase fulcral da investigação, em que se fez a recolha de dados (estudo principal), tendo contudo efectuado previamente o estudo piloto.

Depois de efectuada a transcrição integral das entrevistas fez-se a sua análise, de modo a identificar as ideias dos alunos que podiam ser retiradas das questões colocadas no decorrer da entrevista.

Posteriormente construíram-se as categorias de resposta e procedeu-se à discussão dos resultados (Cap. 4) tendo em conta as definições consideradas adequadas à luz do Modelo Educacional (Anexo 1), confrontando-se sempre que possível as ideias dos alunos com os objectivos programáticos (Anexo 2) e ainda com o que foi “abordado” nas aulas, tendo por base extractos do caderno diário de uma das alunas (Anexo 4).

Finalmente procedeu-se à apresentação das conclusões do trabalho e implicações educacionais (Cap. 5).

CAPÍTULO 2 – REVISÃO DA LITERATURA

2.1- INTRODUÇÃO

A dissolução é um fenómeno “mágico” pois está associado ao “desaparecimento” de matéria. Explicar esse “desaparecimento” tanto do ponto de vista macroscópico como do ponto de vista submicroscópico é que se torna um pouco mais difícil. Assim, na tentativa de colmatar estas dificuldades têm sido realizados vários estudos acerca das ideias que os alunos têm associadas a soluções e fenómenos de dissolução. Esses estudos têm sido feitos antes, durante e após o ensino formal, sendo utilizadas diferentes amostras e diversas metodologias.

2.2- ESTUDOS RELACIONADOS COM SOLUÇÃO, SOLUBILIDADE E PROCESSOS DE DISSOLUÇÃO

Buell e Bradley (1972), efectuaram um estudo com 70 alunos dos últimos anos do ensino secundário (56 do 10º ano e 14 do 11º ano), com o objectivo de verificarem em que estágio de pensamento Piagetiano (concreto ou formal) se encontravam, no que concerne ao equilíbrio de solubilidade.

Foi dado aos alunos um gráfico de variação da solubilidade de cinco sais (sulfato de cézio, clorato de potássio, cloreto de sódio, nitrato de potássio e nitrato de sódio) com a temperatura. Foi-lhes pedido que interpretassem as relações existentes no gráfico e as escrevessem, e ainda que explicassem como chegaram a essas conclusões.

Duas semanas mais tarde, depois do ensino sobre a solubilidade, foi-lhes dado os mesmos gráficos, mas acompanhados de tabelas de solubilidade em que era registada a solubilidade destes sais à medida que a temperatura aumentava em incrementos de 10°C. Os alunos tinham de interpretar os gráficos de modo a poderem responder a uma série de questões que lhes foram apresentadas.

Os autores verificaram que :

- Era esperado que a maior parte dos alunos estivesse na fase de pensamento formal, sendo capaz de estabelecer relações lógicas entre as variáveis, mas tal não aconteceu.
- As duas semanas de ensino da solubilidade não conduziu a uma melhoria significativa da interpretação dos gráficos, pelo contrário, parece que os confundiu conduzindo a piores resultados.

Em jeito de conclusão os autores referem que muito do que é ensinado não é aprendido e que seria importante privilegiar actividades em que se fizesse o uso do pensamento lógico complementando as actividades laboratoriais.

Johnstone e Mahmoud (1980), efectuaram um estudo para detectarem as dificuldades sentidas pelos alunos relativas a alguns conceitos importantes em Biologia.

O estudo foi efectuado com oito grupos de alunos no final do ensino secundário. Cada grupo era constituído por seis alunos, rapazes e raparigas da mesma escola. Os diferentes grupos provinham de diferentes escolas.

O instrumento utilizado para a recolha de dados foi a entrevista em grupo. Cada grupo de seis alunos discutia livremente com os dois investigadores e entre eles sobre diversos conceitos relevantes em Biologia de modo a serem detectadas as suas ideias e dificuldades. As entrevistas foram gravadas para posterior análise. Cada investigador/entrevistador analisou independentemente os seus resultados e no final foram comparados.

De modo, a ter uma amostra mais alargada, foram administrados testes de respostas do tipo Verdadeiro/Falso a 527 alunos. Os itens constantes nos testes eram baseados nas ideias/afirmações dos alunos durante as entrevistas.

Tanto os resultados das entrevistas como os dos testes permitiram concluir :

-
- Os alunos possuíam concepções alternativas, algumas resultantes do conhecimento do quotidiano e outras que resultaram de um ensino deficiente. Uma das concepções alternativas dizia respeito ao processo de dissolução. Os alunos pensavam que as partículas de soluto iriam ocupar os buracos no solvente. Os alunos consideravam que era necessário haver espaços vazios no líquido para dissolver “as coisas”.

Os autores indicam que esta ideia se pode dever ao facto de nos anos anteriores se utilizarem modelos simplificativos para explicar os fenómenos.

Cosgrove e Osborne (1981), de modo a investigarem as ideias dos alunos sobre algumas transformações físicas, nomeadamente ebulição, fusão, evaporação, condensação e **dissolução** efectuaram um estudo na Nova Zelândia, com 43 alunos de idades compreendidas entre os 8 e os 17 anos.

O instrumento utilizado para a recolha de dados foi a entrevista, baseada em seis situações diferentes. Uma dessas situações, a única relevante para esta dissertação, consistia em colocar uma colher de açúcar numa chávena agitando até dissolução completa. A questão iniciadora da entrevista era “O que aconteceu ao açúcar?”.

Da análise dos resultados os autores verificaram que :

- Os alunos mais novos explicavam os fenómenos em função do que era observável. Cerca de 1/3 dos alunos usaram o termo “fundiu” para explicarem o que aconteceu ao açúcar.
- Tanto os alunos mais velhos como alguns mais novos usaram um modelo de partículas para explicarem a dissolução. No entanto só os alunos mais velhos consideraram essas partículas submicroscópicas.
- Alguns alunos (12 - 13 anos) consideraram que o calor, uma vez que a água era aquecida, era responsável pela separação e fragmentação das partículas.

Da análise de resultados os autores sugerem que deveria ser reexaminado o que se ensina e como se ensina e que o modelo de partículas para explicar diferentes transformações físicas deveria fazer parte do currículo dos alunos deste nível etário.

Kruger e Summers (1989), efectuaram um estudo sobre a compreensão de alguns conceitos científicos por 19 professores do 1º ciclo, docentes de cinco escolas básicas de Hertfordshire, Buckinghamshire e Oxfordshire.

A metodologia de investigação consistiu na utilização de 6 cartões em que eram apresentados desenhos com situações diferentes e familiares. Só se fará referência a uma das situações apresentadas por ser a única que é relevante para esta dissertação.

Assim, no cartão nº 6, foi apresentada uma situação em que era visível um copo ao qual se adicionava uma colher de açúcar; após a agitação era visível algum açúcar no fundo do copo. Os professores, foram, então, entrevistados acerca desta situação, com base em determinadas questões chave, tais como :

- “1- O que aconteceu ao açúcar ?”
- “2- Transformou-se ? Se sim, de que maneira ?”
- “3- Esta transformação é semelhante à transformação do gelo em água ?”
- “4- É capaz de explicar por que razão alguns cristais permanecem no fundo do copo ?”

Os autores verificaram que apenas quatro professores explicaram o processo de dissolução e saturação, utilizando um modelo conceptual coerente envolvendo moléculas.

Apenas dois professores se referiram à quebra de ligações nas moléculas de açúcar quando o cristal se dissolia. No entanto, um deles não tinha nenhuma ideia sobre o conceito de saturação.

Alguns professores apresentavam modelos incompletos considerando que o açúcar se dividia em partículas cada vez mais pequenas ou então que as partículas de açúcar ocupavam os espaços vazios na água.

Em relação à questão nº 3, “Esta transformação é semelhante à transformação do gelo em água ?”, sete professores consideraram que o processo de dissolução era semelhante

ao que ocorria durante a fusão do gelo, alguns consideraram que ocorria o oposto e outros mostraram-se indecisos.

Para explicarem a presença de açúcar no fundo do copo, alguns professores consideraram que o açúcar deveria ser impuro e outros consideraram que os cristais deveriam ser demasiado grandes para se poderem dissolver.

Sete professores não possuíam qualquer conceito de saturação, mas alguns usavam o termo “saturada” para se referirem a um estado de absorção máxima.

Para se poder dissolver os cristais de açúcar que se encontravam no fundo do copo os professores sugeriram que se aquecesse a “solução” ou que se adicionasse água. Mas dois dos professores não conseguiram explicar de modo algum a presença de açúcar no fundo do copo, nem apresentar qualquer sugestão para a sua dissolução.

Estes autores são da opinião que seria importante desenvolver cada vez mais cedo as ideias dos alunos em áreas fundamentais da ciência, como por exemplo, a estrutura da matéria, recorrendo a um modelo de partículas. Para isso tornar-se-á necessário que os professores do 1º ciclo possuam uma formação científica adequada. Da análise dos resultados os autores verificaram que os professores deste nível de ensino, tinham muitas dificuldades em explicar a dissolução e saturação em termos submicroscópicos, apresentando muitas concepções alternativas, o que poderá ser um reflexo de um conhecimento deficiente sobre a estrutura da matéria. Isto poder-se-á reflectir no ensino dos alunos levando-os à aquisição de concepções que nem sempre serão as mais adequadas.

Prieto, Blanco e Rodriguez (1989), num estudo com crianças espanholas dos 11 aos 14 anos, exploraram os diferentes pontos de vista e explicações dadas, associadas ao binómio solução / dissolução e verificaram se essas ideias eram resultado de um conhecimento social ou escolar.

O instrumento utilizado para a recolha dos dados foi um questionário constituído por quatro tarefas abertas. As duas primeiras tarefas envolviam uma composição livre ou um desenho e tinham por finalidade pesquisar as ideias dos alunos acerca do processo de dissolução. As outras duas questões tinham como objectivo identificar situações que

permitissem aos alunos explicar o fenómeno de dissolução, com base em frases escritas pelos alunos em que utilizassem a palavra dissolver.

Os resultados obtidos permitiram concluir que :

- 1- Verificou-se muito pouca diferença entre os alunos do 6º e 8º ano em relação à terminologia usada para descrever o fenómeno da dissolução.
- 2- A maior parte utilizava as experiências do dia-a-dia e não os termos científicos usados nos livros de ciência.
- 3- Um número elevado de alunos dava grande importância às acções mecânicas envolvidas na dissolução de substâncias (agitar, aquecer, etc). Para descrever a acção de dissolver uma substância eram frequentes o uso de termos tais como “adicionar”, “juntar”, “colocar”, “misturar”. No entanto, os alunos mais velhos tendiam a utilizar uma terminologia cada vez mais científica para essa acção.
- 4- A generalidade dos alunos dava exemplos de dissolução de um sólido num líquido. Foram muito poucos os que deram exemplos de dissolução de um líquido noutro líquido e nenhum deu o exemplo de dissolução de um gás num líquido, apesar deste tipo de soluções serem largamente utilizadas no quotidiano.
- 5- Os conceitos que os alunos tinham sobre dissolução estavam confundidos com outros que nada têm a ver com este fenómeno, como por exemplo, “fusão”, “decomposição”, “desaparecimento”, etc.
- 6- Verificou-se que a maior parte dos alunos considerou que o soluto é o componente mais importante no processo de dissolução. No entanto, os alunos mais velhos (7º e 8º anos) já começavam a reconhecer a importância das interacções “soluto - solvente”, apesar de considerarem estas interacções de natureza química. Alguns estudantes acreditavam que dessas interacções havia formação de uma nova substância com propriedades do soluto e do solvente.

-
- 7- Os autores verificaram que alguns alunos mais velhos começam já a apresentar algumas definições em termos de átomos e moléculas, embora não se tratando de uma interpretação adequada sobre os fenómenos. “As moléculas separam-se” ou “ele quebra-se em pequenas partículas” foram alguns dos exemplos de explicações dados pelos alunos.

Outro estudo realizado por **Longden, Black e Solomon (1991)**, procurando :

- 1- explorar a natureza da interacção entre as ideias que se aprendem na escola e as originadas fora da escola; e
- 2- identificar problemas de aprendizagem relativamente ao fenómeno de dissolução;

foi realizado com 246 crianças do 5º ano de escolaridade (11 – 12 anos) e 196 do 7º ano de escolaridade (13 – 14 anos), utilizando como técnica de investigação um teste em que era pedido aos alunos que desenhassem o que acontecia a um cristal quando se dissolia, em termos macroscópicos e em termos submicroscópicos.

Os resultados obtidos foram surpreendentes :

- 1- Apesar dos alunos do 5º ano ainda não conhecerem a “teoria atómica”, o número de respostas correctas, mesmo para estes alunos, era maior quando faziam a representação em termos submicroscópicos do que quando faziam a representação macroscópica do fenómeno da dissolução.
- 2- Não se verificava uma grande diferença nas respostas envolvendo os conceitos do dia-a-dia quando se passava das crianças mais novas para as crianças mais velhas; no entanto, a compreensão e explicações dadas em termos de partículas melhorava consideravelmente.
- 3- Não se verificava melhoria na consistência das respostas com a idade.

Estes resultados permitiram aos autores concluir que :

-
- 1- Se por um lado, os alunos vão desenvolvendo as suas explicações científicas, nomeadamente sobre o conceito de dissolução, à medida que progridem no ensino, por outro lado, o seu conhecimento social e as vivências do dia-a-dia são mais fortes e acabam por se sobrepor a este conhecimento científico, verificando-se uma incompatibilidade entre as ideias que resultam de um conhecimento social e as ideias que se aprendem na escola.
 - 2- As crianças tendem a dar explicações diferentes consoante se encontrem na escola ou fora dela, isto é, usam a linguagem que lhes parece mais apropriada a cada contexto, não fazendo ligação entre os conceitos socialmente adquiridos e os conceitos científicos.

Parece assim que a escola fomenta uma separação entre as ideias prévias dos alunos e as que lá se “aprendem” em vez de desenvolver as ideias que os alunos já têm tornando-as “mais científicas”.

Slone e Bokhurst (1992) num estudo com 270 crianças brancas e negras de diferentes etnias, oriundas de três escolas da Cidade do Cabo na África do Sul e com idades compreendidas entre os 4 e os 13 anos, pretendiam investigar como se processa a evolução do conhecimento físico, lógico – matemático e a interrelação entre os dois tipos no que diz respeito à compreensão da dissolução do açúcar em água, sem que estas crianças tenham sido ensinadas formalmente sobre as soluções aquosas de açúcar. Este estudo foi baseado nos realizados por Piaget e Inhelder (1941-1974) e nos de Slone (1987).

O instrumento de recolha de dados utilizado foi a entrevista semi-estruturada; cada criança foi entrevistada individualmente na sua língua mãe, em diversas sessões, num total de aproximadamente 2 horas de entrevista, entrevistas essas que foram gravadas.

Em relação ao conhecimento físico as respostas foram agrupadas em 4 estádios por ordem crescente de complexidade :

- 1- Não preservação (ex: o açúcar desaparece).
- 2- Preservação (ex: o açúcar permanece na solução mas não o conseguimos ver).
- 3- Liquefacção (ex: o açúcar transforma-se em água ou passa ao estado líquido).
- 4- Atomismo (ex: o açúcar parte-se em pequenas partículas formando minúsculos grãos).

Em relação ao conhecimento lógico – matemático as relações de proporcionalidade directa ou indirecta foram consideradas correctas ou incorrectas.

A interpretação dos resultados foi feita em função das idades.

Na tabela 2.1 estão sumariadas os estádios de respostas e as percentagens em cada estádio, de alunos em cada grupo etário.

Estádios das Respostas	Percentagem de alunos em cada grupo etário				
	4 – 5	6 – 7	8 – 9	10 – 11	12 – 13
Não preservação	69,0	57,1	33,3	7,1	0,0
Preservação	24,1	11,1	26,7	19,6	12,9
Liquefacção	6,9	23,8	33,3	60,7	74,2
Atomismo	0,0	7,9	6,7	12,5	12,9

Tabela 2.1 – Percentagem de alunos em cada estádio em função do grupo etário

Os autores concluíram que a não preservação diminuiu consideravelmente com a idade.

A liquefacção aumentava consideravelmente ao longo dos grupos etários e, por último, o atomismo apresentava apenas um pequeno aumento ao longo dos grupos etários.

Em termos de implicações práticas, talvez o mais importante deste estudo seja a confirmação da ordem pela qual as crianças atingem diferentes construções, o que leva a que os investigadores em educação pensam noutra forma de elaboração dos currículos.

No entanto, este estudo não é conclusivo em relação à idade a partir da qual as crianças estão aptas a compreender determinados conceitos e de quais os conceitos que são pré-requisitos para a aquisição de outros.

Abraham, Williamson e Westbrook (1994) efectuaram um estudo envolvendo 300 alunos, 100 que frequentavam o 9º ano (JH), 100 que frequentavam os 11º e 12º anos (HS) e 100 que frequentavam o 1º ano da Universidade (CC). Um dos objectivos deste estudo era a identificação das ideias dos alunos sobre a dissolução de um sólido na água.

O instrumento de recolha de dados consistiu num questionário constituído por duas tarefas :

- Tarefa (1)- Descrição do que acontecia quando um cubo de açúcar se dissolia em água.
- Tarefa (2)- Desenhar o que acontecia quando metade do açúcar se dissolia e depois quando todo o açúcar se dissolia.

Os tipos de concepção dos alunos encontrados em cada grupo apresentam-se na tabela 2.2.

Tipos de Concepção	JH / %	HS / %	CC / %
As partículas de açúcar flutuam ou vão para o fundo do recipiente.	9	17	9
O açúcar transforma-se numa nova substância.	6	8	3
O açúcar quebra-se nos seus iões ou elementos.	4	4	5
O açúcar evapora ou funde.	5	3	1
A água absorve o açúcar (semelhante à acção de uma esponja).	5	4	5

Tabela 2.2 – Tipos de concepção dos alunos em cada grupo

Os investigadores verificaram ainda que :

-
- 1- Os termos soluto e solvente nem sempre eram usados de forma correcta.
 - 2- Com a idade, aumentava o número de alunos que espontaneamente usavam os termos “átomos” e “moléculas” (13% JH, 30% HS e 46% CC), mas nem sempre utilizavam correctamente estes dois termos (muitos dos alunos referiam-se aos “átomos de açúcar”).
 - 3- Só 27,3% dos alunos apresentavam uma compreensão deste fenómeno.

Posteriormente, **Hwang e Liu (1994)**, realizaram um estudo com 596 alunos tailandeses que frequentavam o 8º e o 11º anos. O objectivo do estudo era investigar as mudanças conceptuais nos alunos quando se utilizava uma estratégia de ensino baseada na experimentação, que promovesse conflito cognitivo nos alunos.

A pesquisa das ideias dos alunos baseou-se nos seguintes conceitos : Solução, Conservação de Massa, Concentração e Saturação.

O presente estudo dividiu-se em 3 etapas :

Etapa 1- Pré-teste – Este destinou-se a verificar as concepções que os alunos possuíam acerca de solução em química. O instrumento utilizado para a recolha de dados foi a entrevista, realizada após demonstração efectuada pelo professor e um teste escrito.

Etapa 2- Tarefas de raciocínio proporcional – Consistia num teste com demonstrações em que os alunos tinham de desenhar, responder e justificar as suas afirmações.

Etapa 3- Pós-teste – Tarefas relacionadas com os conceitos relacionados com solução, apresentando o formato de pré-teste.

Aos alunos, objecto deste estudo, foi-lhes administrada instrução, de modo a provocar um conflito cognitivo.

Antes da instrução, a análise das entrevistas conduziu às seguintes categorias de respostas :

- 1- A solução tinha de estar no estado líquido. O soluto tinha de estar no estado sólido e o solvente no estado líquido; quando ao açúcar se dissolvia em água, passava ao estado líquido.
- 2- Quando o açúcar se dissolvia desaparecia; assim, a massa da solução ia ser menor do que a soma da massa de açúcar com a massa de água existente na solução.
- 3- Consideravam que o soluto era o único factor que determinava a concentração de uma solução.
- 4- Confundiam solução “saturada” e “insaturada”.
- 5- Dificuldade em explicar a influência da temperatura na concentração ou na saturação de uma solução.
- 6- Quando a solução aquosa de açúcar era aquecida, o açúcar ia passar ao estado gasoso, juntamente com a água.

Depois da instrução e baseados na análise dos resultados do pós-teste, os autores sugeriram que a adopção de um ensino que criasse conflito cognitivo nos alunos contribuiria para melhorar o processo de aprendizagem de conceitos relacionados com solução, ou seja, o recurso ao método experimental de ensino poderia conduzir a uma melhoria significativa na aquisição de conceitos relacionados com a solução e eliminar algumas concepções pouco correctas. Assim, o conhecimento das concepções prévias como ponto de partida para o ensino poderia ser a chave do sucesso educativo.

Ebenezer e Gaskell (1995), efectuaram um estudo exploratório sobre a mudança de concepções dos alunos acerca de Química das Soluções antes e depois do ensino formal.

Este estudo foi realizado com 13 alunos de classe média e média alta do 11º ano de Química de uma Escola Secundária de Vancouver, Canadá, onde se lecciona apenas 11º ano e 12º ano.

Neste estudo, durante o ensino, houve uma estreita colaboração entre o investigador e a professora da disciplina e baseou-se nos seguintes passos :

- 1- O investigador procurava identificar quais as concepções prévias dos alunos sobre a solubilidade, através de uma entrevista.
- 2- Essas concepções foram organizadas em categorias de descrições.
- 3- Após a identificação das concepções dos alunos, seguiu-se um período de ensino em que o investigador e a professora, em colaboração, desenvolveram uma unidade de ensino de Química de Soluções; as três primeiras aulas foram leccionadas pelo investigador e as restantes cinco, num total de oito, foram leccionadas pela professora.
- 4- O investigador e a professora anotaram, num diário, tudo o que ocorria.
- 5- Os treze alunos participaram numa entrevista final em que foram realizadas as mesmas demonstrações aquando da identificação das concepções dos alunos.

As questões baseavam-se em três sistemas químicos :

Sistema A- Açúcar / Água – num recipiente com água quente foi introduzido um cubo de açúcar.

Sistema B- Água / Álcool / Diluente – num recipiente com água, álcool e um pouco de corante foi introduzido diluente, levando à formação de duas fases muito pouco miscíveis.

Sistema C- Sal / Água – num recipiente fechado contendo uma solução saturada de água e sal (no fundo era possível observar o sal cristalizado).

1- Antes do ensino formal, foram encontradas seis categorias de descrições :

1. Transformação física de um sólido num líquido.
2. Transformação química do soluto.
3. Densidade do soluto.
4. Espaço disponível na solução.
5. Propriedades do soluto.
6. Tamanho do soluto.

Depois do ensino formal, surgiram dois novos tipos de descrição :

7. Estrutura química dos componentes.
8. Equilíbrio em solução.

2- Verificou-se que depois do ensino formal o tipo de linguagem utilizado tendia a ser “mais científica”, abandonando os conceitos do dia-a-dia.

3- Notava-se que os conceitos de solubilidade variavam consoante o sistema, por exemplo, o conceito de solubilidade associado à densidade surgia mais nas explicações dadas em relação ao sistema B (líquido - líquido).

4- As respostas dadas pelos alunos foram do tipo descritivo, apresentando uma visão contínua, por exemplo, “o açúcar já não é sólido é mais como um líquido ...”, e apareceram também respostas evidenciando ideias atomistas.

5- Quanto ao sistema A, verificou-se que, depois do ensino formal, o número de alunos que usaram as duas primeiras categorias nas suas explicações, diminuiu consideravelmente. Para o sistema B, diminuiu os que usaram a categoria 3 e para o sistema C, depois de serem ensinados, aumenta o número de respostas tipo 4.

Uma análise cuidada das concepções dos alunos acerca da solubilidade levou os autores a reflectir sobre alguns aspectos :

-
- 1- Há ambiguidade entre as teorias químicas sobre a dissolução, nomeadamente se se trata de um processo físico ou de um processo químico.
 - 2- As explicações são muitas vezes dadas em função do que se observa; as explicações dos alunos para um sistema químico baseiam-se no que se consegue ver e não no que é invisível.
 - 3- Ambiguidade entre os termos usados no dia-a-dia e os termos científicos. Por exemplo, o termo “partícula”. Para alguns alunos, partícula de açúcar significa grão de açúcar, enquanto que, em linguagem química, significa molécula de açúcar. Este exemplo permite verificar a discrepância que existe entre a linguagem do dia-a-dia, com que os alunos estão familiarizados, e a linguagem do domínio científico, que os professores utilizam na sala de aula.

Em conclusão, os autores sugerem, que se devem conhecer as ideias iniciais e a linguagem dos alunos e em vez de as substituírem de imediato, os alunos devem ser, lentamente, confrontados com as novas aplicações dos termos a serem adicionadas ao seu repertório à medida que vão aprendendo a distingui-las em determinados contextos. Este novo conhecimento que inicialmente é restrito a poucos contextos, pode ser clarificado e aplicado mais vezes, recorrendo, para isso, a novas experiências propostas nas aulas de Química.

Um ano depois, **Ebenezer e Erickson (1996)** com os objectivos de identificar :

- 1- As concepções que os alunos do 11º ano possuem sobre o fenómeno da solubilidade antes do ensino formal.
- 2- Se essas concepções podem ser agrupadas em categorias.
- 3- Quais os factores de significado pedagógico que influenciam a compreensão do fenómeno de solubilidade.

Efectuaram um estudo com 13 estudantes do 11º ano, utilizando-se como instrumento de recolha de dados a entrevista clínica. Os sistemas utilizados (A, B e C) foram os mesmos que no estudo anteriormente descrito (Ebenezer e Gaskell, 1995).

Obtiveram-se os seguintes resultados que foram agrupados de acordo com as seguintes categorias :

- 1- Transformação física de um sólido num líquido – A maior parte dos alunos via o processo de dissolução como um processo de transformação de um sólido num líquido; muitos, inclusive, chamavam ao processo, fusão.
- 2- Transformação química - À semelhança do que acontecia no estudo piloto, alguns estudantes pensavam que, quando se adicionava açúcar à água, ocorria um fenómeno químico. Perto de metade da amostra apresentava a concepção de que a dissolução era um processo em que havia combinação de duas ou mais substâncias.
- 3- Densidade da solução – Explicações baseadas nas diferenças de densidade foram usadas para justificar a razão de líquidos diferentes não se combinarem ou o porquê de o sal depositar no fundo do recipiente.
- 4- Espaço disponível na solução – Alguns estudantes argumentaram que as substâncias não se dissolviam porque não encontravam espaço suficiente no solvente.
- 5- Tamanho do soluto – Esta categoria de descrição que poderá estar relacionada com a anterior, foi utilizada apenas por um aluno que considerou que as partículas deviam ter um tamanho suficientemente pequeno para ocorrer a dissolução. No entanto, se o soluto fosse dividido em partículas minúsculas, este já se conseguiria dissolver.
- 6- Propriedades do soluto – Alguns estudantes consideraram que para uma substância se dissolver noutra era necessário que o soluto possuísse certas propriedades; as explicações sobre essas propriedades foram muito ambíguas.

Estas observações relativas às concepções dos alunos sobre solubilidade contribuem para a compreensão de algumas das dificuldades expressas pelos estudantes nas turmas de Química.

Alguns dos problemas pedagógicos que este estudo sugere são :

- a) As respostas dadas pelos alunos eram baseadas predominantemente nas suas experiências do dia-a-dia.
- b) Os alunos tinham tendência para alargar as propriedades macroscópicas da matéria para explicar fenómenos a nível submicroscópico.
- c) A diferença de significado da linguagem química usada pelos estudantes e pelos professores e manuais escolares nas aulas de Química.

Em conclusão, este estudo permitiu a identificação de diferentes concepções que foram agrupadas nas 6 categorias referidas.

De um ponto de vista pedagógico, a compreensão destas concepções sobre a solubilidade permite que se analise e desenvolva mais criteriosamente os currículos e as estratégias de ensino.

Deveria haver uma colaboração mais estreita entre os professores e os investigadores educacionais de modo a facultar uma melhor compreensão dos problemas de aprendizagem dos alunos.

Taylor e Coll (1997), efectuaram um estudo com professores primários no segundo ano de estágio, pertencentes a dois dos maiores grupos étnicos das Ilhas Fidji.

O objectivo deste estudo consistiu na importância do uso de analogias no ensino da solubilidade.

O estudo foi dividido em duas fases. Numa primeira fase, um pequeno grupo de estagiários (vinte e quatro), foi entrevistado com base em situações familiares. Foram-lhes apresentados uma série de cartões com desenhos de situações comuns do dia-a-dia.

Num dos cartões era apresentada a dissolução do açúcar em água quente com o objectivo de identificar as concepções alternativas dos estagiários no que concerne à solubilidade.

Numa segunda fase esta investigação foi alargada à totalidade da amostra (cento e quarenta e três estagiários) utilizando-se para o efeito um teste escrito com cinquenta itens. Este funcionou como pré-teste. Os estagiários tinham de indicar se cada um dos itens correspondia a uma afirmação verdadeira, falsa ou se não tinham a certeza, e tinham ainda de apresentar uma justificação sucinta da razão da sua escolha.

Os autores verificaram que 41,3% dos estagiários apresentavam concepções alternativas. Uma das concepções alternativas era de que durante a dissolução o açúcar fundia e transformava-se em água.

Utilizando os dados recolhidos nas duas fases do estudo foi desenvolvido um método inovador de ensino. Este novo método foi administrado a um grupo de vinte e seis alunos (grupo experimental) e consistia em dissolver um pouco de permanganato de potássio em água tépida, antes de repetir a actividade utilizando o açúcar. O objectivo da utilização desta estratégia consistiu em utilizar a cor como suporte visual no processo de dissolução.

O outro grupo constituído por vinte e três alunos (grupo de controlo) apenas realizou a actividade sugerida pelo manual que consistia na dissolução do açúcar. Estes dois grupos, faziam parte de duas turmas completas e escolhidas ao acaso entre as seis turmas de segundo ano de estágio existentes.

Para avaliar as ideias dos estagiários foram administrados dois pós-testes, um logo após o ensino e outro dez semanas depois cujos resultados foram tratados estatisticamente. Estes levaram os autores a concluir que :

- A analogia utilizada contribuiu com sucesso para a correcção da concepção de que o açúcar se transformava em água. Assim, a introdução de estratégias de ensino como as analogias baseadas no método de ensino construtivista, poderão conduzir a uma melhor compreensão de ciência por todos os grupos étnicos das ilhas Fidji.

Os autores sugerem que as conclusões deste estudo sejam utilizadas no ensino das ciências em contextos multiculturais cada vez mais comuns na sociedade actual.

Um estudo realizado por **Liew e Treagust (1998)** teve por objectivo identificar as ideias dos alunos que frequentavam o 11º ano acerca da solubilidade do sal de cozinha. Nesse estudo, foi pedido aos alunos que previssem, observassem e explicassem, o que acontecia em relação a dois sistemas : sal em água e sal em óleo de cozinha.

A escolha dos dois sistemas baseou-se no facto de serem comuns nas experiências do dia-a-dia dos alunos.

Sistema 1 – Sal em água

As previsões feitas pelos alunos coincidiram com as observações : O sal “desapareceu” na água.

As explicações encontram-se sumariadas na tabela 2.3.

Explicações	Nº de Alunos
O sal dissocia-se.	1
Os átomos / moléculas do sal dissociaram-se em iões sódio e cloro.	2
Os iões do sal foram dissociados pelas moléculas de água.	2
Os iões do sal combinam-se com as moléculas de água.	2
O sal transforma-se em iões rodeados por moléculas de água.	2

**Tabela 2.3 – Explicações dadas pelos alunos sobre a dissolução do sal em água
(N=9)**

Sistema 2 – Sal em óleo de cozinha

Em relação às previsões, os resultados encontram-se sumariados na tabela 2.4.

Previsão	Nº de Alunos
Solúvel.	5
Insolúvel.	3
Não sabe.	1

Tabela 2.4 – Resultados obtidos relativamente às previsões do fenómeno de dissolução no sistema sal / óleo (N=9)

Os 5 alunos que previram que o sal era solúvel em óleo, apresentaram as seguintes explicações (tabela 2.5) :

Explicações	Nº de Alunos
O sal ionizava-se e misturava-se com o óleo para formar uma solução.	1
O sal dissolvia-se no óleo.	2
As moléculas de sal juntavam-se à cadeia de hidrocarbonetos do óleo.	1
O óleo contém água.	1

Tabela 2.5 – Explicações relativas à previsão dos alunos sobre a solubilidade do sal em óleo (N=5)

Os 3 alunos que previram que o sal era insolúvel em óleo, apresentaram as seguintes explicações (tabela 2.6) :

Explicações	Nº de Alunos
O sal mantém-se como cristal.	1
Substâncias iónicas como o sal, só se dissolvem em água para formar iões.	1
O óleo não é um bom solvente.	1

Tabela 2.6 – Explicações relativas à previsão dos alunos sobre a insolubilidade do sal em óleo (N=3)

Um dos alunos não fez qualquer previsão.

Relativamente às observações, os resultados encontram-se sumariados na tabela 2.7 :

Observações	Nº de Alunos
Insolúvel	8
Pouco solúvel	1
Solúvel	0
Não sabe	0

Tabela 2.7 – Resultados obtidos relativamente às observações do fenómeno de dissolução no sistema sal / óleo (N=9)

Dos cinco alunos que previram que o sal era solúvel em óleo, quatro observaram que era insolúvel e apresentaram as seguintes explicações para o facto observado (tabela 2.8) :

Explicações	Nº de Alunos
O óleo não dissolvia o sal.	3
O óleo não era um bom solvente.	1

Tabela 2.8 – Explicações dadas para o facto do sal ser insolúvel em óleo, pelos alunos que previram que os sal era solúvel (N=4)

O aluno que considerou que o sal era solúvel em óleo porque o óleo tinha água observou que na realidade o sal era pouco solúvel em óleo e a razão apresentada para justificar a sua observação é que o óleo tinha pouca água e portanto a quantidade de sal que se dissolvia era muito pequena.

O aluno que não tinha sido capaz de efectuar qualquer previsão, depois de observar a insolubilidade do sal em óleo, apresentou como explicação para o que tinha observado o facto de o óleo e da água não se misturarem física ou quimicamente.

As explicações dadas pelos três alunos cuja previsão coincidiu com a observação, encontra-se sumariada na tabela 2.9 :

Explicações	Nº de Alunos
Substâncias orgânicas, como o óleo não dissociam substâncias iónicas nos seus iões componentes.	1
O óleo não quebra as ligações e o sal permanece no estado sólido.	1
O óleo não consegue dissociar os iões do sal.	1

Tabela 2.9 – Explicações dadas para o facto do sal ser insolúvel em óleo, pelos alunos que previram que os sal era insolúvel (N=3)

Como conclusão deste estudo os autores consideraram que os alunos possuíam um modelo corpuscular bastante insuficiente para explicar o fenómeno da dissolução.

Selley (1998), refere a história dos modelos de dissolução considerando quatro modelos

- 1- A teoria da liquefação – Uma das explicações mais antigas da dissolução na qual era assumido que o soluto se transformava em líquido. Assim, pensavam os apoiantes de Aristóteles, que se se adicionasse lentamente vinho à água este se transformaria em água.
- 2- A teoria dos “espaços” – Uma teoria alternativa, também das mais antigas, considera que, existem espaços entre os átomos do solvente entre os quais os átomos do soluto se poderiam acomodar.
- 3- A teoria da hidratação (uma teoria da atracção) – Em oposição à teoria dos espaços, existiram várias teorias da “atracción” segundo as quais os átomos do soluto seriam puxados para a solução por acção de forças de atracção. No entanto, no início (sec.XVIII), estas explicações tinham o defeito de não explicarem as diferenças entre a dissolução directa de, por exemplo, um sal em água e o ataque químico seguido de dissolução do produto, por exemplo, quando um metal é dissolvido por um ácido.
- 4- A teoria da interacção (uma teoria da atracção) – Em 1883 Nicol publicou uma nova teoria baseada nas interacções soluto-solvente. Mais ou menos na mesma altura, Arrhenius publicou a sua teoria iónica só aceite anos mais tarde.

2.3- ESTUDOS RELACIONADOS COM A INFLUÊNCIA DA TEMPERATURA E DA AGITAÇÃO NA DISSOLUÇÃO DE UM SÓLIDO NUM LÍQUIDO

Prieto, Blanco e Rodriguez (1989), pesquisaram as ideias dos alunos sobre a influência da agitação no processo de dissolução e verificaram que os alunos que participaram no estudo consideravam a agitação como um factor relevante para este processo. Verificaram ainda, que 80% dos alunos, quando eram inquiridos sobre o significado de “dissolver” faziam referência às acções exteriores nomeadamente, agitar e aquecer.

Blanco e Prieto (1997), efectuaram um estudo que tinha por finalidade identificar as opiniões dos alunos sobre a importância que os factores externos, tais como a temperatura e a agitação podem afectar o processo de dissolução de um sólido num líquido.

A amostra era constituída por 458 estudantes de Málaga com idades compreendidas entre os 12 e os 18 anos, divididos em 4 níveis diferentes, consoante o seu nível de instrução em Química :

- Nível I – 112 alunos entre os 12 e os 13 anos – estudantes que nunca tiveram contacto com a disciplina de Química, embora não se excluísse a possibilidade de possuírem um conhecimento esporádico sobre dissolução.
- Nível II – 127 alunos entre os 14 e os 15 anos – estudantes que no ano anterior tiveram o primeiro contacto com a disciplina de Química.
- Nível III – 105 alunos entre os 16 e os 17 anos – estudantes que tiveram um contacto de 2 anos com a disciplina de Química.
- Nível IV – 114 alunos entre os 17 e os 18 anos – estudantes que tiveram um contacto com a disciplina de Química de 3 anos.

A metodologia de investigação utilizada consistiu num teste utilizando o sistema químico (água e sal) com questões que exploravam a importância dos factores referidos. As respostas escritas eram acompanhadas por desenhos.

Este questionário era baseado em três situações diferentes :

A- Adicionar o sal à água e deixar o sistema em repouso por um longo tempo.

B- Adicionar o sal à água, agitar o sistema e depois deixá-lo em repouso.

C- Adicionar o sal à água quente e depois deixar o sistema em repouso.

Da análise dos resultados, os autores concluíram que :

- O ensino de Química, durante um longo período de indubitável desenvolvimento intelectual, nem por isso conduziu a uma mudança significativa das ideias dos alunos sobre a influência de factores externos no processo de dissolução.
- Mesmo para os alunos mais velhos e, portanto, com mais anos de estudo, persistia a ideia de que a agitação estava associada à dissolução momentânea, “o sal dissolve-se na água, devido ao facto de agitarmos para facilitar a dissolução na água; quando paramos de agitar as partículas do sólido depositam no fundo do recipiente”.
- À medida que os alunos vão adquirindo mais conhecimentos em Química (alunos mais velhos), tornam-se relevantes as explicações em que consideravam que o sal a altas temperaturas se decompõe e a temperaturas não muito elevadas se dissocia.

Deste estudo os autores consideraram que se pode extrair algumas ideias importantes, de modo a modificar o processo ensino / aprendizagem, pois torna-se necessário, desde o início da aprendizagem das ciências, prevenir a formação de algumas concepções alternativas que podem tornar-se persistentes. Assim, sugerem que sejam efectuadas experiências simples, como por exemplo :

- 1- Demonstrar experimentalmente que certas substâncias tão familiares como o sal e o açúcar se dissolvem em água mesmo quando deixadas em repouso durante um certo período de tempo.

-
- 2- Demonstrar que o facto de uma substância se dissolver numa outra, não depende de uma propriedade física dessa substância, como por exemplo, a densidade.
 - 3- Introduzir e utilizar um modelo corpuscular da matéria, desenvolvendo ideias de movimento e interacção, com vista a explicar o fenómeno de dissolução.
 - 4- Analisar e clarificar o papel de factores externos, como a temperatura e a agitação, no processo de dissolução.

CAPÍTULO 3 – METODOLOGIA DO ESTUDO

3.1- OBJECTIVOS

Os objectivos do estudo foram:

- 1- Identificar as ideias dos alunos acerca de misturas (homogéneas, heterogéneas e coloidais), dissolução, soluto, solvente, solubilidade, solução saturada e solução não saturada no contexto de actividades práticas de índole laboratorial e no contexto de resolução de um exercício.
- 2- Identificar os modelos utilizados pelos alunos para explicar a dissolução, quer a nível macroscópico quer a nível submicroscópico, nos contextos acima referidos. Avaliação da consistência dos referidos modelos quando utilizados pelos alunos nos diferentes contextos.

Atendendo a Longden, et al (1991), e Blanco e Prieto (1997) que sugerem a importância dos modelos submicroscópicos e a importância de desenvolver ideias de movimento e interacção, considerou-se importante conhecer os modelos submicroscópicos que os alunos usam na interpretação do fenómeno de dissolução.

A revisão bibliográfica não refere o uso de soluções do tipo sólido – sólido, gás – gás e gás - líquido, no estudo das ideias dos alunos acerca do fenómeno de dissolução, pelo que se consideraram neste estudo.

3.2- AMOSTRA

Foram seleccionados doze alunos do 11º ano do agrupamento 1 (Científico - Natural), para desenvolverem o trabalho com a investigadora, tendo dois deles participado no estudo piloto e os restantes no estudo principal. Nas tabelas 3.1 e 3.2 apresenta-se a caracterização das amostras.

Etapa do estudo	Idades	Nº de Alunos
Piloto	16	1
	17	1
Total		2
Principal	16	2
	17	7
	18	1
Total		10

Tabela 3.1 - Idade dos alunos

Etapa do estudo	Aproveitamento à disciplina de Ciências Físico – Químicas	Nº de Alunos
Piloto	Suficiente	1
	Bom	1
Principal	Insuficiente	3
	Suficiente	3
	Bom	3
	Muito Bom	1

Tabela 3.2 - Aproveitamento dos alunos à disciplina de Ciências Físico - Químicas

Os dados referentes ao aproveitamento dizem respeito ao final do 2ª período, altura em que os alunos foram recrutados. Todos os alunos que participaram no estudo transitaram para o 12º ano e obtiveram aprovação na disciplina de Ciências Físico - Químicas. Estes alunos frequentaram as disciplinas de Ciências Físico - Químicas do 8º e 9º anos de escolaridade do Ensino Básico, as disciplinas de Ciências Físico - Químicas do 10º e 11º anos, a disciplina de Técnicas Laboratoriais de Química I do 10º ano e de Técnicas Laboratoriais de Química II do 11º ano. Foram escolhidos alunos de aproveitamento variável de modo a que fosse possível identificar se os resultados dependiam do grau de aproveitamento. Todos os alunos foram voluntários.

Considerou-se como critério determinante para a selecção da amostra o facto dos alunos terem sido alunos da professora/investigadora nas disciplinas de Técnicas Laboratoriais de Química I (10º ano) e de Técnicas Laboratoriais de Química II (11º ano). Nestas

disciplinas as turmas são divididas em dois turnos. Em cada turno o número de alunos é reduzido (15 alunos no máximo) o que facilita um clima de maior proximidade entre os alunos e o professor. Por outro lado na disciplina de Técnicas Laboratoriais de Química alguns dos conceitos a que se refere este estudo são reforçados quer teoricamente quer no que se refere à execução de trabalhos práticos.

3.3- TÉCNICAS DE INVESTIGAÇÃO

Existem diversas técnicas para pesquisar as ideias dos alunos sobre um determinado domínio científico. Todas as técnicas apresentam vantagens mas também têm algumas limitações. As técnicas mais utilizadas usam Questionários e Entrevistas.

3.3.1- Questionários

Os questionários podem ser de dois tipos:

QUESTIONÁRIOS FECHADOS

Nestes questionários os inquiridos não podem apresentar justificações para as suas respostas nem compor as suas próprias explicações. Têm a vantagem de se poder obter uma grande variedade de comportamentos de um mesmo indivíduo, os dados podem ser tratados quantitativamente e os questionários podem ser utilizados na sala de aula. Como desvantagem os alunos podem ter dificuldade na interpretação das questões e não é possível conhecer as razões das respostas dos alunos.

QUESTIONÁRIOS ABERTOS

Permitem aos alunos dar explicações acerca das questões colocadas. Têm a vantagem de poderem ser administrados pelos professores na sala de aula. Como desvantagens principais pode referir-se o facto dos alunos poderem ter dificuldade na interpretação das questões e na expressão das suas ideias por escrito, e a interpretação das explicações dadas pelos alunos pode ser difícil para o investigador.

3.3.2- Entrevistas

As entrevistas podem ser classificadas de três diferentes modos de acordo com a maneira como são conduzidas.

ENTREVISTA NÃO ESTRUTURADA

A estrutura da entrevista não é pré-definida, uma vez proposto o tema o aluno é que determina o seguimento da entrevista e o entrevistador vai perseguindo as ideias do entrevistado. A principal desvantagem desta técnica é poder não se recolher dados respeitantes a todos os temas considerados à partida.

ENTREVISTA SEMI-ESTRUTURADA

São estabelecidas previamente algumas questões, mas sem a preocupação de uma ordem de colocação rígida no seguimento da entrevista. O entrevistador vai seguindo as respostas dos entrevistados, podendo surgir aspectos não considerados à partida. Por outro lado pode ser clarificado o sentido das respostas do entrevistado e podem ser colocadas questões não consideradas previamente. Os objectivos de conteúdo da entrevista estarão sempre presentes. No caso destes conteúdos não surgirem naturalmente durante a entrevista o entrevistador colocará questões no sentido de todos os conteúdos serem abordados.

ENTREVISTA ESTRUTURADA

Este tipo de entrevista assemelha-se a um questionário oral. Todos os alunos respondem às mesmas questões e sempre pela mesma ordem. A informação produzida é mais pobre uma vez que não se perseguem ideias que os entrevistados podem apresentar durante a entrevista sobre aspectos não considerados à partida.

3.4- ESCOLHA DA TÉCNICA

Com o objectivo de identificar as ideias dos alunos na área de conteúdo seleccionado, a entrevista semi-estruturada pareceu ser a técnica mais adequada ao estudo. As vantagens desta técnica são :

- Ser adaptável às características de cada aluno (pode reformular-se a questão de modo a torná-la mais perceptível).
- Ser a mais adequada para a colocação de questões relativas a situações experimentais.
- Permitir obter o máximo de informação, com um elevado grau de profundidade, confirmando explicações, esclarecendo o significado de termos usados e perseguindo ideias não esperadas.
- Manter o aluno participativo, revelando interesse nas suas respostas, por exemplo, colocando-lhe questões relacionadas com a resposta que acabou de dar.
- Identificar razões de conflito ou de contradição nas respostas.
- Criar situações de conflito quando o aluno não apresentar consistência nas suas ideias.

No entanto, esta técnica apresenta algumas limitações :

- Trata-se de um método extremamente moroso, no que concerne à realização das entrevistas individuais, transcrição e análise das mesmas.
- Por se tratar de um método extremamente moroso, requer o uso de amostras pequenas.
- O método de análise é subjectivo.

-
- A entrevista pode criar uma situação de aprendizagem para o aluno à medida que progride.
 - É uma técnica difícil na qual o entrevistador deve colocar-se na pele do aluno e tentar pensar como o aluno pensa.
 - O entrevistador não deve deixar transparecer ao aluno se a sua resposta era ou não a esperada.
 - Ao fim de algumas entrevistas, torna-se difícil ao entrevistador, em certos momentos da entrevista, ter certezas sobre afirmações proferidas pelo aluno em momentos anteriores da entrevista.
 - As respostas dadas só se referem ao momento em que foram obtidas. Não se pode garantir que, noutro momento, o mesmo entrevistado, quando lhe é colocada uma mesma questão, responda do mesmo modo (Pines, et al, 1978).
 - Como a ordem das questões não é rígida, muitas das vezes ao perseguir a ideia dos alunos, alguns dos aspectos de conteúdo podem não ser focados.

3.5- METODOLOGIA DA ANÁLISE DOS DADOS

Podem ser usadas diversas metodologias na análise dos dados obtidos numa entrevista.

3.5.1– Análise proposicional

As declarações individuais dos entrevistados são transformadas em proposições. Para a análise de conteúdo podem ser usadas diferentes técnicas:

- Método da Análise Proposicional de Conceitos. A frequência de cada proposição em todas as entrevistas é tabelada (Finley, 1986, Pines and Novack, 1985)

-
- Método da Análise Diagramática de Textos. Os conceitos/palavras são representados através de pontos e a relação sintáctica que existe entre eles é representada através de linhas, num gráfico direccional, fornecendo uma estrutura rígida para o conteúdo. Costa Pereira e Maskill (1983) desenvolveram esta técnica de forma a ser possível representar o progresso de ideias no texto. Estes autores consideram que este método permite o tratamento de muitos dados recorrendo à utilização do computador.

Posner e Gertzog (1982) referem que a redução das entrevistas à forma proposicional pode produzir resultados não completamente fieis às reais respostas dos entrevistados, podendo perder-se informação.

3.5.2- Inventários conceptuais

- Método dos Inventários Conceptuais. Este método foi desenvolvido por Erickson (1979). As ideias dos entrevistados, identificadas nas transcrições das entrevistas, constituem o inventário de ideias do entrevistado. Estes inventários podem ser comparados de modo a identificar ideias semelhantes partilhadas por grupos de entrevistados, constituindo-se categorias de resposta.

3.5.3- Selecção do método de análise dos dados

O Método dos Inventários Conceptuais proposto por Erickson (1979) foi considerado o mais adequado para a presente investigação pelas seguintes razões :

- Mantém-se a linguagem original do entrevistado, não reduzindo o discurso natural ao formato proposicional.
- É uma técnica descritiva onde o número de inferências entre os dados e os resultados finais são poucos quando comparados com a análise proposicional.

Contudo, é importante salientar que neste tipo de análise a formação de categorias de resposta depende da percepção do entrevistador.

3.5.4- Descrição do método de análise de dados

Como já foi referido em 3.5.3, o método de análise de conteúdo utilizado neste trabalho foi o Método dos Inventários Conceptuais e contemplou as seguintes fases :

- 1- Transcrição de cada uma das entrevistas.
- 2- Cada entrevista foi analisada cuidadosamente, no sentido de encontrar as expressões ou frases que se pensa poderem traduzir as ideias dos alunos acerca de uma situação/problema apresentado.
- 3- As “ideias” dos alunos foram agrupadas de acordo com as categorias de conteúdo, previamente construídos, tendo por base os temas de conteúdos sobre os quais se pretende pesquisar.
- 4- As ideias dos alunos consideradas semelhantes dentro de cada conteúdo, foram agrupadas, originando categorias de resposta para cada categoria de conteúdo. As categorias foram comparadas entre si e quando já não foi possível retirar mais informação dos dados deu-se a análise por terminada e a categoria foi considerada saturada (Spector, 1984).

No capítulo 4 serão apresentadas tabelas de categorias de resposta, bem como o número de alunos que corresponde a cada categoria de resposta.

3.6- ESTUDO PILOTO

3.6.1- Objectivos

- Treinar a técnica da entrevista.
- Testar as experiências e sua adequabilidade aos objectivos do trabalho.
- Testar a pertinência das questões previamente preparadas para a entrevista.

-
- Identificar o tipo de respostas dadas pelos alunos às tarefas propostas.

3.6.2- Amostra

Como já foi referido em 3.2, a amostra deste estudo era constituída por duas alunas da turma onde ia ser efectuado o estudo principal.

3.6.3- Metodologia

O estudo decorreu em Maio em duas tardes em que os alunos não tinham aulas. O instrumento de recolha de dados nesta investigação foi a entrevista semi-estruturada individual.

A condução das entrevistas foi realizada em duas partes. Numa primeira parte eram recolhidas as ideias dos alunos sobre vários tipos de misturas, baseadas em actividades práticas de índole laboratorial muito simples. No final, os alunos identificavam as dificuldades sentidas durante as entrevistas. Depois de um intervalo para o lanche, os alunos resolviam oralmente um exercício de modo a serem identificadas as suas ideias acerca do conceito de solubilidade, solução saturada e não saturada e influência da agitação e da temperatura na solubilidade.

As entrevistas foram gravadas e depois transcritas para posterior análise.

As entrevistas foram realizadas na Escola Secundária da Maia, em dia e hora previamente acordadas, numa sala do Laboratório de Química ou de Biologia, ocupada apenas pelo aluno e pela investigadora.

Cada entrevista foi conduzida individualmente e gravada em fita magnética com autorização prévia de cada aluno para tal.

Os alunos e a investigadora estavam sentados frente a frente, o gravador encontrava-se perto da investigadora e o microfone, algumas folhas de papel, assim como lápis,

esferográficas e marcadores encontravam-se perto do aluno. Nessa mesa foram realizadas cada uma das actividades sobre as quais recaíram as questões colocadas.

Algumas questões foram previamente definidas para assegurar a discussão de todos os aspectos considerados relevantes para o tema em estudo.

Quando se utiliza a técnica da entrevista não é possível prever antecipadamente a importância das questões. As respostas dos alunos é que determinarão a relevância da pergunta colocada pelo entrevistador. No entanto, as questões que apelam a explicações serão provavelmente as mais ricas pois traduzem mais fielmente as ideias dos alunos. Sempre que possível, o entrevistador deve colocar questões que encorajem o alunos a justificarem os seus argumentos, mas evitando “bombardeá-los” com questões pois a entrevista não deve ser um interrogatório.

Os critérios utilizados na formulação das questões foram os seguintes :

- 1- Irem de encontro aos objectivos do trabalho.
- 2- Serem, sempre que possível, baseadas em observações feitas pelos alunos.
- 3- Não induzir a resposta, permitindo várias respostas por parte do aluno.
- 4- Evitar o uso de sugestões complicadas, por exemplo, em termos de linguagem.

Na entrevista de formato semi-estruturado, como o entrevistador deve ter em linha de conta as respostas dadas anteriormente, as questões, como é óbvio, não serão iguais para todos os alunos. No entanto são utilizadas questões tipo de modo a ser possível identificar as ideias dos alunos sem nos afastarmos muito dos objectivos a que nos propoemos.

De acordo com o papel que desempenham na investigação, as questões utilizadas na entrevista, podem ser classificadas em três categorias (Pines, et al, 1978) :

-
- Questões de iniciação – são questões que apelam essencialmente a descrições desencadeando as primeiras ideias dos alunos.

Exemplo : “És capaz de descrever o que aconteceu ?”.

- Questões de desenvolvimento – com estas questões procura-se que os alunos pensem novamente nos aspectos anteriormente observados e que completem as ideias previamente expressas.

Exemplo: “És capaz de explicar por que se formam duas camadas ?”.

- Questões de certificação – Destinam-se a confirmar (ou não) as ideias anteriormente apresentadas ou a esclarecer algum aspecto mais dúbio.

Exemplo: “És capaz de explicar melhor essa tua ideia ?”

3.6.3.1- Actividades laboratoriais

No caso das actividades laboratoriais, estas eram muito simples e consistiam na formação de misturas que se colocavam em gobelés e que eram realizadas, ora pelo aluno, ora pela investigadora. O gobelé era colocado no meio da mesa e perto dele colocava-se um “post-it” com a numeração da mesma (1A, 1B, 1C, 2A, 2B, e assim sucessivamente). A 5A estava numa outra mesa.

Estas actividades foram escolhidas de modo a considerarem todos os tipos de misturas e as substâncias utilizadas serem familiares aos alunos.

A- OBJECTIVOS

1- Saber se os alunos eram capazes de :

1.1- Distinguir misturas homogéneas de misturas heterogéneas e coloidais.

1.2- Identificar tipos de soluções.

1.3- Identificar, numa solução, o soluto e o solvente.

2- Explicar o que acontece quando ocorre dissolução quer a nível macroscópico quer a nível submicroscópico.

B- DESCRIÇÃO

1- Mistura sólido - líquido

A- Cloreto de sódio / água

Foi pedido aos alunos que colocassem num gobelé 100 ml de água, adicionassem uma espátula de cloreto de sódio e agitassem.

B- Farinha / água

Foi pedido aos alunos que colocassem num gobelé 100 ml de água, adicionassem uma espátula de farinha e agitassem.

C- Gelatina em pó / água

Foi pedido aos alunos que colocassem 100 ml de água num gobelé e aquecessem quase até à ebulição. À água quente foi lhes pedido que adicionassem uma colher de gelatina e agitassem.

2- Mistura líquido – líquido

A- Álcool etílico (corado) / água

Foi pedido aos alunos que, num gobelé, juntassem 50 ml de álcool etílico ao qual tinham previamente adicionado três gotas de corante, azul de metileno, com 50 ml de água e agitassem.

B- Azeite / água

Foi pedido aos alunos que, num gobelé, colocassem 50 ml de água e 50 ml de azeite (a ordem era indiferente) e que agitassem.

3- Mistura sólido – sólido

A- Ouro comercial

Num vidro de relógio, a professora/investigadora colocou um fio de “ouro comercial”. No “post-it” amarelo escreveu o seguinte :

3A
Fio de ouro comercial, 18 quilates, 4,5g de ouro e 1,5g de cobre
Ar (Cu) = 63,55
Ar (Au) = 196,97

B- Sal de cozinha / enxofre

Num gobelé a professora/investigadora colocou um pouco de sal de cozinha e um pouco de enxofre, sem agitar.

4- Mistura gás – gás

A- Ar

A professora/investigadora colocou um gobelé “vazio”.

5- Mistura gás – líquido

A- Numa outra mesa, a professora/investigadora colocou um aquário com água e um peixe

C- QUESTÕES ESTÍMULO PREPARADAS PREVIAMENTE

Seguidamente são apresentadas questões preparadas para estimular a discussão durante a entrevista.

- És capaz de descrever o que aconteceu ?
- E de explicar ?
- Achas que houve dissolução ? Porquê ?
- Submicroscopicamente, és capaz de desenhar o que se está a passar ?
- Houve formação de uma solução ? Porquê ?
- És capaz de explicar por que se formaram duas camadas ? (2B)
- E por que razão o azeite ficou na camada superior ? (2B)
- Já ouviste falar de solvente ?
- Neste caso existe solvente ? Qual ?
- E de soluto ? Já ouviste falar ?

-
- És capaz de o identificar ?
 - O que aconteceu ao soluto ?
 - E o que aconteceu ao solvente ?
 - O que respira o peixe ? (5A)

Quando acabava a discussão acerca das actividades laboratoriais, os alunos em conjunto com a professora/investigadora, e com os manuais utilizados quer na disciplina de Ciências Físico - Químicas, quer na disciplina de Técnicas Laboratoriais de Química (I), lembraram o que lhes tinha sido ensinado no ano anterior, sobre os aspectos discutidos e indicavam os factores que eles pensavam ser os responsáveis para um esquecimento tão rápido.

As ideias dos alunos foram gravadas e posteriormente analisadas.

Os alunos faziam então um intervalo para o lanche.

3.6.3.2- Exercício

Após o intervalo era apresentado aos alunos um exercício.

A- OBJECTIVOS

1- Saber se os alunos eram capazes de :

- 1.1- Compreender o conceito de solubilidade.
- 1.2- Distinguir solução saturada de solução não saturada.
- 1.3- Relacionar a solubilidade com a agitação.
- 1.4- Relacionar a solubilidade com a temperatura.

B- DESCRIÇÃO

Foi indicado aos alunos o valor da solubilidade de dois sais (cloreto de sódio e clorato de potássio) em 100 mL de água à temperatura de 20 °C. (“A 20° C, a solubilidade do cloreto de sódio em 100 mL de água é aproximadamente 36 g e do clorato de potássio é aproximadamente 9 g.”).

C- RAZÕES PARA A SUA ESCOLHA

O cloreto de sódio foi escolhido pelo facto de ser um composto familiar aos alunos, a sua solubilidade praticamente não variar com a temperatura e o gráfico da variação da sua solubilidade com a temperatura ter sido estudado no ano anterior (Simões e outros, 1998) (Anexo 2).

O clorato de potássio foi escolhido porque o gráfico de variação da solubilidade com a temperatura foi estudado no ano anterior (Simões e outros, 1998) (Anexo 2).

D- QUESTÕES

- Qual dos sais é mais solúvel ? Porquê ?
- Se colocarmos 20 g de cada um dos sais em dois copos contendo 100 ml de água cada um, o que esperas que aconteça ?
- E se agitarmos ? Achas que vai haver alterações ?
- E se aquecermos ? O que esperas que aconteça ?

3.6.4- Conclusões do estudo piloto

Após a análise das entrevistas, verificou-se que todas as actividades propostas se mostraram adequadas à identificação das ideias dos alunos de acordo com os objectivos previamente definidos à excepção da mistura 1B, farinha e água, que originou alguma confusão. Assim, esta mistura foi substituída pela suspensão de enxofre em água.

As questões, previamente definidas, mostraram-se adequadas, uma vez que permitiram conhecer com alguma profundidade as ideias dos alunos relativamente aos aspectos de conteúdo a pesquisar.

O intervalo para um lanche revelou-se benéfico, uma vez que as entrevistas eram muito demoradas, cerca de 90 minutos.

No entanto, os alunos não se mostravam cansados, bem pelo contrário, mostravam-se alegres, participativos e bastante empenhados na concretização das actividades propostas.

Este estudo piloto revelou-se muito importante para a professora/investigadora adquirir maior à vontade e controlo na orientação das entrevistas de modo a não influenciar os alunos nas respostas, não deixando transparecer se a resposta dada era uma resposta esperada.

3.7- ESTUDO PRINCIPAL

3.7.1- Objectivos

Os objectivos do estudo foram:

- 1- Identificar as ideias dos alunos acerca de misturas (homogéneas, heterogéneas e coloidais), dissolução, soluto, solvente, solubilidade, solução saturada, solução não saturada no contexto de actividades laboratoriais e de um exercício.
- 2- Identificar os modelos utilizados pelos alunos para explicar a dissolução, quer a nível macroscópico quer a nível submicroscópico, nos contextos referidos acima. Avaliação da consistência dos referidos modelos quando utilizados pelos alunos nos diferentes contextos.

3.7.2- Amostra

O estudo principal foi realizado em Junho e Julho de 2000, com 10 alunos do 11º ano, depois de estes terem concluído as Provas Globais, portanto, já em férias escolares. A sua selecção e caracterização foram já definidas no ponto 3.2.

3.7.3- Metodologia

Manteve-se a metodologia utilizada no estudo piloto.

As actividades laboratoriais utilizadas no estudo principal, foram as mesmas do estudo piloto à excepção da mistura sólido – líquido (1B) em que a farinha foi substituída pelo enxofre :

1- Mistura sólido - líquido

B- Foi pedido aos alunos para colocarem 50 ml de água para um gobelé, adicionassem uma espátula de enxofre e agitassem.

As descrições das outras tarefas encontram-se na secção 3.6.3.1., alínea B. O exercício encontra-se descrito na secção 3.6.3.2., alínea B.

3.7.4- Questões colocadas

Em 3.6.3.1. e 3.6.3.2. encontram-se as questões preparadas previamente como questão/estímulo para a entrevista.

3.7.5- Análise das entrevistas

Todas as entrevistas foram transcritas e analisadas pela professora/investigadora. A metodologia utilizada na análise dos dados foi descrita em 3.5.4.

Os resultados da análise e a sua discussão serão apresentados no capítulo 4.

CAPÍTULO 4 - APRESENTAÇÃO E DISCUSSÃO DOS RESULTADOS

Neste capítulo são apresentados os resultados obtidos a partir da análise das entrevistas.

4.1- IDENTIFICAÇÃO DAS IDEIAS DOS ALUNOS NO CONTEXTO DE ACTIVIDADES LABORATORIAIS

4.1.1- Identificação de Soluções

Foi pedido aos alunos para indicarem se havia formação de solução, para as diferentes soluções apresentadas; os resultados encontram-se na tabela 4.1.

Solução	Identifica correctamente	Não identifica correctamente	Não sabe
Sal e água	10	0	0
Álcool corado e água	9	1	0
Fio de ouro comercial	6	4	0
Ar	6	4	0
Oxigénio e água	4	5	1

Tabela 4.1 – Identificação de soluções pelos alunos

Da tabela 4.1 pode concluir-se que os alunos apresentaram mais dificuldades a identificar soluções que não sejam do tipo sólido - líquido e líquido - líquido.

Em seguida apresentam-se as razões que levaram os alunos a identificar as soluções em cada um dos casos.

4.1.1.1- Solução sólido – líquido (sal e água)

As razões apresentadas pelos dez alunos que identificaram a solução encontram-se categorizadas na tabela 4.2.

Categorias de Resposta	Número de Respostas
É uma solução porque :	
Há mistura homogénea, não é possível distinguir visualmente os componentes.	7
Ocorre reacção química.	3
Total:	10

Tabela 4.2 – Razões apresentadas para a identificação da solução sólido - líquido

A maioria dos alunos identifica a solução porque deixa de ser capaz de distinguir visualmente o sal da água.

Exemplo :

Aluna 1

- A_{1,1} - *Misturou-se a água com o sal de cozinha e o sal dissolveu-se na água. É uma mistura homogénea.*
- E₃ - *O que é para ti uma mistura homogénea?*
- A_{1,3} - *Deixa de se conseguir visualizar duas fases da mistura e passa-se a visualizar só uma que é o sal e a água numa só fase, não é possível a olho nu ver que há duas substâncias.*

É de referir a utilização de linguagem que não seria de esperar para alunos deste nível de escolaridade. Alguns alunos utilizam expressões como “desfez-se na água”, quando tentam descrever o que acontece quando se dissolve um sal em água.

Exemplo :

Aluna 3

- A_{3,2} - *Dissolveu na água, quer dizer, desfez-se na água.*

É também de referir a utilização do termo “diluição” em vez de “dissolução”, o que pode significar uma deficiente compreensão do que significa diluir. Dificuldades acerca do conceito de diluição foram referidos por Neves e outros (1998).

Exemplo :

Aluno 2

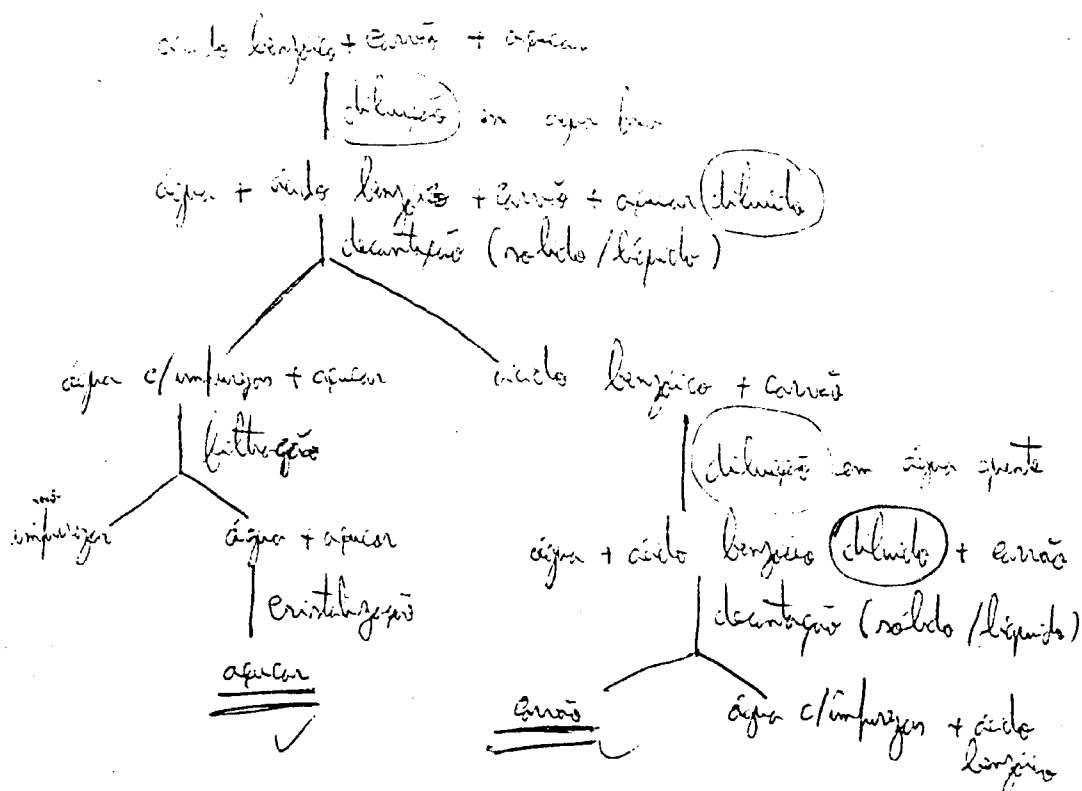
- A_{2,1} - *Adicionámos o sal à água e depois mexemos um bocadinho para a sua diluição.*
- E₂ - *És capaz de explicar melhor o que queres dizer com*

- diluição?
- A_{2,2} - Uma pessoa coloca um pouco de água e um pouco de sal, mexe até que o sal se dissolva completamente na água.
- E₃ - Achas que diluição é o mesmo que dissolução?
- A_{2,2} - É, acho que sim.

Durante a sua prática docente, a professora/investigadora tem constatado que esta confusão é frequente.

Apresenta-se em seguida alguns extractos de uma resposta a um teste de Técnicas Laboratoriais de Química I (Anexo 6), onde se constata este tipo de confusão.

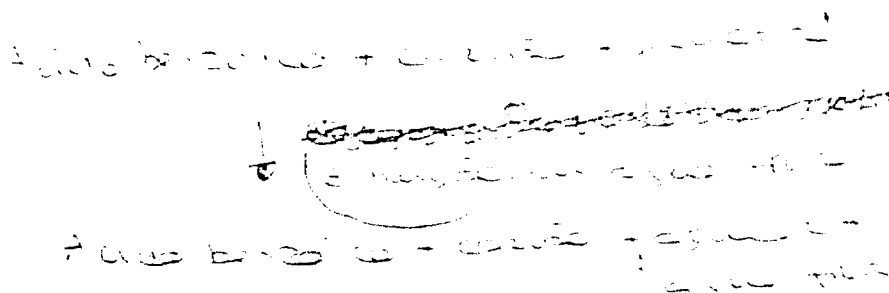
Exemplo 1:



Exemplo 2:

Dilua o açúcar em água fria e em ~~em água quente~~ o ácido benzoico e o carvão (insolúveis em água fria).

Exemplo 3:



Esta concepção, parece evidenciar a transferência de linguagem do quotidiano para o contexto químico.

O seguinte extracto de uma receita (“Continente”-Anexo 5) poderá reforçar esta ideia.

Cheese cake :

- Triture os morangos e misture o mel e o requeijão.
- Aqueça o Vinho do Porto e junte as folhas de gelatina (depois de demolhadas em água fria e bem escorridas).
Mexa até estar bem diluído e deixe arrefecer ligeiramente.
- Adicione o Vinho do Porto à mistura de morangos e envolva as natas batidas.
- Coloque a mistura na forma, alisando a parte superior. Seguidamente, leve ao frigorífico, pelo menos duas horas.
- Antes de servir, barre a parte de cima com compota

Três alunos consideram que se forma solução quando se dissolve o sal na água porque ocorre uma reacção química, formando-se uma substância nova que identificam como sendo a água salgada.

Exemplo

Aluno 8:

- E₅ - És capaz de explicar melhor o que queres dizer com o sal dissolveu-se na água ?
- A_{8,5} - Formou-se uma solução. Houve uma reacção química.
- E₆ - Por que consideras que houve uma reacção química ?

- A_{8,6} - *Porque o sal se dissolveu na água, então houve a formação de um produto.*
- E₇ - *Qual é esse produto?*
- A_{8,7} - *Água salgada. Há dois reagentes, água mais sal, e formou-se um produto que é a água salgada.*
- E₈ - *Disseste que se formou uma solução. Porquê?*
- A_{8,8} - *Porque houve uma reacção química e formou-se água salgada que é a solução.*

Estes resultados são suportados pela literatura. Prieto et al. (1989) referem um estudo com alunos de idades compreendidas entre os 11 e os 14 anos que consideravam que durante o processo de dissolução se formava uma nova substância. Essa nova substância tinha para alguns alunos propriedades semelhantes às do soluto e do solvente, e para outros propriedades inteiramente novas. Também Ebenezer e Gaskell (1995) e Ebenezer e Erickson (1996) encontraram resultados semelhantes.

4.1.1.2- Solução líquido – líquido (álcool corado e água)

As razões apresentadas pelos nove alunos que identificaram correctamente a solução encontram-se categorizadas na tabela 4.3.

Categorias de Resposta	Número de Respostas
Há mistura homogénea, não se distinguem visualmente os componentes.	6
Há reacção química.	3
Total:	9

Tabela 4.3 – Razões apresentadas para a identificação da solução líquido - líquido

Os alunos foram consistentes, em relação à actividade anterior, na apresentação das razões que os levaram a considerar a formação de uma solução quando se juntava o álcool corado e a água.

A maioria dos alunos continua a identificar a solução porque deixa de ser capaz de distinguir visualmente os dois componentes.

Exemplo :

Aluna 10

- E₃₀ - *E aqui, és capaz de explicar o que aconteceu ?*
A_{10,30} - *O álcool dissolveu na água porque só se vê uma cor e não se consegue distinguir o álcool da água.*

Todos os alunos que consideraram relativamente à actividade anterior que ocorria uma reacção química, neste caso também consideraram que tinha ocorrido uma reacção química.

Exemplo :

Aluno 8

- E₂₉ - *Achas que tens aí uma solução ?*
A_{8,29} - *Sim. Houve uma reacção química, o álcool reagiu com a água.*

Uma aluna (aluna 7) não considera que se forma solução neste caso (tabela 4.1), mas não consegue explicar a sua ideia.

4.1.1.3- Solução sólido – sólido (ouro comercial)

As razões apresentadas pelos seis alunos que identificaram correctamente a solução encontram-se categorizadas na tabela 4.4.

Categorias de Resposta	Número de Respostas
Há mistura homogénea, não se distinguem visualmente os componentes.	4
Há reacção química.	2
Total:	6

Tabela 4.4 – Razões apresentadas para a identificação da solução sólido - sólido

A maioria dos alunos considerou que o “ouro comercial” é uma solução pois trata-se de uma mistura homogénea entre dois sólidos.

Exemplo :

Aluna 6

- E₅₃ - *Achas que tens aí uma solução?*
- A_{6,53} - *Acho que sim.*
- E₅₄ - *Porquê ?*
- A_{6,54} - *Acho que sim, porque há junção de duas substâncias.*
- E₅₅ - *Desde que haja junção de duas substâncias tens uma solução ?*
- A_{6,55} - *Sim. Uma solução homogénea em que só se distingue uma substância.*

Dois alunos consideraram que há uma reacção química.

Exemplo :

Aluno 8

- E₄₃ - *Achas que tens aí uma solução?*
- A_{8,43} - *Tem de haver uma reacção química para elas se juntarem. Eu acho que é uma solução porque temos dois reagentes ouro e cobre e no final temos um produto “o ouro e o cobre juntos”.*

As categorias de respostas dos quatro alunos que consideraram que o “ouro comercial” não é uma solução encontram-se na tabela 4.5.

Categorias de Resposta	Número de Respostas
Não existe nenhum líquido.	1
Consegue identificar os componentes.	1
Não há reacção química.	1
Os dois componentes estão no mesmo estado físico.	1
Total:	4

Tabela 4.5 – Razões apresentadas para a não identificação da solução sólido - sólido

Dos quatro alunos que não consideraram a formação de uma solução (tabela 4.1) todos apresentaram razões diferentes para justificar a sua resposta.

Uma das alunas considera que não se formou uma solução porque “falta o líquido”.

Exemplo :

Aluna 1

- E₅₈ - *Achas que tens aí uma solução?*
A_{1,58} - *Não. Não. Porque uma solução tem de ter uma substância líquida. Isto é uma mistura homogénea.*
E₅₉ - *Achas que há diferença entre mistura homogénea e solução?*
A_{1,59} - *Há, porque eu penso sempre que uma solução tem de ter um líquido e uma mistura homogénea pode abarcar todo o tipo de misturas, tenham elas um constituinte líquido ou não.*

Para esta aluna a ideia de solução e mistura homogénea é diferente. O conceito de mistura homogénea é mais geral, sendo as soluções um caso particular das misturas homogéneas. As soluções são misturas homogéneas em que um dos componentes é líquido, isto é, as soluções têm que envolver sempre um líquido. Esta ideia pode ter origem no facto dos manuais tratarem essencialmente as soluções sólido - líquido e líquido - líquido e nas aulas laboratoriais os alunos prepararem e utilizarem apenas estes tipo de soluções. Prieto, et al. (1989), num estudo em que era pedido aos alunos para darem exemplos de situações em que o fenómeno de dissolução ocorresse, verificaram que grande parte dos alunos, deram exemplos de sólidos a dissolverem-se em líquidos e que apenas um pequeno número de alunos, os mais velhos (14 anos), sugeriram exemplos de líquidos dissolvidos em líquidos.

Um dos alunos considera que não se forma solução pois consegue identificar visualmente os componentes.

Exemplo :

Aluno 2

- E₇₆ - *Achas que isso é uma solução?*
A_{2,76} - *Não. Não. É um tipo de ouro.*
E₇₇ - *E porquê?*
A_{2,77} - *Eu acho que isto não é uma solução, eu acho que as partículas não estão ligadas; existe cobre e ouro; no fio, até se eu olhar para lá eu acho que até consigo ver uns bocados mais escuros, talvez sejam os do cobre, pronto, tem as partículas do cobre e as do ouro ...*

Uma aluna considera que não se formou uma solução porque não há reacção química.

Exemplo :

Aluna 4

- E₅₂ - *Achas que tens aí uma solução?*
- A_{4,52} - *Não.*
- E₅₃ - *Porquê ?*
- A_{4,53} - *Porque não tenho soluto nem solvente.*
- E₅₄ - *O que te leva a dizer isso ?*
- A_{4,54} - *Para haver soluto e solvente tinha de haver uma reacção química, e eu só estou a ver o produto final, não vi o modo como foi preparado, não fui eu que fiz a experiência.*
- E₅₅ - *Mas tens aí os dados todos...*
- A_{4,55} - *Eu acho que o ouro e o cobre fundiram-se e deram esta cor, sei lá...*

Esta aluna, porque não realizou a actividade como tinha feito nas anteriores, sendo confrontada com a solução sólida não foi capaz de identificar a ocorrência de reacção química dizendo “só estou a ver o produto final”.

Outra aluna considera que para se formar uma solução os constituintes têm de ter estados físicos diferentes.

Exemplo :

Aluna 10

- E₄₅ - *Achas que tens aí uma solução?*
- A_{10,45} - *Nós aí temos cobre com ouro, agora se é uma solução ... uma solução ! ... não sei se podemos considerar uma solução...*
- E₄₆ - *O que te faz ter dúvidas ?*
- A_{10,46} - *Porque nós estamos habituados a soluções quando temos dois materiais diferentes, por exemplo, um no estado sólido e outro no estado líquido, agora aqui tenho dois sólidos, eu fico na dúvida porque eles estão os dois juntos, só que como são os dois sólidos eu não sei se se pode chamar isso uma solução.*
- E₄₇ - *Mas no caso da água e do álcool também tinhas dois líquidos.*
- A_{10,47} - *Pois, talvez não seja uma solução.*
- E₄₈ - *Achas que para teres uma solução tens de ter um sólido e um líquido ?*
- A_{10,48} - *Não. Tem é de estar cada um deles num estado físico diferente. Aqui, (e apontando para a água e o álcool) se calhar também não é solução.*

Esta actividade levou a aluna a reflectir sobre a sua concepção de solução o que a levou a alterar a forma como tinha considerado a solução líquido – líquido. Passou a considerar que no caso do álcool e da água também não se podia tratar de uma solução já que os dois constituintes têm o mesmo estado físico. Este exemplo permite mostrar a importância de usar diferentes contextos neste estudo.

4.1.1.4- Solução gás – gás (ar)

As razões apresentadas pelos seis alunos que identificaram correctamente a solução encontram-se categorizadas na tabela 4.6.

Categorias de Resposta	Número de Respostas
Há mistura homogénea, não se distinguem visualmente os componentes.	6

Tabela 4.6 – Razões apresentadas para a identificação da solução gás - gás

Seis alunos consideram tratar-se de uma solução, uma vez que não é possível distinguir visualmente os componentes da mistura.

Exemplo :

Aluno 5

- E₃₅ - *Achas que tens aqui uma solução?*
- A_{5,35} - *O ar é uma mistura homogénea de vários componentes que não se distinguem uns dos outros.*
- E₃₆ - *E é uma solução?*
- A_{5,36} - *Aqui temos vários gases, mas é como pensar entre dois. Será uma solução de vários gases. Uma solução gasosa.*

As categorias de respostas dos quatro alunos que não consideraram que o ar era uma solução encontram-se na tabela 4.7.

Categorias de Resposta	Número de Respostas
Não identifica o solvente.	2
Não há reacção química.	1
Os componentes estão no mesmo estado físico.	1
Total:	4

Tabela 4.7 – Razões apresentadas para a não identificação da solução gás - gás

Duas alunas consideram que não se forma solução porque não existe solvente.

Exemplos :

Aluna 1

- E₇₈ - *E a seguir o que tens aí ?*
A_{1,78} - *A seguir tenho o ar.*
E₇₉ - *E achas que o ar é uma solução ?*
A_{1,79} - *Sei que é uma mistura homogénea de vários constituintes, dióxido de carbono, azoto e outros constituintes e água também.*
E₈₀ - *E achas que essa mistura homogénea é diferente de solução ?*
A_{1,80} - *A solução é um caso particular de mistura homogénea.*
E₈₁ - *E aí achas que tens uma solução ?*
A_{1,81} - *Não.*
E₈₂ - *Porquê ?*
A_{1,82} - *Porque me falta o solvente. As substâncias estão lá mas não há uma que dissolva a outra.*

Aluna 9

- Ex: E₅₉ - *E aqui achas que tens uma solução ?*
A_{9,59} - *Tenho ar ... não sei, tenho CO₂, tenho bastantes coisas. Solução ? Não me parece, porque eu não consigo distinguir o soluto do solvente, eu não vejo nada, não consigo distinguir nada, talvez com aparelhos muito sofisticados se consiga*

Estas alunas não conseguem identificar o solvente. Isso dificultou a capacidade de conseguirem identificar a solução neste caso, o que não aconteceu nas soluções sólido - líquido e líquido - líquido, onde não tiveram essa dificuldade. Esta dificuldade pode resultar do facto da escolha do solvente, neste caso, ser pouco intuitiva.

Uma aluna considera que não existe solução porque não há reacção química. Esta aluna no caso da solução sólido - sólido também considerou que não era uma solução pois não havia reacção química, porque só estava a ver o produto final. Também aqui considera que só está a ver o produto final.

Exemplo :

Aluna 4

- E₆₂ - *O que tens aí ?*
- A_{4,62} - *Ar.*
- E₆₃ - *E achas que o ar é uma solução ?*
- A_{4,63} - *Não.*
- E₆₄ - *Porquê ?*
- A_{4,65} - *Aqui só tenho o produto final.*

Uma aluna considera que não existe solução porque os componentes estão no mesmo estado físico.

Exemplo :

Aluna 10

- E₆₀ - *E aqui achas que tens uma solução ?*
- A_{10,60} - *Temos o ar. O ar é constituído por vários gases, mas acho que não é uma solução.*
- E₆₁ - *Porquê ?*
- A_{10,61} - *Segundo aquilo que eu tinha dito, como está tudo no mesmo estado físico, não é solução. Os constituintes do ar estão todos no estado gasoso.*

A aluna é consistente, mantendo a justificação dada anteriormente para a solução sólido - sólido e para a solução líquido - líquido.

4.1.1.5- Solução gás – líquido (oxigénio e água)

As razões apresentadas pelos quatro alunos que identificaram correctamente a solução encontram-se categorizadas na tabela 4.8.

Categorias de Resposta	Número de Respostas
Há mistura homogénea, não se distinguem visualmente os componentes.	4

Tabela 4.8 – Razões apresentadas para a identificação da solução gás - líquido

Estes alunos consideram que se trata de uma solução pois não se distinguem os componentes. Dois consideram que os componentes são o oxigénio e a água.

Exemplo :

Aluno 5

A_{5,44} - *Se o peixe consegue retirar o O₂, é porque ele está dissolvido na água, e como eu não o vejo, tal como não vejo o oxigénio do ar, ..., então deve tratar-se de uma solução gás - líquido. Mas eu acho que não é uma solução muito estável, pois da mesma maneira que o O₂, entra com a agitação, também pode sair com a agitação.*

Os outros dois consideram que os componentes são o dióxido de carbono e a água.

Exemplo :

Aluna 6

A_{6,74} - *Se nós considerarmos o CO₂, que ele depois expele, ..., porque é assim que ele respira o O₂, mas depois liberta CO₂, então se considerarmos isso talvez haja uma solução que passa pelo peixinho, então fica uma solução de H₂ e CO₂, e o oxigénio fica no peixe. É uma solução homogénea.*

As categorias de resposta dos cinco alunos que consideram não haver solução encontram-se na tabela 4.9.

Categorias de Resposta	Número de Respostas
Não se forma solução porque:	
Só existe água.	4
Não há reacção química.	1
Total:	5

Tabela 4.9 – Razões apresentadas para a não identificação da solução gás - líquido

Quatro alunos consideram que não há solução porque só existe água; não existe nenhum gás.

Exemplos :

Aluno 2

- E₁₁₃ - *Achas que tens ali uma solução ?*
A_{2,113} - *O quê ? A água ? Não. Aquilo não é uma solução porque só tem ali água e uma pessoa usa a água para obter outras soluções, por isso, a água sozinha não é nenhuma solução.*

Aluna 4

- E₇₄ - *Achas que tens ali uma solução ?*
A_{4,74} - *Eu acho que não.*
E₇₅ - *Porquê ?*
A_{4,75} - *Porque eu tenho um solvente que é a água, mas não tenho soluto, só se fosse o peixe, mas não é.*

Um aluno considera que só tem um reagente (a água), logo não pode haver reacção química; para este aluno também não existe nenhum gás e a ocorrência de reacção química é o critério para identificar a formação de uma solução.

Exemplo :

Aluno 8

- E₅₉ - *Achas que tens uma solução ?*
A_{8,59} - *Solução de água ?! Solução de hidrogénio e oxigénio?! ... Não é uma solução.*
E₆₀ - *Porquê ?*
A_{8,60} - *Porque só tem um reagente, não pode haver reacção química.*

Uma das alunas não consegue chegar a nenhuma conclusão sobre se existe ou não solução pois não consegue identificar o soluto e o solvente, razão que já foi apresentada por outros alunos para concluírem que não havia formação de solução (alunas A1 e A9, solução gás – gás).

Exemplo :

Aluna 7

- E₇₀ - *Achas que tens uma solução ?*
A_{7,70} - *Não sei. Não é possível ver, não consigo distinguir soluto nem solvente.*

Os alunos tiveram bastante dificuldade na identificação destas soluções, isto pode dever-se ao facto de apesar de serem largamente usadas no quotidiano serem pouco abordadas quer nas aulas, quer nos manuais. Dos nove manuais de Ciências Físico – Químicas relativos ao 8º ano analisados, só dois (Cruz e Martins, 1996) e (Mendonça e Ramalho, 1996) se referiam a este tipo de soluções.

4.1.2- Identificação de mistura coloidal

Foi pedido aos alunos que indicassem se havia formação de solução neste caso. Os resultados encontram-se na tabela 4.10.

Mistura Coloidal	Identifica correctamente	Não identifica correctamente	Não sabe
Gelatina	0	10	0

Tabela 4.10– Identificação de mistura coloidal pelos alunos

Nenhum dos alunos inquiridos classifica a gelatina como uma mistura coloidal. Todos os alunos consideram que se trata de uma solução, semelhante à solução que se obtém quando se dissolve o sal em água. Em ambos os casos os alunos juntam o sólido (sal e gelatina em pó) à água tendo aquecido a água no último caso.

Exemplos :

Aluno 2

- E₄₆ - *Achas que tens aí uma solução ?*
- A_{2,46} - *Acho que é uma solução tal como na preparação 1A (refere-se ao sal e água).*

Aluna 3

- E₂₆ - *E aqui o que acontece ?*
- A_{3,26} - *Aconteceu o mesmo que na primeira (refere-se ao sal e água), a gelatina dissolveu na água.*
- E₂₇ - *Achas que se formou uma solução ?*
- A_{3,27} - *Acho que sim. A gelatina misturou-se com a água, a diferença em relação à 1ª, é que a água ficou com a cor da gelatina.*

É interessante referir que no 8º ano os alunos deram exemplos destas misturas. Apresenta-se, a título exemplificativo, um extracto do caderno do 8º ano de uma destas alunas.

Misturas {
 homogêneas - apresentam em toda a sua extensão o mesmo aspecto. Ex: água salgada
 heterogêneas - consegue-se distinguir à vista desarmada (a olho nu) as várias comp. Ex: sopa, coca-cola, granito
 coloidal ou colóides - não se conseguem distinguir a olho nu, só utilizando o ultra-microscópio. Ex: tinta, leite
}

4.1.3.- Identificação de misturas heterogêneas

Foi pedido aos alunos para indicarem se havia formação de solução para as diferentes misturas heterogêneas apresentadas. Os resultados encontram-se na tabela 4.11.

Mistura Heterogênea	Identifica correctamente	Não identifica correctamente	
		identifica como solução	identifica como solução heterogênea
Enxofre e água.	7	1	2
Azeite e água.	9	0	1
Sal de cozinha e enxofre.	9	0	1

Tabela 4.11– Identificação de misturas heterogêneas pelos alunos

4.1.3.1- Mistura heterogênea sólido – líquido (enxofre e água)

As razões apresentadas pelos sete alunos que identificaram correctamente a mistura heterogênea, encontram-se categorizadas na tabela 4.12.

Categorias de Resposta	Número de Respostas
Há uma mistura heterogénea pois distinguem-se visualmente os componentes.	6
Não há reacção química.	1
Total:	7

Tabela 4.12 – Razões apresentadas para a identificação da mistura heterogénea sólido - líquido

A maior parte dos alunos considera que a mistura do enxofre em água não constitui uma solução uma vez que conseguem distinguir o enxofre e a água.

Exemplo :

Aluno 2

- E₂₅ - *Achas que tens aqui uma solução?*
- A_{2,25} - *Não. Aqui tenho água mais enxofre.*
- E₂₆ - *E por que razão achas que não tens aí uma solução?*
- A_{2,26} - *Porque o enxofre não se dissolveu completamente na água, porque eu consigo ver as partículas de enxofre em cima, em baixo e eu ao mexer não se dissolveu nada.*

É de salientar que este aluno usa o termo partículas quando se refere a grãos. Ebenezer e Gaskell (1995) referem no seu estudo, com alunos da mesma idade dos deste estudo, que para alguns alunos partícula de açúcar significava granulado de açúcar, enquanto que, em linguagem química, significa uma molécula de açúcar. Também Cosgrove e Osborne (1981), Prieto et al. (1989) e Abraham et al. (1994) encontraram resultados semelhantes.

Um dos alunos considerou que não há reacção química.

Exemplo :

Aluno 8

- E₂₀ - *Achas que tens aí uma solução?*
- A_{8,20} - *Não. Porque não temos produto, temos reagentes, mas não temos produto final. Os reagentes não se transformaram.*

Para este aluno, para se formar uma solução tem de haver uma reacção química entre os “dois reagentes” para originarem a solução (produto final). Esta ideia foi utilizada por este aluno na discussão das actividades anteriores.

As razões apresentadas pelas três alunas que consideraram tratar-se de uma solução encontram-se na tabela 4.13.

Categorias de Resposta	Número de Respostas
Há solução heterogénea.	2
Há reacção química.	1
Total:	3

Tabela 4.13 – Razões apresentadas para a identificação de misturas heterogéneas como solução sólido - líquido

Duas alunas consideram que há solução, mas que esta é heterogénea.

Exemplo :

Aluna 3

- A_{3,18} - *Não sei, eu olho para aqui e vejo que metade está líquido e metade está no estado sólido. Continuo a ter uma solução só que não é homogénea.*
- E₁₉ - *Como a classificas ?*
- A_{3,19} - *É uma solução heterogénea.*
- E₂₀ - *Porquê ?*
- A_{3,20} - *Porque não tem só um estado físico, metade da solução está líquida e a outra metade da solução está sólida.*

Para esta aluna há soluções homogéneas e soluções heterogéneas. A aluna deixa de considerar esta mistura uma solução, posteriormente, quando discute a mistura do azeite com a água.

Uma aluna considera que quando se adiciona o enxofre à água forma-se uma solução porque ocorre uma reacção química. A formação da solução deve-se à junção de dois reagentes, mesmo que o produto final não seja identificado.

Exemplo :

Aluna 4

- E₂₁ - *O que achas que aconteceu aqui ?*
A_{4,21} - *O enxofre ficou por cima formou-se uma camada, e é engraçado que há partes do enxofre que continuam intactas e não se dissolve.*
E₂₂ - *Achas que tens aí uma solução ?*
A_{4,22} - *Eu acho que quando se juntam dois reagentes tenho sempre uma solução, independentemente de ter resultados ou não.*

Esta aluna no caso da solução sólido - sólido considerava que não havia formação de solução pois não tinha assistido à formação do produto final, não sendo capaz de concluir se tinha ocorrido ou não reacção química.

4.1.3.2- Mistura heterogénea líquido – líquido (azeite e água)

As razões apresentadas pelos nove alunos que identificaram correctamente a mistura heterogénea encontram-se categorizadas tabela 4.14.

Categorias de Resposta	Número de Respostas
Mistura heterogénea, distinguem-se visualmente os dois componentes.	7
Não há reacção química.	2
Total:	9

Tabela 4.14 – Razões apresentadas para a identificação da mistura heterogénea líquido - líquido

A maioria dos alunos considera que não se forma solução porque conseguem distinguir o azeite e a água.

Exemplo :

Aluna 1

- E₄₉ - *És capaz de descrever o que aconteceu ?*
A_{1,49} - *Aqui tenho uma mistura heterogénea.*
E₅₀ - *És capaz de dizer porquê ?*
A_{1,50} - *Porque posso identificar 2 fases, posso identificar perfeitamente os 2 constituintes, o azeite e a água.*
E₅₁ - *Achas que houve formação de uma solução ?*

A_{1,51} - *Como isto é uma mistura heterogénea eu não posso falar em solução.*

Dois alunos consideram que não há solução porque não há reacção química.

Exemplo :

Aluna 4

E₄₁ - *Achas que tens aí uma solução ?*

A_{4,41} - *Aquí não porque aquí não tenho produto final.*

Uma aluna considerou que a diferença de densidades entre o azeite e a água era responsável pela não formação de solução.

Exemplo :

Aluna 7

E₄₂ - *Achas que houve dissolução ?*

A_{7,42} - *Não.*

E₄₃ - *Porquê ?*

A_{7,43} - *Porque são líquidos muito diferentes a nível de densidades não têm capacidade de se misturarem ou de se dissolverem.*

Tal como nos estudos de Ebenezer e Gaskell (1995) e Ebenezer e Erickson (1996), também neste estudo foram dadas explicações baseadas em diferenças de densidade para justificar a razão de líquidos diferentes não se combinarem.

Os manuais também podem contribuir para esta ideia. Na página 22 do caderno de actividades do 8º ano da disciplina de Ciências Físico – Químicas “Eu no Laboratório de Química” de Maciel e Miranda, 1996, é sugerida uma actividade denominada “Líquidos Flutuantes”. Nessa actividade é solicitado aos alunos que coloquem num gobelé mel, glicerina, água corada, óleo alimentar e por fim álcool etílico corado. No final do trabalho as autoras esperam que os alunos tenham atingido determinadas “finalidades”. Uma dessas “finalidades” é “verificar que os líquidos de densidades diferentes são imiscíveis”.

Uma aluna considera existir solução e tratar-se de uma solução heterogénea (tabela 4.11).

Exemplo :

Aluna 6

- E₄₇ - *O que achas que aconteceu aqui ?*
A_{6,47} - *Neste caso, o azeite não se dissolveu na água, obtivemos uma solução heterogénea, em que se consegue distinguir as duas substâncias.*

Esta aluna considera novamente que há dois tipos de soluções. As soluções homogéneas que se formam quando há dissolução e as soluções heterogéneas obtidas quando não há dissolução.

4.1.3.3- Mistura heterogénea sólido – sólido (enxofre e sal de cozinha)

As razões apresentadas pelos nove alunos que identificaram correctamente a mistura heterogénea encontram-se categorizadas na tabela 4.15.

Categorias de Resposta	Número de Respostas
É uma mistura heterogénea, distinguem-se visualmente os dois componentes.	6
Não há reacção química.	2
Estão os dois no mesmo estado físico.	1
Total:	9

Tabela 4.15– Razões apresentadas para a identificação da mistura heterogénea sólido – sólido

Três alunos, consideraram que a mistura constituída por enxofre e sal de cozinha não era uma solução uma vez que se tratava duma mistura heterogénea, em que os componentes se distinguem visualmente.

Exemplos :

Aluna 1

- E₇₂ - *O que achas que tens aí ?*
A_{1,72} - *Aqui tenho uma mistura heterogénea, posso ver o enxofre e o sal de cozinha e eles estão separados.*
E₇₃ - *És capaz de agitar ?*
A_{1,73} - *Sím. (agitou)*

-
- E₇₄ - E agora achas que há alguma diferença ?
A_{1,74} - Não; continuo a ter uma mistura heterogénea, posso perfeitamente identificar o sal e o enxofre, portanto não há dissolução nem formação de uma solução.

Uma aluna considera que não se trata de uma solução porque não há reacção.

Exemplo :

Aluna 4

- E₅₇ - O que tens aí ?
A_{4,57} - Aqui tenho dois sólidos, enxofre e sal de cozinha.
E₅₈ - Achas que tens aí uma solução ?
A_{4,58} - Não.
E₅₉ - Porquê ?
A_{4,59} - Porque não houve qualquer reacção, estão juntos mas não reagem, não dá para distinguir o soluto do solvente porque são os dois sólidos e não tenho produto final. Cada um deles conservou as propriedades iniciais, só se juntaram simplesmente mas não houve reacção.

Esta aluna também tem a ideia que para se formar uma solução tem de haver alteração nas propriedades dos constituintes com formação de um produto final com novas propriedades; tem que ocorrer reacção química.

Uma aluna considera que não se trata de uma solução porque são os dois sólidos.

Exemplo :

Aluna 10

- E₅₂ - E aqui ?
A_{10,52} - Também não tenho nenhuma solução.
E₅₃ - Porquê ?
A_{10,53} - Porque tanto o sal como o enxofre estão no estado sólido.
E₅₄ - Mas achas que os dois casos são iguais ?
A_{10,54} - Não. No fio eu não consigo distinguir o ouro do cobre e no outro distingo o enxofre do sal.
E₅₅ - Então são diferentes ?
A_{10,55} - Sim.
E₅₆ - Mas continuas a achar que tanto num caso como no outro não tens solução ?
A_{10,56} - Sim, embora no 1º caso haja dissolução, porque nós olhamos para o fio e não distinguimos o ouro do cobre e no outro não, porque vemos perfeitamente as duas camadas.

- E₅₇ - (agitou)
A_{10,57} - (risos) ... Assim, estão misturados mas continuamos a ter partículas de enxofre e de sal. Tanto num caso como no outro acho que não tenho solução porque são os dois sólidos.

Verifica-se consistência para esta aluna : só se poderá formar uma solução entre dois constituintes quando os dois têm estados físicos diferentes.

Uma aluna considerou a mistura do enxofre com o sal de cozinha uma solução heterogénea (tabela 4.11). Esta aluna já tinha considerado que o azeite e a água constituíam uma solução heterogénea.

Exemplo :

Aluna 6

- E₆₂ - És capaz de explicar o que tens aí ?
A_{6,62} - Aqui tenho o enxofre e o sal, é o seguinte, aqui também se obteve uma solução heterogénea em que se consegue distinguir as duas substâncias apesar de serem sólidas.

Note-se que esta aluna utiliza o termo “solução heterogénea”, como se se referisse a uma mistura heterogénea.

4.1.4- Identificação do soluto e do solvente

4.1.4.1- Soluções

Foi pedido aos alunos que indicassem se existia soluto e solvente nas diferentes soluções apresentadas. As respostas dos alunos encontram-se categorizadas na tabela 4.16 :

Solução	Nº de respostas	Há soluto			Há solvente		
		Sim	Não	Não Sabe	Sim	Não	Não Sabe
Sal e água		10	0	0	10	0	0
Álcool e água		9	1	0	9	1	0
Ouro comercial		6	4	0	6	4	0
Ar		6	4	0	6	4	0
Oxigénio dissolvido na água		4	5	1	5	4	1

Tabela 4.16– Indicação da existência do soluto e do solvente nas diferentes soluções pelos alunos

a) Sal e água

Em relação à solução aquosa de sal, todos os alunos consideraram que existia soluto e solvente (tabela 4.16). A indicação do soluto e do solvente encontra-se na tabela 4.17.

Categorias de Resposta	Número de Respostas
O soluto é o sal e o solvente é a água.	9
O soluto é a água e o solvente é o sal.	1
Total:	10

Tabela 4.17– Identificação do soluto e do solvente para a solução de sal e água

Nove alunos consideraram que o soluto era o sal e o solvente a água justificando as suas respostas. As razões apresentadas para considerarem o soluto o sal foram categorizadas conforme se apresenta na tabela 4.18.

Categorias de Resposta	Número de Respostas
O soluto é:	
o que não se distingue após a dissolução.	6
o que se junta à água.	1
o que está em menor quantidade.	2
Total:	9

Tabela 4.18– Razões apresentadas para a escolha do soluto, para a solução de sal e água

As razões apresentadas para considerarem o solvente a água foram categorizadas conforme se apresenta na tabela 4.19.

Categorias de Resposta	Número de Respostas
O solvente é a água porque:	
é o que é aparente.	8
a água é sempre o solvente.	1
Total:	9

Tabela 4.19– Razões apresentadas para a escolha do solvente para a solução sal e água

A maior parte dos alunos consideram que o soluto é o que não se distingue após a dissolução. O solvente será o que fica visível. O soluto como que “desaparece” no solvente.

Os alunos não referem que o solvente é o componente que tinha o mesmo estado físico que a solução final, mas que o solvente é aquele que está aparente após a formação da solução.

Exemplo :

Aluna 6

- E₁₀ - *És capaz de identificar o soluto ?*
- A_{6,10} - *É o sal.*
- E₁₁ - *Porquê ?*
- A_{6,11} - *É assim, se for uma solução homogénea, que é o caso, o sal que é neste caso o soluto, ao dissolver-se no solvente não se nota, só se nota o solvente que é a água.*
- E₁₂ - *Porquê ?*
- A_{6,12} - *Porque normalmente o solvente é aquele que predomina, é aquele que se nota mais as características dele, neste caso a água.*

Esta ideia pode ser reforçada por alguns manuais do 8º ano, de que é exemplo (Dias e outros, 1996) “Ao misturares o cloreto de sódio com água parece que o cloreto de sódio desaparece. Diz-se que o cloreto de sódio é a substância que se dissolve e chama-se, por isso, o soluto”.

Duas alunas consideram que o soluto é o que está em menor quantidade. Para estas alunas, quantidade significa volume.

Exemplos :

Aluna 7

- E₆ - *Qual é o soluto e qual é o solvente ?*
- A_{7,10} - *O soluto é o mais pequeno que é o sal e o solvente é o maior que é a água.*
- E₇ - *O que queres dizer com mais pequeno e maior ?*
- A_{7,7} - *A quantidade.*
- E₈ - *A que quantidade te referes ?*
- A_{7,8} - *É um bocadinho imperfeita mas a olho vê-se pela altura.*

Aluna 1

- A_{1,34} - *Eu tinha um solvente que era a água e um soluto que era o sal. O solvente está em maior proporção física e o sal em menor.*
- E₃₅ - *O que queres dizer com maior proporção física?*
- A_{1,35} - *Em Termos de proporção física, é o que eu vejo em termos de medição de volumes e de massas, pode-se ver que a massa de sal não vai corresponder a um volume tão grande como o que temos de água.*

Os alunos a nível do 8º ano ainda não possuem o conceito de quantidade de substância. Assim, parece que o critério mais indicado a utilizar para a escolha do solvente, deveria ser apenas o critério do estado físico, ou seja, o solvente deve ser o componente da solução que apresenta o mesmo estado físico desta. No entanto, como este critério só se aplica às soluções em que os componentes têm estados físicos diferentes, alguns autores de manuais, para este nível de escolaridade, fazem referência à escolha do solvente, como sendo o que está em maior “quantidade” não se referindo à “quantidade de substância”.

Exemplo 1 :

“Existem regras para identificar o solvente. Eis algumas :

- quando o soluto e o solvente têm estados físicos diferentes, o solvente é o componente que apresenta o mesmo estado físico da solução.
- se ambos têm o mesmo estado físico, designa-se por solvente o componente que existe em maior quantidade.” (Cavaleiro e outros, 1996).

Exemplo 2:

“Numa solução a substância que aparece em maior quantidade é o solvente, enquanto que a(s) que ocorre(m) em menor quantidade se denomina(m) soluto(s).” (Mendonça e outros, 1996).

Este critério, para além de não ser completo, é aplicado como critério único, o que não está de acordo com o Modelo Educacional (Anexo 1), já que em primeiro lugar se aplica o critério do estado físico.

Apesar de na disciplina de Técnicas Laboratoriais de Química I, os critérios da escolha do solvente apresentados estarem de acordo com os apresentados no (Modelo

Educacional, Anexo 1), e do manual adotado na escola para esta disciplina (Simões e outros, 1998) também os apresentar, os alunos continuaram a usar a ideia de que o solvente é o componente que apresenta maior massa ou maior volume.

Uma aluna considera que, o soluto é o que se junta à água, pois desde que a água seja um dos componentes, esta será sempre o solvente.

Exemplo :

Aluna 4

- E₁₂ - *És capaz de identificar o soluto e o solvente ?*
- A_{4,12} - *O solvente é a água e o soluto é o sal.*
- E₁₃ - *Porquê ?*
- A_{4,13} - *Porque eu aprendi em Química que o soluto é o que se vai juntar ao solvente que é o reagente inicial.*
- E₁₄ - *E se colocasses primeiro o sal e depois a água ? Achavas que o solvente era o sal ?*
- A_{4,14} - *Não, porque a água é sempre o solvente. Em Química, a água é sempre o solvente.*
- E₁₅ - *Qualquer que seja a solução, achas que a água é sempre o solvente ?*
- A_{4,15} - *Se a água estiver contida na experiência é. É sempre o solvente.*

Embora nos manuais adotados na escola, quer de Ciências Físico - Químicas – 8º ano, (Pereira, 1996), quer no de Técnicas Laboratoriais de Química Bloco I, (Simões, 1998), se faça referência a diferentes solventes e em estados físicos diferentes, o certo é que se dá muito maior ênfase às soluções aquosas e são sempre soluções deste tipo que se preparam no laboratório; isso talvez tenha contribuído para reforçar a ideia desta aluna de que, sempre que exista água, esta seja o solvente.

Apenas um aluno considerou que o solvente era o sal e o soluto a água.

Exemplo :

Aluno 2

- E₂₀ - *És capaz de identificar o soluto ?*
- A_{2,20} - *Eu sei isto ! Deixe-me só pensar um bocado ... o soluto acho que é a água e o solvente o sal.*
- E₂₁ - *Porquê ?*
- A_{2,21} - *O solvente é o sal porque é o que vai ser diluído na água que é o soluto.*

Nota-se que este aluno confundiu soluto com solvente e além disso continua a utilizar o termo “diluição” como sinónimo de dissolução.

b) Álcool corado e água

Em relação à solução aquosa de álcool e água nove alunos consideraram existir soluto e solvente (tabela 4.16). Estes alunos consideraram que se formava uma solução neste caso (tabela 4.1).

A indicação do soluto e do solvente por estes alunos, encontra-se na tabela 4.20 :

Categorias de Resposta	Número de Respostas
O soluto é o álcool e o solvente é a água.	4
O soluto é a água e o solvente é o álcool.	1
Não consegue identificar.	4
Total:	9

Tabela 4.20– Identificação do soluto e do solvente para a solução álcool corado e água

Os quatro alunos que consideram a água o solvente, apresentam como justificação esta substância ser a mais utilizada, no laboratório, como solvente.

Exemplo :

Aluna 1

- E₄₄ - *Achas que existe soluto e solvente ?*
- A_{1,44} - *Sím !*
- E₄₅ - *És capaz de os identificar ?*
- A_{1,45} - *Tanto um como o outro poderia ser o soluto ou o solvente, mas neste caso penso que o solvente seria a água porque o interesse era dissolver o álcool na água e não a água em álcool.*
- E₄₆ - *És capaz de apresentar as tuas razões ? O que te leva a pensar isso ?*
- A_{1,46} - *Porque a água é como uma substância neutra, utiliza-se para dissolver quase tudo e para fazer soluções é o que se usa mais no laboratório. Acho que não havia interesse em misturar uma grande quantidade de álcool para dissolver a água.*
- E₄₇ - *Mas tu usaste o mesmo volume de álcool e de água ...*

-
- A_{1,47} - *Pois foi. Acho que eles podem ter o mesmo volume, eu penso que o solvente é a água mas não posso prová-lo.*
E₄₈ - *E porquê?*
A_{1,48} - *Não sei, eu penso que é a água mas não posso prová-lo em termos de volume ou de propriedades.*

Um dos objectivos indicados nos programas do 10º ano, quer de Ciências Físico – Químicas quer de Técnicas Laboratoriais de Química I, diz respeito à preparação de soluções, não se referindo ao solvente a utilizar. Nos manuais adoptados para estas disciplinas em todas as actividades práticas laboratoriais são sugeridas apenas preparação de soluções aquosas. Esta ideia, bastante redutora, pode levar a que os alunos, apesar de reconhecerem que existem outros solventes, não os considerem tão importantes e sempre que a água está presente a considerem o solvente.

Uma aluna considerou que o álcool era o solvente e a água o soluto (tabela 4.20). Esta aluna baseou-se no facto de na solução se notarem as características do álcool (o álcool é o que é aparente), pois o álcool estava corado e a solução apresentava-se corada.

Exemplo :

Aluna 3

- E₃₂ - *És capaz de identificar o soluto e o solvente?*
A_{3,32} - *O soluto é a água e o solvente o álcool.*
E₃₃ - *Porquê?*
A_{3,33} - *Porque a solução final ficou com as características do álcool.*
E₃₄ - *E quais são as características do álcool?*
A_{3,34} - *A cor porque o álcool estava corado.*

Mais uma vez a aluna usa a ideia de que o solvente é o componente que é aparente após a formação da solução.

Quatro alunos não conseguem identificar qual é o soluto e qual é o solvente (tabela 4.20). Estes alunos consideram, no entanto, existir soluto e solvente (tabela 4.16). Na tabela 4.21 indicam-se as razões apresentadas por estes alunos para não conseguirem identificar o soluto e o solvente neste caso.

Categorias de Resposta	Número de Respostas
O soluto é o que estiver em menor quantidade química, o solvente é o que estiver em maior quantidade química	1
Não sabe explicar, porque são ambos líquidos.	3
Total:	4

Tabela 4.21– Razões apresentadas para a não identificação do soluto e do solvente na solução de álcool e água

Um aluno considerou que o soluto seria o que estivesse em menor quantidade química e o solvente o que estivesse em maior quantidade química, mas não foi capaz de aplicar este critério.

Exemplo :

Aluno 5

- E₂₆ - *És capaz de identificar o soluto e o solvente ?*
A_{5,26} - *O que tiver menor quantidade química é o soluto e o que tiver maior quantidade química é o solvente.*

Este aluno parecia ser capaz de identificar o soluto e o solvente neste caso. No entanto, não foi capaz de os identificar, nem efectuou qualquer cálculo nesse sentido (os volumes de álcool e água eram iguais e conhecidos). Foi capaz de referir o critério correctamente, mas não foi capaz de usar essa ideia no contexto da actividade.

“O facto de conhecer as palavras científicas utilizadas para explicar um fenómeno pode não reflectir necessariamente uma compreensão daquilo que as palavras descrevem.” (Julyan e Duckworth, 1999).

Três alunos consideraram que existia soluto e solvente uma vez que se trata de uma solução mas não foram capazes de os identificar, por estarem no mesmo estado físico.

Exemplos :

Aluna 4

- E₃₅ - *És capaz de identificar o soluto e o solvente ?*
A_{4,35} - *Aqui é mais difícil.*
E₃₅ - *Tu disseste que sempre que exista água a água é o*

- solvente, continuas a pensar assim?*
- A_{4,35} - Normalmente é assim. Mas aqui como são dois líquidos é mais difícil aqui, não sei. Acho que existe soluto e solvente mas não sei identificar.

Aluna 10

- E₃₁ - És capaz de identificar o soluto e o solvente ?
- A_{10,31} - Eu acho que é uma solução, agora identificar soluto e solvente, não sei.
- E₃₂ - Porquê ?
- A_{10,32} - Porque são dois líquidos e assim não sei qual foi o que se dissolveu no outro.

Para estas alunas o solvente é o componente que está no estado líquido. Como neste caso ambos os componentes estão no estado líquido, as alunas não conseguem identificar o soluto e o solvente.

O facto de se trabalhar essencialmente no laboratório com soluções sólido - líquido leva a que os alunos tenham dificuldade em identificar o solvente quando os dois componentes da solução são líquidos. Além disso estes dois componentes (álcool e água) são muitas vezes apresentados como exemplos de solventes, não aparecendo exemplos em que um deles é o soluto. Extractos dos cadernos diários do 8º e do 11º anos de uma aluna da disciplina de Ciências Físico – Químicas apresentam o álcool e a água sempre como solventes.

8º ano

Solução → mistura homogênea { Soluto

Solvente { Água → Solução aquosa

Alcool etílico → Solução Alcoolica de..

Solução aquosa de açúcar { Adição de água

Solução aquosa de açúcar diluída

Pág 18

11º ano

Solução = soluto + solvente (água, álcool)

Solução aquosa → solvente : água

Uma aluna considerou que não existia soluto nem solvente (tabela 4.16). Esta aluna (aluna 7) considerou que neste caso não se formava solução.

c) Ouro comercial

No caso do ouro comercial, quatro alunos não consideraram a existência de soluto e solvente (tabela 4.16) pois também não consideraram formação de solução (tabela 4.1).

Os seis alunos que consideraram existir solução (tabela 4.1) também consideraram existir soluto e solvente (tabela 4.16), referindo-se ao ouro como solvente, porque é o que é visualmente aparente na solução.

Exemplos :

Aluna 3

- E₅₀ - *Eras capaz de identificar o soluto e o solvente ?*
- A_{3,50} - *Eu acho que o soluto é o cobre e o solvente o ouro.*
- E₅₁ - *Porquê ?*
- A_{3,52} - *Porque a substância final tem as características do ouro; apesar de ter cobre parece-se mais com o ouro.*

Aluna 9

- E₄₈ - *E eras capaz de identificar o soluto e o solvente ?*
- A_{9,48} - *O soluto é o cobre e o solvente o ouro.*
- E₄₉ - *Porquê ?*
- A_{9,49} - *Porque no final fico com mais aspecto de ouro do que de cobre e tem mais quantidade de ouro do que de cobre.*
- E₅₀ - *A que quantidade te referes ?*
- A_{9,50} - *À massa.*

É de salientar que esta aluna, para além de considerar que o solvente é o que é aparente utiliza também outro critério: “o solvente é o que está em maior quantidade (referindo-se à massa)”. Tal como acontecia com outras duas alunas (alunas 1 e 7) na solução sólido – líquido, esta aluna também utiliza o critério de quantidade para identificar o solvente, não se referindo à quantidade química.

d) Ar

No caso do ar seis alunos consideraram existir soluto e solvente (tabela 4.16). Estes alunos consideraram que neste caso existia uma solução (tabela 4.1) mas só um aluno foi capaz de indicar o soluto e o solvente considerando o solvente o dióxido de carbono e os solutos o oxigénio, a água e o azoto. Este aluno considerou o dióxido de carbono o solvente por pensar que este se encontrava em maior quantidade química.

Exemplo :

Aluno 5

- E₃₇ - *És capaz de identificar o solvente ?*
A_{5,37} - *É o dióxido de carbono por que está em maior quantidade química, os outros componentes, oxigénio, água e azoto, em princípio seriam os solutos.*

Os outros cinco alunos consideraram que existe soluto e solvente mas não foram capazes de indicar nenhum, uma vez que existem muitos componentes.

Exemplos :

Aluna 6

- E₆₇ - *Éras capaz de identificar o soluto e o solvente ?*
A_{6,67} - *Não porque existem mais de duas substâncias e Qualquer uma podia ser o soluto ou o solvente.*

Aluno 8

- E₅₂ - *És capaz de identificar o soluto e o solvente ?*
A_{8,52} - *Isso é que não ... são tantos !*

Estes resultados parecem indicar que os alunos têm dificuldades em identificar o soluto e o solvente quando existem mais de dois componentes na solução.

Quatro alunos consideraram que, neste caso, não existia soluto nem solvente (tabela 4.16). Estes alunos não consideraram o ar uma solução.

e) Oxigénio e água

Quatro alunos consideraram existir soluto e solvente (tabela 4.16). Estes alunos também consideraram estar em presença de uma solução (tabela 4.1).

As escolhas dos alunos no que se refere ao soluto e ao solvente encontram-se categorizadas na tabela 4.22 :

Categorias de Resposta	Número de Respostas
O oxigénio é o soluto e a água o solvente.	2
O dióxido de carbono é o soluto e a água o solvente.	1
Não consegue identificar.	1
Total:	4

Tabela 4.22– Identificação do soluto e do solvente na solução de oxigénio e água

Dois alunos consideraram que o soluto é o oxigénio e o solvente a água e apresentaram as seguintes razões para a sua escolha :

- o solvente é o que tem o mesmo estado físico da solução (aluno 5)
- o solvente é o que é aparente (aluna 3)

Exemplo :

Aluno 5

A_{5,45} - Acho que é uma solução, porque por um lado há o oxigénio que é o soluto e a água é o solvente, como o estado final da solução é líquido logo o solvente é o líquido.

Exemplo :

Aluna 3

E₇₄ - Qual é o soluto e qual é o solvente ?
A_{3,74} - O soluto é o oxigénio que é um gás e o solvente é a água e eu não distingo o oxigénio da água.

Uma aluna considerou que o soluto é o dióxido de carbono e o solvente a água.

Exemplo :

Aluna 9

A_{9,65} - O soluto deve ser o dióxido de carbono que ele liberta e o solvente a água.

Para esta aluna não existe oxigénio dissolvido na água, mas sim dióxido de carbono expelido pelo peixe quando respira.

Quatro alunos consideraram que não existia soluto nem solvente (tabela 4.16). Estes alunos consideraram que não estavam em presença de uma solução (tabela 4.1).

Uma aluna considerou que existia solvente mas não existia soluto (tabela 4.16). Esta aluna também considerou não estar em presença de uma solução (tabela 4.1).

Exemplo :

Aluna 4

- E₇₄ - *Achas que tens ali uma solução ?*
- A_{4,74} - *Não. Eu acho que não.*
- E₇₅ - *Porquê ?*
- A_{4,75} - *Porque eu tenho um solvente que é a água mas não tenho soluto, só se fosse o peixe mas não é.*

Parece que para esta aluna a ideia de soluto e de solvente não está associada à de solução.

Uma aluna não foi capaz de indicar se existia soluto e solvente (tabela 4.16) pois declarou que não sabia se existia solução (tabela 4.1).

Exemplo :

Aluna 7

- E₇₀ - *Achas que tens aí uma solução ?*
- A_{7,70} - *Não sei. Não é possível ver, não consigo distinguir nem soluto nem solvente.*

4.1.4.2- Mistura coloidal

A mistura coloidal utilizada foi a gelatina. Nenhum dos alunos classificou a gelatina como uma mistura coloidal (tabela 4.10), considerando tratar-se de uma solução semelhante à que se obtém por dissolução do sal em água.

Assim, tal como aconteceu na solução aquosa de sal todos os alunos consideraram que existia soluto e solvente e que o soluto era o pó de gelatina e o solvente a água, à

excepção de um aluno (aluno 2) que considerou a água o soluto. Este aluno no caso da solução aquosa de sal também considerou a água o soluto, parece ter trocado as palavras soluto e solvente.

Exemplo :

Aluno 2

- A_{2,45} - O soluto é a água e o solvente é o pó de gelatina.
- E₄₆ - Porquê ?
- A_{2,46} - Porque o solvente dissolveu-se no soluto, o pó dissolveu-se na água.

4.1.4.3- Misturas heterogéneas

A consideração da existência de soluto e solvente pelos alunos neste caso está patente na tabela 4.23.

Nº de respostas	Há soluto		Há solvente	
	Sim	Não	Sim	Não
Mistura heterogénea				
Enxofre e água	4	6	4	6
Azeite e água	4	6	4	6
Sal e enxofre	2	8	1	9

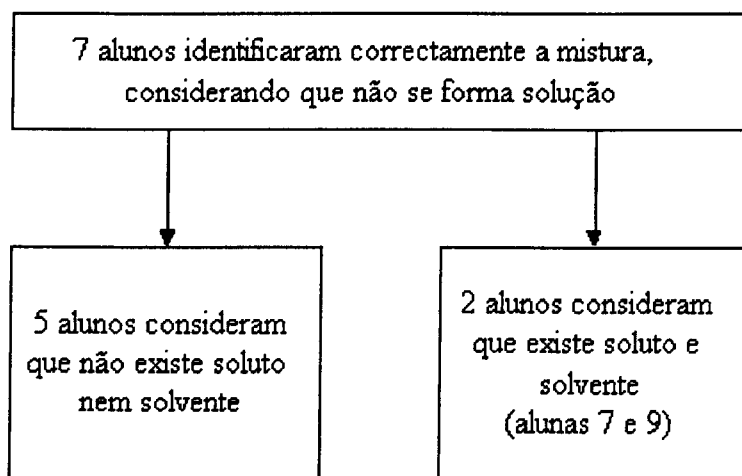
Tabela 4.23– Indicação da existência do “soluto” e do “solvente” nas diferentes misturas heterogénas pelos alunos

A existência de soluto e solvente foi considerada tanto por alunos que consideraram estar na presença de uma mistura heterogénea quer para alunos que consideraram estar na presença de uma solução. Apresentam-se os resultados para cada uma das misturas heterogéneas.

a) enxofre e água

Sete alunos consideram que neste caso se formou uma mistura heterogénea e três alunas consideraram que se formou uma solução (tabela 4.11).

No esquema 4.1 apresenta-se o modo como os sete alunos que identificaram correctamente a mistura se referem ao soluto e ao solvente.



Esquema 4.1- Referência ao soluto e ao solvente pelos sete alunos que identificaram correctamente a mistura

Cinco desses alunos consideram que não existe soluto nem solvente, uma vez que não se tratava de uma solução.

Exemplo :

Aluna 1

A_{1,29} - Acho que não podemos considerar que temos soluto porque não temos nenhuma solução. Nem soluto nem solvente.

Dois desses alunos (alunas 7 e 9) consideram que existe soluto e solvente, sendo o soluto o enxofre e o solvente a água.

Exemplo :

Aluna 9

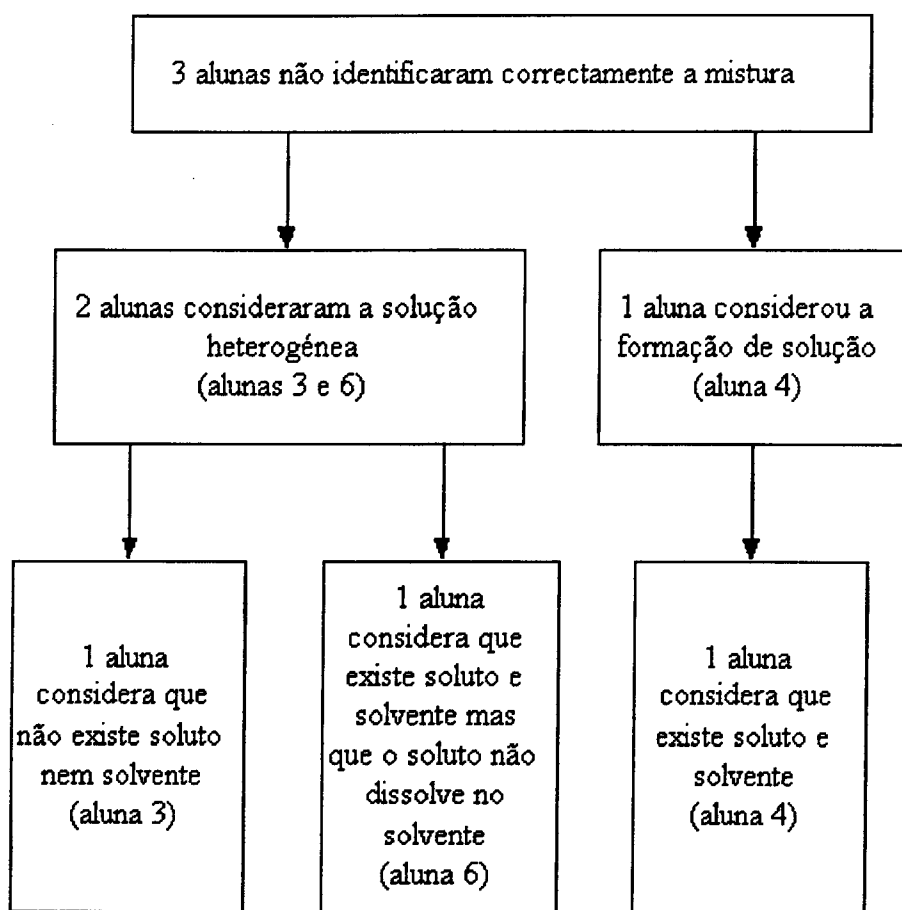
A_{9,14} - O soluto é o enxofre e o solvente é a água.

E₁₅ - Porquê ?

A_{9,15} - Porque na maior parte das vezes o soluto é o sólido e o solvente é a água.

Para estas alunas, embora não exista solução, pode continuar-se a falar de soluto e solvente, usando para os identificar os critérios que usam para as soluções.

No esquema 4.2 apresenta-se o modo como as três alunas que consideraram estas misturas soluções se referem ao soluto e ao solvente.



Esquema 4.2- Referência ao soluto e ao solvente pelas três alunas que não identificaram correctamente a mistura

Duas dessas alunas consideraram-na uma solução heterogénea e uma considerou-a uma solução. Para uma das alunas (aluna 3) que considerou que se tratava de uma solução heterogénea, não existe soluto nem solvente uma vez que os componentes não se misturaram (esta aluna, deixa de considerar esta mistura uma solução heterogénea quando discute a mistura do azeite com a água).

Exemplo :

Aluna 3

E_{21} - *Existe soluto e solvente ?*

$A_{3,21}$ - *Acho que não porque não se misturam.*

Para a aluna (aluna 6) que considerou que se tratava de uma solução heterogénea existe um soluto, o enxofre, mas este soluto não se dissolve no solvente, a água.

Exemplo :

Aluna 6

A_{6,30} - O soluto é o enxofre e o solvente é a água, e o enxofre não se dissolveu na água.

A aluna que considerou tratar-se de uma solução (aluna 4) considerou o soluto o enxofre porque é o componente sólido e o solvente a água, porque a água é sempre o solvente.

Exemplo :

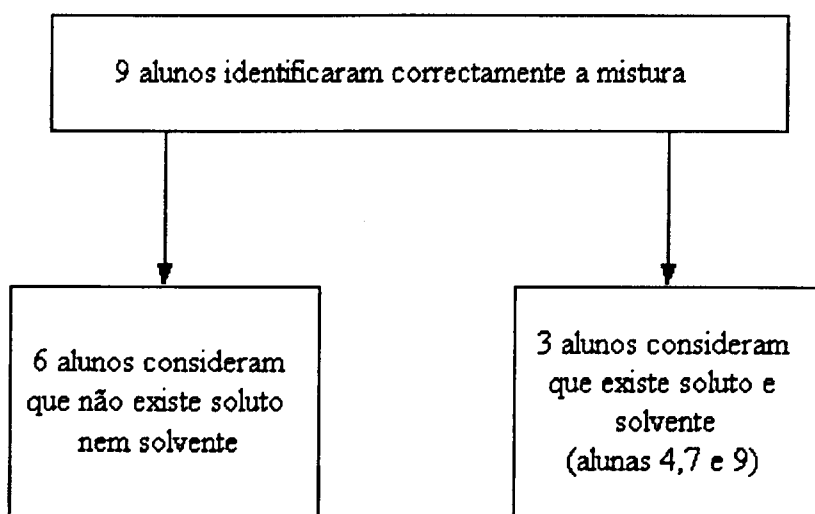
Aluna 4

- E₂₃ - És capaz de identificar o soluto e o solvente ?*
A_{4,23} - O soluto é o enxofre e o solvente é outra vez a água.
E₂₄ - Porquê ?
A_{4,24} - Porque eu aprendi que a água é sempre o solvente e o soluto é o sólido.

b) Azeite e água

Nove alunos consideraram que neste caso se formou uma mistura heterogénea e uma aluna considerou que se formou uma solução heterogénea (tabela 4.11).

No esquema 4.3 apresenta-se o modo como os nove alunos que identificaram correctamente a mistura se referem ao soluto e ao solvente.



Esquema 4.3- Referência ao soluto e ao solvente pelos nove alunos que identificaram correctamente a mistura

Seis desses alunos consideram que não existe soluto nem solvente, pois não se tratava de uma solução.

Três alunas apesar de considerarem que não se formava uma solução, consideram que existe soluto e solvente. Uma destas alunas (aluna 4) não os consegue identificar porque são os dois líquidos. É interessante notar que esta aluna, na mistura de enxofre e água considerou tratar-se de uma solução.

Exemplo :

Aluna 4

- E₄₂ - *É tens soluto e solvente ?*
- A_{4,42} - *Acho que sim.*
- E₄₃ - *Éras capaz de os identificar ?*
- A_{4,43} - *Não porque é o mesmo caso de há bocado, são os dois líquidos.*

A mesma aluna no caso da mistura do álcool e da água, considerou que existia soluto e solvente, mas como eram dois líquidos não os conseguia identificar.

As outras duas alunas consideram o azeite o soluto e a água o solvente.

Exemplos :

Aluna 7

- A_{7,45} - *O soluto é o azeite e a água é o solvente, mas não sei explicar porquê.*

Esta aluna não sabe explicar a razão pela qual considera a existência de soluto e solvente. No caso da mistura do enxofre e água também considerou a água como solvente.

Aluna 9

- A_{9,37} - *Acho que o soluto e o solvente existem. O soluto é o azeite, no meu entender, e o solvente a água.*
- E₃₈ - *Porquê ?*
- A_{9,38} - *Talvez porque eu acho que o soluto é que tinha de se dissolver no solvente e isso não acontece.*

Só uma aluna (aluna 6) não identificou correctamente esta mistura (tabela 4.11) considerando que se formou uma solução heterogénea. Para esta aluna o soluto é o azeite e o solvente a água.

Exemplo :

Aluna 6

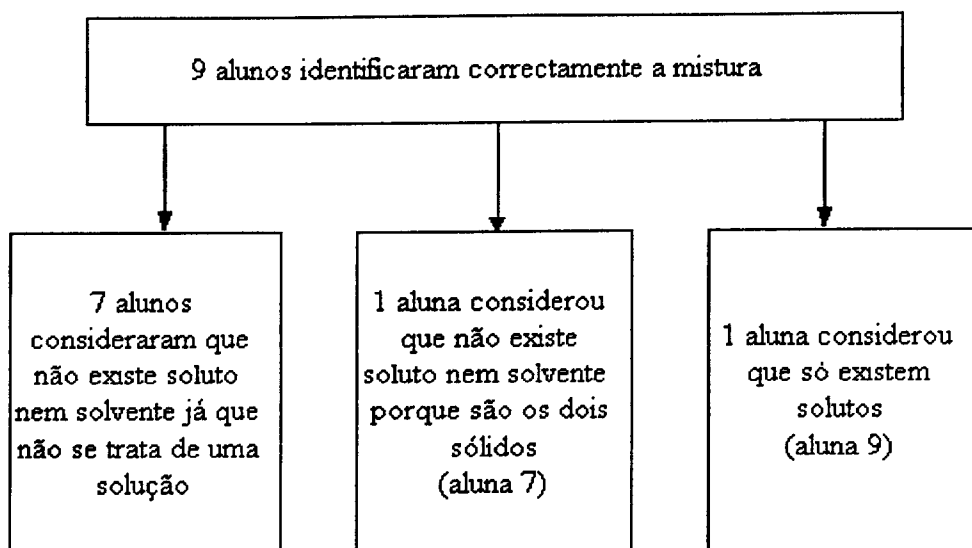
- E₄₇ - O que achas que aconteceu ?
A_{6,47} - Neste caso o azeite não se dissolveu na água, obtivemos uma solução heterogénea em que se consegue distinguir as duas substâncias, penso que o soluto deve ser o azeite e a água o solvente.
E₄₈ - E o que te leva a dizer isso ?
A_{6,48} - Porque normalmente a água é o solvente e apesar de o azeite também estar no estado líquido, por teoria a água é o solvente. O azeite, o enxofre, o sal são solutos. No caso do álcool e da água já não tive tanta certeza porque a primeira substância que se deitou foi o álcool e não a água.
E₄₉ - Achas que o solvente é a substância que se coloca em primeiro lugar ?
A_{6,49} - Eu acho que sim apesar de não ter a certeza.

Esta aluna indica a água como sendo o solvente não só porque a água é o solvente mais utilizado mas também porque tem a ideia de que o solvente deve ser colocado em primeiro lugar. Esta aluna considera que existem soluções heterogéneas.

c) Sal e enxofre

Nove alunos consideraram que se formou uma mistura heterogénea e uma aluna considerou que se formou uma solução heterogénea (tabela 4.11).

No esquema 4.4 apresenta-se o modo como os nove alunos que identificaram correctamente a mistura (tabela 4.11) se referem ao soluto e ao solvente.



Esquema 4.4- Referência ao soluto e ao solvente pelos nove alunos que identificaram correctamente a mistura

Sete desses alunos consideraram que, por não se formar solução, não existe nem soluto nem solvente. Duas alunas apresentaram outras razões. Uma acha que não existe soluto nem solvente porque são os dois sólidos (aluna 7), a outra considera que só existem solutos (aluna 9).

Exemplos :

Aluna 7

- E₆₂ - *Achas que tens soluto e solvente ?*
A_{7,62} - *Não. Porque são os dois sólidos, não dissolvem um no outro, talvez em contacto com o calor ou com a água houvesse alguma reacção. Aqui não há nada que incentive a formação de solução.*

Esta aluna considerou que nas misturas de azeite e água e enxofre e água existia soluto e solvente.

Aluna 9

- E₅₅ - *Achas que tens soluto e solvente ?*
A_{9,55} - *Não. Parecem-me ser ambos solutos, não dá a entender que tenha algum solvente, acho que são dois sólidos, dois sólidos que não se misturam ao ponto de ficarem dissolvidos um no outro; mesmo que se misture com a vareta as partículas de enxofre com as de sal estas não ficam dissolvidas. Aqui temos só dois solutos que mantêm-se sempre separados.*

Esta aluna parece atribuir ao solvente a propriedade de dissolver os materiais e como não há dissolução considera que não tem solvente, no entanto esta aluna volta a afirmar que pode existir soluto sem haver formação de solução. A aluna considerou a existência de soluto e de solvente no caso das misturas de azeite e água e enxofre e água.

Também neste caso só uma aluna (aluna 6) considerou formar-se uma solução heterogénea. Para esta aluna o soluto é o sal e o solvente é o enxofre porque este é o que está em maior volume.

Exemplo :

Aluna 6

- E₆₂ - *És capaz de explicar o que tens aí ?*
A_{6,62} - *Aqui tenho o enxofre e o sal, é o seguinte, aqui também se obteve uma solução heterogénea em que se consegue distinguir as duas substâncias apesar de serem sólidas e acho que talvez o enxofre seja o solvente por estar em maior quantidade que o sal.*
E₆₃ - *Maior quantidade ... a que quantidade te estás a referir ?*
A_{6,63} - *Estou-me a referir ao que vejo.*

Esta aluna refere-se à quantidade em termos de volume ocupado e não à quantidade química.

4.1.5- Processos de dissolução

As explicações dadas por cada um dos alunos foram analisadas. Apresentam-se em seguida os modelos usados por cada aluno para explicar o processo de dissolução na formação de cada uma das soluções.

Aluna 1

Modelo : Forma-se um novo constituinte.

Esta aluna só discute em termos de processo de dissolução, a dissolução sólido – líquido (sal – água).

Dissolução sólido - líquido (sal – água)

Para esta aluna forma-se uma nova molécula constituída pela junção de todos os átomos que constituem o sal e a água. O desenho da aluna (fig. 4.1) e o extracto da entrevista que se segue evidenciam esta ideia.

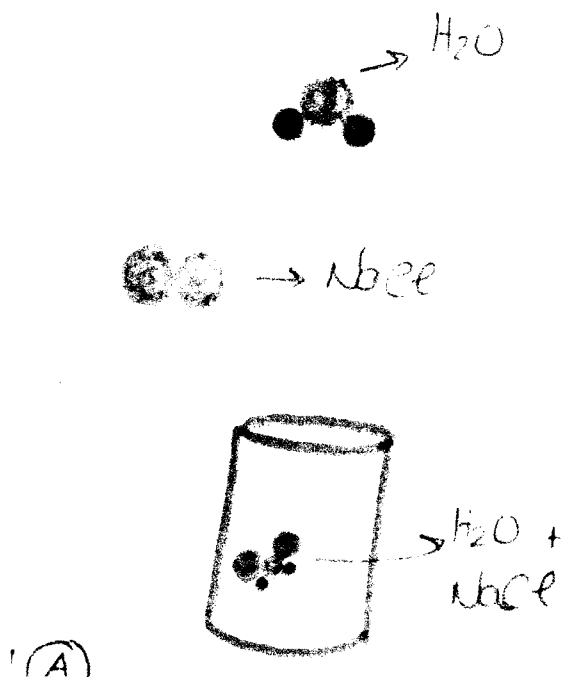


Fig. 4.1- Desenho da aluna 1 que representa a dissolução sólido - líquido

A_{1,7} - Quando o soluto se dissolve, os átomos ligam-se todos uns aos outros. Formam um só constituinte.

Dissolução líquido - líquido (álcool – água)

A aluna considera a formação de uma solução, mas não consegue falar do processo de dissolução pois declara que não conhece a fórmula do álcool.

Dissolução sólido - sólido (ouro – cobre)

A aluna não considerou a formação de solução.

Dissolução gás - gás (ar)

A aluna não considerou a formação de solução.

Dissolução gás - líquido (oxigénio – ar)

A aluna não considerou a formação de solução.

Aluno 2

Modelo : As partículas do soluto estão fortemente ligadas às partículas do solvente

Dissolução sólido – líquido (sal – água)

Para este aluno as partículas do sal estão fortemente ligadas às partículas da água sendo estas partículas visíveis ao microscópio. O desenho do aluno (fig. 4.2) e o extracto da entrevista que se segue evidenciam esta ideia.

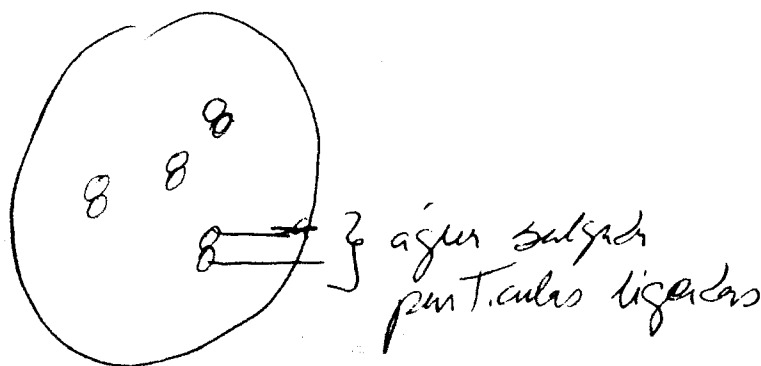


Fig. 4.2- Desenho do aluno 2 que representa a dissolução sólido - líquido

- E₉ - És capaz de me explicar o teu desenho?
- A_{2,9} - As bolinhas representam as partículas de sal e de água juntas, que estão perfeitamente ligadas uma à outra. Representam o sal depois de diluído na água, portanto a água salgada, portanto uma destas partículas representa o sal e a outra a água e estão ligadas entre si, sendo completamente diferente ter sal e água do que ter água salgada.
- E₁₀ - E representam partículas que tu vês, ou não?
- A_{2,10} - Não, são partículas que eu imagino que são assim, mas que eu veria ao microscópio.

Dissolução líquido - líquido (álcool – água)

O aluno considera novamente que as partículas do soluto e do solvente estão fortemente ligadas, neste caso, as partículas de álcool e de água. O desenho do aluno (fig. 4.3) e o extracto da entrevista que se segue evidenciam esta ideia.

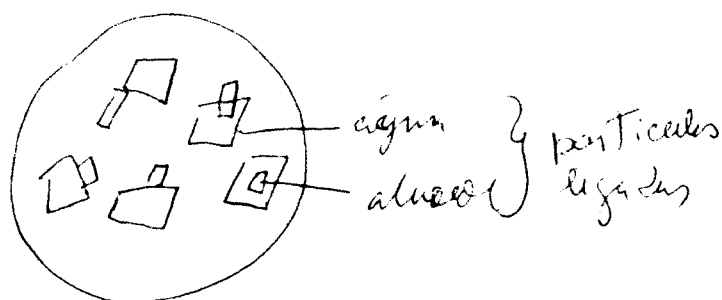


Fig. 4.3- Desenho do aluno 2 que representa a dissolução líquido – líquido

- E₆₂ - Eu estou a ver que tu não representaste sempre da mesma maneira, uns quadrados estão dentro e outros fora?
- A_{2,62} - É assim, eles estão ligados um com o outro, podem estar dentro podem estar fora, mas estão mesmo ligados. Quimicamente ligam-se sempre da mesma maneira, acho que uma pessoa ao ver ao microscópio estas figuras vão variar, ou seja, quimicamente ligam-se sempre da mesma maneira, mas ao vermos vemos de formas diferentes, não sei explicar muito bem.

Dissolução sólido - sólido (ouro – cobre)

O aluno não considerou a formação de solução.

Dissolução gás - gás (ar)

Neste caso o aluno considerou só a ligação entre as partículas de hidrogénio e de oxigénio pois considerou que os outros componentes do ar estão presentes em quantidades insignificantes. O desenho do aluno (fig. 4.4) e o extracto da entrevista que se segue evidenciam esta ideia.

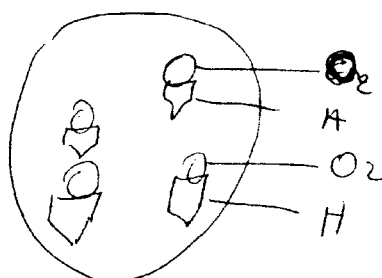


Fig. 4.4- Desenho do aluno 2 que representa a dissolução gás - gás

- A_{2,102} - Aqui no desenho tenho partículas de hidrogénio e de oxigénio ligadas entre si, mas como o ar está no estado gasoso estas partículas vão estar bastante

- separadas. O ar tem bastantes constituintes, acho que a maior parte é oxigénio e depois hidrogénio. Os outros têm muito pequena percentagem.*
- E₁₀₃ - *Foi pelo facto de achares que os outros estão em muito pequena percentagem que representaste apenas o oxigénio e o hidrogénio?*
- A_{2,103} - *Foi porque são os que estão em muito maior Quantidade, os outros são insignificantes.*

É importante salientar que este aluno considera que estas “partículas” são visíveis ao microscópio, talvez esta ideia tenha origem nas aulas de Biologia onde os alunos vêem as células ao microscópio.

Dissolução gás - líquido (oxigénio – água)

O aluno não considerou a formação de uma solução.

Aluna 3

Modelo A : As partículas do soluto ficam dispersas no solvente

Modelo B : Ocorre reacção química

Dissolução sólido - líquido (sal – água)

Para esta aluna o sal vai-se dividindo em partículas (com um sentido macroscópico) cada vez mais pequenas que se dispersam na água e deixam de ser visíveis. O desenho da aluna (fig. 4.5) e o extracto da entrevista que se segue evidenciam esta ideia.

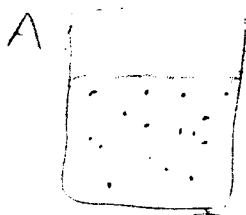


Fig. 4.5- Desenho da aluna 3 que representa a dissolução sólido - líquido

- E₃ - *Em termos submicroscópicos és capaz de desenhar o que se passa quando o sal se dissolve?*
- A_{3,3} - *Então, temos a molécula de água e o sal a molécula de cloreto de sódio, então o sal vai desintegrar-se, isto é vai-se dividir em partículas cada vez mais pequenas e as partículas misturam-se com a água e deixam de ser visíveis.*

Esta aluna embora tenha falado em moléculas e ter sido questionada para apresentar uma explicação em termos submicroscópicos, o modelo que usa parece ser macroscópico. De facto a aluna considera que o sal se vai dividindo em “partículas” cada vez mais pequenas (modelo A). Esta explicação não parece compatível com um modelo em que a aluna estivesse a considerar moléculas. Este modelo é semelhante ao modelo que Slone e Bokhurst (1992) designaram por “atomismo”. Também Kruger e Summers (1989) verificaram no seu estudo com professores do ensino básico que alguns consideravam que o açúcar se dividia em partículas cada vez mais pequenas.

Dissolução líquido - líquido (álcool – água)

Neste caso a aluna não consegue explicar o que se passa. O uso do modelo A implicaria que a água se dividisse. Nesta situação o que fica aparente (o que a aluna vê) é uma solução corada e como o álcool estava corado a aluna presume que o que vê é o álcool. No caso anterior como a solução é incolor a aluna diz que vê a água. Como a aluna considera que na dissolução o que deixa de se ver é “o que se divide até deixar de se ver”, neste caso seria água a dividir-se o que para a aluna é contra - intuitivo, logo não considera esta opção. O desenho da aluna (fig. 4.6) e o extracto da entrevista que se segue evidenciam esta ideia.

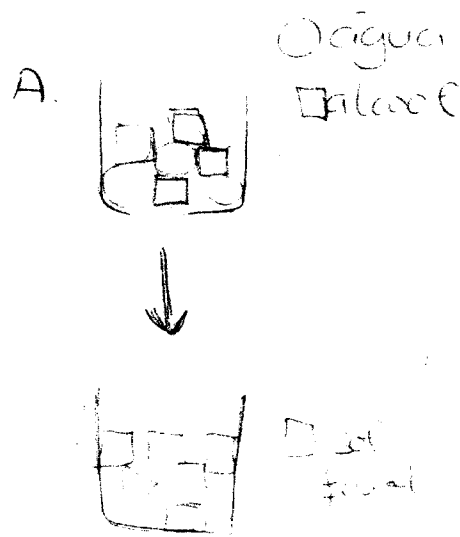


Fig. 4.6- Desenho da aluna 3 que representa a dissolução líquido - líquido

A_{3,36} - Primeiro fiz uns quadrados que representam a molécula de álcool e umas bolas que representam a molécula de água, na solução final só tenho quadrados porque não se distingue a água do álcool

- e só se nota o álcool.*
- E₃₇ - *O que achas que acontece ao álcool e à água?*
- A_{3,37} - *Aqui não sei bem o que acontece, porque ao misturarem-se não se distingue um do outro. No primeiro o sal dividia-se em partículas cada vez mais pequenas até deixar de se ver, aqui acho que a água não se divide, mas não sei o que acontece.*

Dissolução sólido - sólido (ouro - cobre)

Esta aluna atendendo a que não considera que aquilo que vê é o ouro embora “se pareça mais com o ouro”, não considera que um dos componentes se divida até deixar de se ver. Como a solução resultante tem, segundo ela propriedades mistas, pertencentes a ambos os componentes, considera que se formou uma nova substância e representa-a com símbolos diferentes das partículas de cobre e de ouro. A aluna neste caso usa um modelo de reacção química (modelo B). O desenho da aluna (fig. 4.7) e o extracto da entrevista que se segue evidenciam esta ideia.

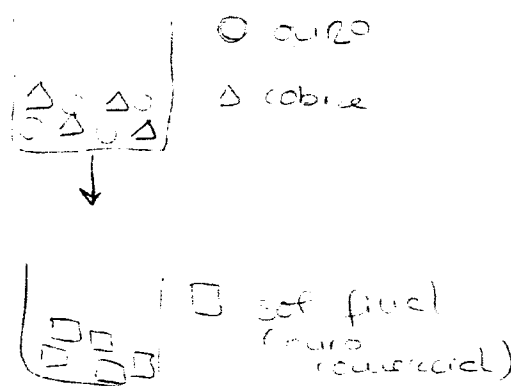


Fig. 4.7- Desenho da aluna 3 que representa a dissolução sólido - sólido

- A_{3,51} - *O ouro e o cobre trocaram características, misturaram-se e formaram uma nova substância que se designa por ouro comercial. Esta substância final tem as características do ouro, apesar de ter cobre, parece-se mais com o ouro.*

Dissolução gás - gás (ar)

Também neste caso a aluna não vê um dos componentes desaparecer, enquanto outro se mantém aparente, logo, como no caso do ouro comercial considera que se formou uma molécula nova, neste caso de ar. A aluna usa o modelo B. O desenho da aluna (fig. 4.8) e o extracto da entrevista que se segue evidenciam esta ideia.

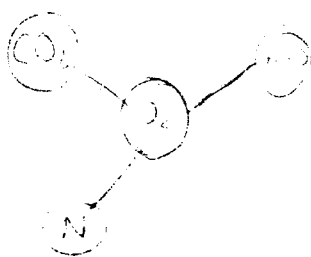


Fig. 4.8- Desenho da aluna 3 que representa a dissolução gás - gás

A_{3,65} - *No ar há o oxigênio... eu acho que é assim, há várias moléculas ligadas que formam uma molécula diferente sem nenhuma ordem de ligação, portanto ligam-se aleatoriamente formando uma molécula nova e essa molécula é o ar.*

Dissolução gás - líquido (oxigênio – água)

Neste caso a aluna volta a usar o modelo inicial (modelo A) já que considera que o que vê é a água. O desenho da aluna (fig. 4.9) e o extracto da entrevista que se segue evidenciam esta ideia.

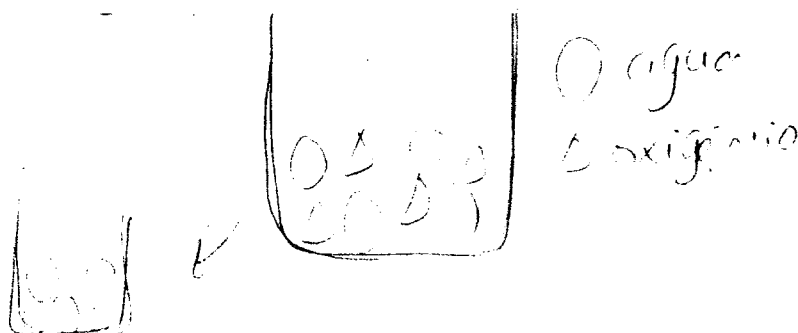


Fig. 4.9- Desenho da aluna 3 que representa a dissolução gás – líquido

A_{3,65} - *É parecido com a primeira solução água e sal, porque o oxigênio quando dissolve na água não se distingue da água, e o mesmo se passa com o sal.*

A aluna não apresenta consistência nos modelos usados. A falta de consistência na utilização dos modelos é muitas vezes resultante, não de falta de consistência , mas porque os alunos vêm a realidade de forma diferente. (Clough e Driver, 1986).

Aluna 4

Modelo : Os iões que constituem o sal dispersam-se na água

Dissolução sólido - líquido (sal – água)

Esta aluna só discute, em termos de processo de dissolução, a dissolução sólido –líquido (sal – água). Para esta aluna os iões que constituem o sal dispersam-se na água. Embora refira que há iões positivos e negativos não os identifica na dispersão e não lhes atribui um significado submicroscópico. O desenho da aluna (fig. 4.10) e o extracto da entrevista que se segue evidenciam esta ideia.

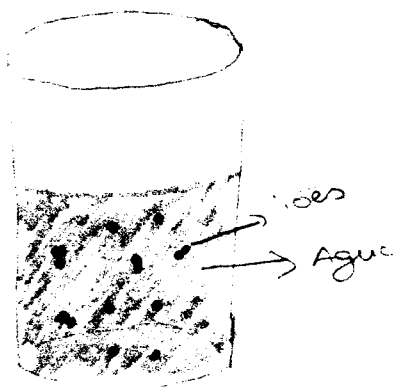


Fig. 4.10- Desenho da aluna 4 que representa a dissolução sólido - líquido

- E₁₉ - És capaz de explicar o que desenhaste?
- A_{4,54} - A olho nu não dá para ver muito bem, mas eu no 8º ano em físico - química, eu vi isto numa experiência. Vê-se assim tipo a boiar os iões, fiz a experiência e vi no microscópico os iões a juntarem-se os positivos com os negativos e a afastarem-se e dava para ver esses iões na água. Eu representei a água a azul e representei os iõeszinhos assim pequeninos, representei poucos mas tem centenas, milhares e acho que isto é o produto final. Isto é o que quer dizer dissolver. Se eu colocasse o sal e água lado a lado não dava nada, os dois juntos dá assim.
- E₂₀ - Tu falas em iões, sabes quais são esses iões?
- A_{4,20} - Eu sei que deve haver iões positivos e negativos, isso é obvio, mas não me lembro quais são, até gostava de saber quais eram, por acaso.

Dissolução líquido - líquido (álcool – água)

Neste caso a aluna não foi capaz de discutir o que se passou em termos submicroscópicos pois tinha dificuldade em falar sobre o álcool. O desenho da aluna (fig. 4.11) e o extracto da entrevista que se segue evidenciam esta ideia.

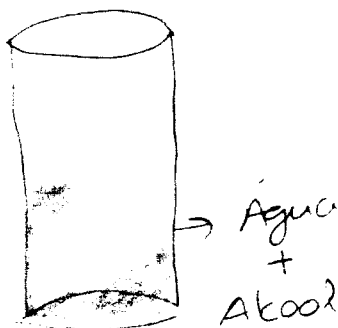


Fig. 4.11- Desenho da aluna 4 que representa a dissolução líquido – líquido

A_{4,34} - *Desenhei a água mais álcool, os dois reagentes juntaram-se e formaram água mais álcool, a olho nu vê-se que a cor do álcool sobrepõe-se à da água quando se juntaram os dois.*

Dissolução sólido – sólido (ouro – cobre)

A aluna não considerou a existência de solução.

Dissolução gás - gás (ar)

A aluna não considerou a existência de solução.

Dissolução gás - líquido (oxigénio – água)

A aluna não considerou a existência de solução.

Aluno 5

Este aluno, aliás o melhor aluno, apresenta-se confuso e tem dificuldade em explicar o processo de dissolução.

Dissolução sólido - líquido (sal - água)

Este aluno começa por considerar um modelo de formação de uma nova molécula (o cloreto de sódio aquoso) o que pode resultar do conhecimento das equações químicas

em que é representado o símbolo (aq). O extracto da entrevista do aluno evidencia esta ideia.

- A_{5,4} - *Dissolvido quer dizer que desapareceu de certa forma, que se juntou à água e que se formou uma nova molécula que é o cloreto de sódio aquoso.*

Mas este aluno considera que desde que se forme uma nova molécula tem que ocorrer uma reacção química e não é essa a ideia que o aluno tem da dissolução. Isto leva-o a desistir da ideia de formação de uma nova molécula. O extracto da entrevista do aluno evidencia esta ideia.

- A_{5,6} - *Não, não é uma nova substância, portanto também não deve ser uma nova molécula. Como o cloreto de sódio é o sal de cozinha dissolvido, continua a ser cloreto de sódio, mas aquoso, só muda, não o estado físico, mas o modo como está na água. Fica sob a forma de um líquido mas a substância não está no estado líquido, está na forma aquosa, continua a ser um sal só que está dissolvido em água.*

Este aluno que parece trazer para este contexto muita informação relevante, não consegue resolver o conflito entre por um lado o modelo de formação de uma nova molécula (o cloreto de sódio aquoso) e a convicção que numa dissolução não há ocorrência de reacção química e, por outro lado, a convicção de que a dissolução é diferente da fusão, mas a solução final está no estado líquido. O aluno acaba por ser incapaz de definir o que entende por “o modo como o sal está na água” e é incapaz de explicar o processo de dissolução.

Dissolução líquido - líquido (álcool – água)

O aluno não consegue explicar o processo de dissolução neste caso. Considera que para haver dissolução devem existir certas propriedades físicas, mas não explica quais. O extracto da entrevista do aluno evidencia esta ideia.

- A_{5,23} - *O álcool e a água dissolvem-se isso deve ter a ver com determinadas propriedades físicas.*
E₂₄ - *Quais são essas propriedades?*
A_{5,24} - *Isso não sei, não tenho bem a certeza.*

Ebenezer e Erickson (1996), no seu estudo com treze alunos do 11º ano, também verificaram que alguns alunos consideraram que para uma substância se dissolver noutra é necessário que o soluto possua certas propriedades; as explicações sobre essas propriedades são muito ambíguas.

Dissolução sólido - sólido (ouro – cobre)

Neste caso o aluno não consegue explicar o processo de dissolução, mas considera que deve haver interacção entre o soluto e o solvente, não explicando que tipo de interacção.

O extracto da entrevista do aluno evidencia esta ideia.

A_{5,30} - *Quando se utilizam estes materiais em joalharia faz-se a altas temperaturas. Quando os materiais estão líquidos coloca-se em formas, adquirindo a forma definitiva quando arrefecem. Deve haver uma interacção entre o soluto e o solvente.*

Dissolução gás - gás (ar)

Não usa qualquer modelo.

Dissolução gás - líquido (oxigénio – água)

Não usa qualquer modelo.

Aluna 6

Modelo : Ocorre reacção química

Dissolução sólido – líquido (sal – água)

A aluna considera que ocorreu uma reacção química. Inicialmente considera que a molécula de água se junta com o “átomo cloreto” e o “átomo de sódio” fica sozinho. Depois escreve a equação química que pensa representar a reacção e considera que esta ideia não deve ser muito correcta, pois formar-se-ia H₂OCl e a aluna não conhece esta fórmula, ao contrário da de H₂Cl que julga ser a do ácido clorídrico. O desenho da aluna (fig. 4.12) e o extracto da entrevista que se segue evidenciam esta ideia.

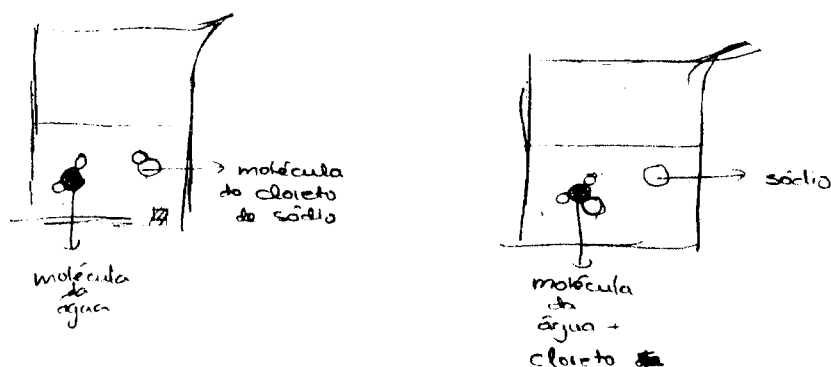
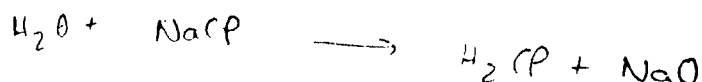


Fig. 4.12- Desenho da aluna 6 que representa a dissolução sólido - líquido

- E₁₈ - És capaz de explicar o teu desenho?
- A_{6,18} - Então, aqui está a molécula de água com os dois átomos de hidrogénio e o átomo de oxigénio e desenhei a molécula de cloreto de sódio com um átomo de cloreto e um átomo de sódio, desenhei as moléculas separadamente. Depois de com a vareta ter misturado melhor, e ter dissolvido, como no cloreto de sódio os átomos separaram-se, a molécula de água captou o cloreto e o sódio ficou sozinho.
- E₁₉ - Por que achas que isso acontece?
- A_{6,19} - Porque a molécula de água é uma molécula com carga nuclear positiva porque temos dois átomos de hidrogénio e um de oxigénio e os hidrogénios são positivos, então a molécula de água é uma molécula com carga nuclear positiva. Como o cloreto é um átomo com carga nuclear negativa então normalmente quando uma molécula é positiva tem tendência para captar as partículas negativas e assim o Na como é uma partícula positiva ficou sozinho.
- E₂₄ - Achas que se forma uma substância nova?
- A_{6,24} - Forma.
- E₂₅ - E qual é?
- A_{6,25} - Devia ser H_2Cl , mas agora está ali aquele oxigénio ... mas deve ficar H_2Cl e NaO ... então o oxigénio vai-se juntar com o Na, trocavam de átomos. Ora bem, os hidrogénios são partículas positivas, o Cl é negativo, o sódio é positivo o O é negativo, é que de acordo com o que fiz devia ser H_2OCl , mas eu nunca vi esta molécula, não existe.

A aluna escreve a equação:



E₂₆ - H_2Cl existe?

A_{6,26} - Existe, é ácido clorídrico. O que é que eu faço? ... é que se eu tirar o oxigénio daqui (da molécula de H_2OCl) isto passa já a não ser água e a minha teoria vai toda por água abaixo... agora já não sei ... se fosse como eu pensei no início ficava H_2OCl , mas isso não existe, então o oxigénio deve ligar-se com o sódio e os hidrogénios com o cloro e então passava a formar-se a substância H_2Cl .

A aluna parece confundir a electronegatividade dos átomos com cargas eléctricas da molécula quando considera que a molécula de água é “uma molécula com carga nuclear positiva”.

Dissolução líquido - líquido (álcool – água)

A aluna considera que ocorreu uma reacção química entre a água e o álcool (formando-se oxigénio). O desenho da aluna (fig. 4.13) e o extracto da entrevista que se segue evidenciam esta ideia.

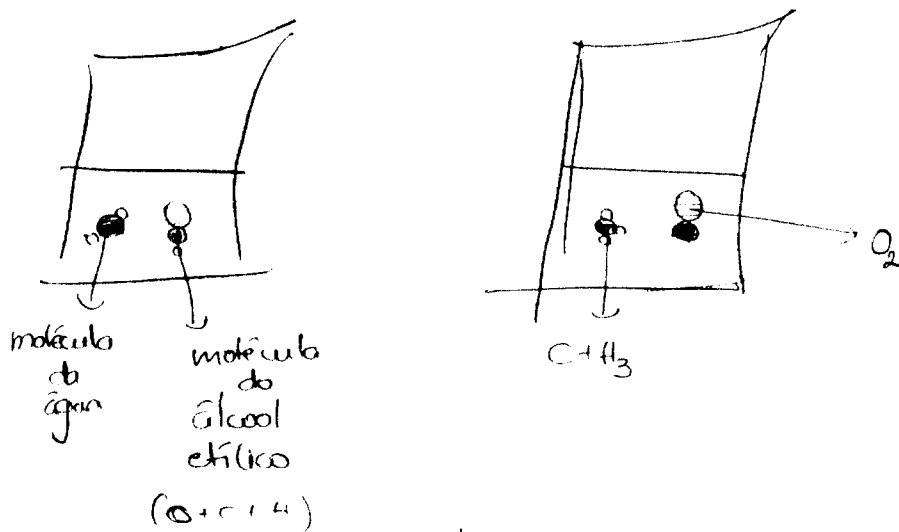


Fig. 4.13- Desenho da aluna 6 que representa a dissolução líquido - líquido

A_{6,46} - É assim, temos a molécula de água e temos a molécula de álcool que é constituída por C, H e O. Depois da dissolução o carbono juntou-se com os dois

hidrogénios da água e com o hidrogénio da molécula de álcool e o oxigénio da molécula de álcool ligou-se ao oxigénio da molécula de água formando O_2 .

Dissolução sólido - sólido (ouro – cobre)

A aluna considera que ocorreu uma reacção química entre o ouro e o cobre formando-se uma nova substância $AuCu_2$ ou Au_2Cu . O desenho da aluna (fig. 4.14) e o extracto da entrevista que se segue evidenciam esta ideia.

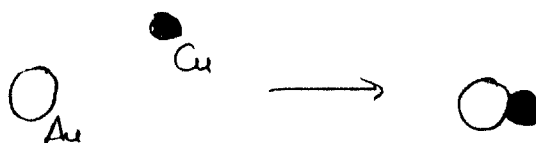


Fig. 4.14- Desenho da aluna 6 que representa a dissolução sólido - sólido

E₅₉ - És capaz de explicar o teu desenho?

A_{6,59} - É assim, aqui temos a molécula de ouro que eu fui buscar só um átomo e aqui a de cobre e depois eu não sei como fazer este tipo de ouro, mas normalmente aquecem a altas temperaturas e depois dissolvem as duas substâncias e obtemos uma molécula nova talvez de fórmula química $AuCu_2$ ou Au_2Cu .

Dissolução gás - gás (ar)

A aluna considera que ocorreu uma reacção química entre o vapor de água e o dióxido de carbono formando-se ozono. A equação escrita pela aluna (fig. 4.15) e o extracto da entrevista que se segue evidenciam esta ideia.

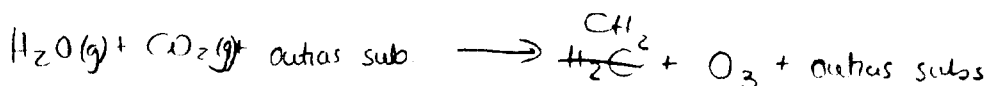


Fig. 4.15- Equação escrita pela aluna 6 para representar a dissolução gás - gás

E₆₈ - És capaz de explicar o que acabaste de escrever?

A_{6,68} - Há uma reacção química entre o vapor de água, o CO_2 também no estado gasoso e outras substâncias,

quando se dissolvem forma-se CH_2 , o ozono e outras substâncias. Não tenho bem a certeza se se forma CH_2 ou H_2C , mas tenho a certeza que se forma o ozono.

Dissolução gás - líquido (oxigénio - água)

A aluna não considerou a formação desta solução.

A aluna apresenta consistência na explicação dos processos de dissolução nos diversos contextos e parece idealizar a dissolução como um processo que envolve uma reacção química. A ideia é semelhante à encontrada em estudos realizados por Prieto et al. (1989), Ebenezer e Gaskell (1995) e Ebenezer e Erickson (1996).

Aluna 7

Esta aluna tem dificuldade em explicar o processo de dissolução.

Dissolução sólido - líquido (sal - água)

Considera no caso da dissolução sólido - líquido (sal e água) que a molécula de água fica com uma forma diferente, aglomerando o "Na" e o "Cl", mas não explicando como isto acontece. O desenho da aluna (fig. 4.16) evidencia esta ideia.

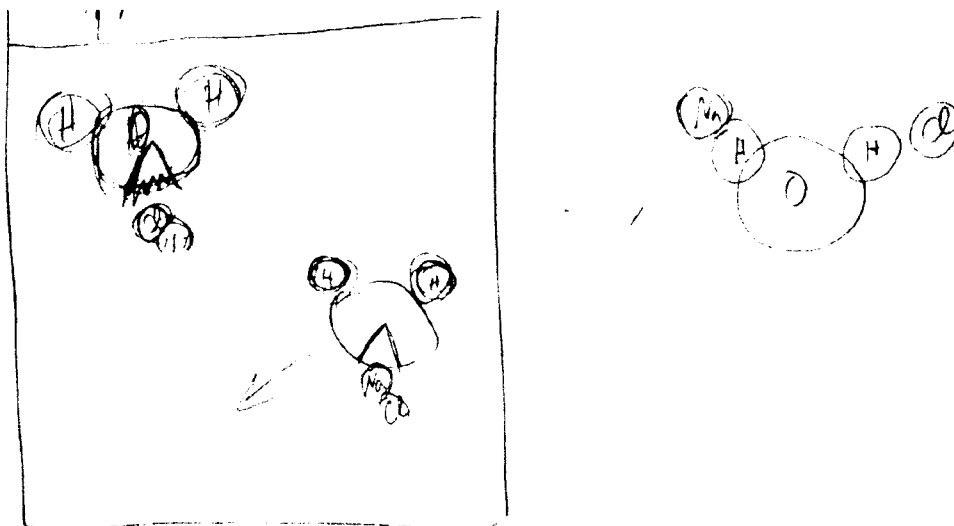


Fig. 4.16- Desenho da aluna 7 que representa a dissolução sólido - líquido

Quando questionada sobre esta representação refere que a “molécula de água dissolve o cloreto de sódio”. O extracto da entrevista da aluna evidencia esta ideia.

- E₁₃ - Por que razão representaste assim a molécula de água?
- A_{7,13} - Porque eu sei que ela é constituída por um átomo de oxigénio e dois átomos de hidrogénio e representa-se assim. O cloreto de sódio é que eu não sei muito bem.
- E₁₄ - No final representas os átomos todos unidos. Porquê?
- A_{7,14} - É assim. Temos a molécula de água e a molécula de cloreto de sódio, é como se fosse mais pequena, então a molécula de água tem vantagem, Domina sobre o sal e acaba por dissolver o cloreto de sódio.
- E₁₅ - Mas continuas a ter cloreto de sódio?
- A_{7,15} - Eu acho que sim, só que está dissolvido e assim a molécula de água acaba por ficar com uma forma diferente com o Na e o Cl aglomerado.

Dissolução líquido - líquido (álcool – água)

A aluna não considerou a existência de solução neste caso.

Dissolução sólido - sólido (ouro – cobre)

A aluna não foi capaz de apresentar um modelo para a dissolução neste contexto.

Dissolução gás - gás (ar)

Neste caso a aluna considera que os diversos constituintes da solução se encontram dispersos. O desenho da aluna (fig. 4.17) e o extracto da entrevista que se segue evidenciam esta ideia.

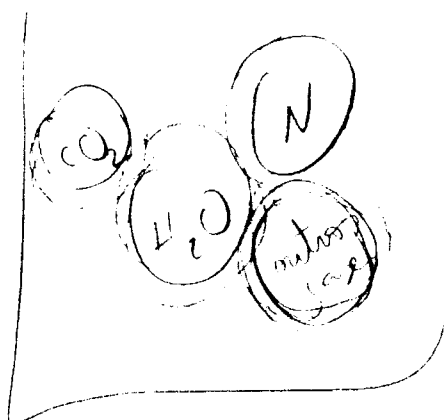


Fig. 4.17- Desenho da aluna 7 que representa a dissolução gás - gás

- A_{7,65} - Os componentes estão um pouco espaçados afastam-se

e aproximam-se uns dos outros, estão uns entre os outros, mas nunca se juntam.

Dissolução gás - líquido (oxigénio – água)

A aluna não considerou a formação desta solução.

Aluno 8

Modelo : As partículas de soluto vão ocupar os espaços vazios existentes entre as partículas de solvente

Dissolução sólido - líquido (sal – água)

Este aluno considera que no estado sólido há poucos espaços vazios enquanto que no estado líquido há muitos espaços vazios. O sal vai então ocupar espaços vazios na água, mas não todos, pois para este aluno a “água salgada” está no estado líquido, logo tem que ter espaços vazios. O desenho do aluno (fig. 4.18) e o extracto da entrevista que se segue evidenciam esta ideia.



Fig. 4.18- Desenho do aluno 8 que representa a dissolução sólido - líquido

E₁₇ - És capaz de desenhar em termos submicroscópicos o que se passará em solução?

A_{8,17} *O sal como é sólido, as partículas estão mais encostadas umas às outras, têm pouco espaço, têm pouco espaço para se movimentarem, estão mais juntas, mais comprimidas. Num líquido há mais espaços para as partículas se movimentarem, estão mais à solta não estão juntas, o sal em contacto com a água dissolve-se e as partículas de sal vão ocupar o espaço que falta na água, mas não ocupam todo o espaço, porque a água salgada está no estado líquido, vai haver espaços vazios. Na água salgada, tanto a água como o sal estão no estado líquido.*

Vários estudos publicados indicam que uma visão do estado sólido sem espaços vazios é comum (Brook e outros, 1983).

É interessante verificar que este modelo é semelhante, ao modelo de encaixe de partículas, mencionado por Lucrecius (50 a.C.) e que permaneceu com algumas variantes até ao séc. XVII. Segundo este modelo, existem espaços entre os átomos de solvente entre os quais os átomos de soluto se poderiam acomodar. (Selley, 1998).

Num estudo realizado por Johnstone e Mahmoud (1980) com alunos no final do ensino secundário, os alunos acreditavam que as partículas de soluto iriam ocupar os “buracos” no solvente. Os alunos consideravam que era necessário haver espaços vazios no líquido para dissolver “as coisas”. Ebenezer e Erickson (1996), verificaram que alguns alunos argumentavam que as substâncias não se dissolviam porque não encontravam espaço suficiente no solvente. Também Kruger e Summers (1989) verificaram que alguns professores do ensino básico consideravam que na dissolução do açúcar em água as partículas de açúcar ocupavam espaços vazios na água.

Dissolução líquido - líquido (álcool – água)

Neste caso o aluno considera que o álcool, porque é o soluto, é que vai ocupar os espaços vazios na água, que é o solvente. O desenho do aluno (fig. 4.19) e o extracto da entrevista que se segue evidenciam esta ideia.

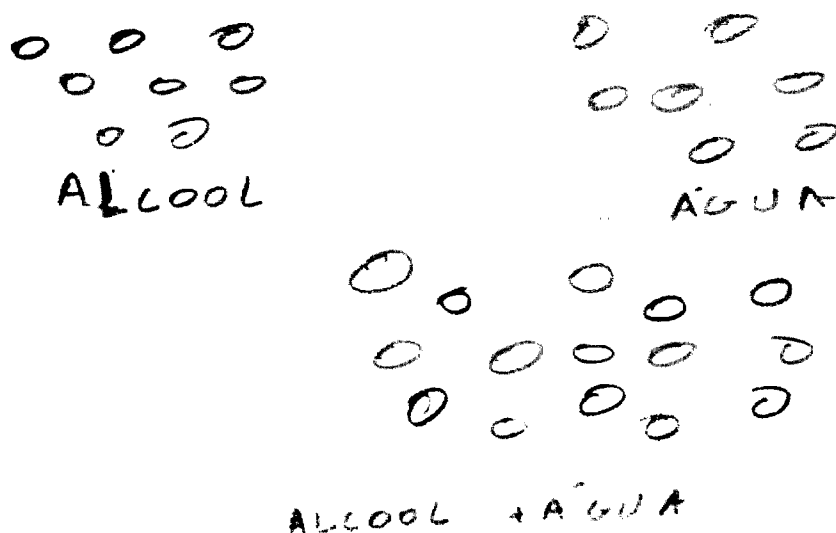


Fig. 4.19- Desenho do aluno 8 que representa a dissolução líquido – líquido

- A_{8,35} - No álcool as partículas estão muito afastadas o que faz com que seja um líquido, a água é a mesma coisa, os dois em contacto como o álcool se dissolve na água vai ocupar os espaços vazios na água e fica um líquido.

Dissolução sólido - sólido (ouro – cobre)

Neste caso atendendo ao modelo usado pelo aluno para que o soluto (o cobre) ocupe os espaços vazios no solvente (o ouro) é necessário fundi-los para que estes espaços surjam. O aluno para poder utilizar o mesmo modelo tem que considerar um estado físico para os componentes quando se dá a dissolução em que a estrutura tenha espaços vazios que ele não considera existirem no estado sólido. De facto para obter esta solução sólida é necessário fundir os componentes. O extracto da entrevista do aluno evidencia esta ideia.

- A_{8,44} - O soluto é o cobre e o solvente o ouro, para eles reagirem têm que estar no estado líquido, porque quando as partículas estão no estado sólido não há espaços livres, portanto não pode reagir o ouro com o cobre, para reagirem têm de se fundir passando ao estado líquido, assim já há espaço entre as partículas e um deles vai ocupar os espaços vazios do outro, o que faz com que reajam e formem um produto novo.

Dissolução gás – gás (ar)

Neste caso, como os componentes da solução estão no estado gasoso, há muito espaço entre as partículas logo não há dificuldade, segundo o aluno, em ocorrer a dissolução.

Os componentes da solução misturam-se todos. O desenho do aluno (fig. 4.20) e o extracto da entrevista que se segue evidenciam esta ideia.

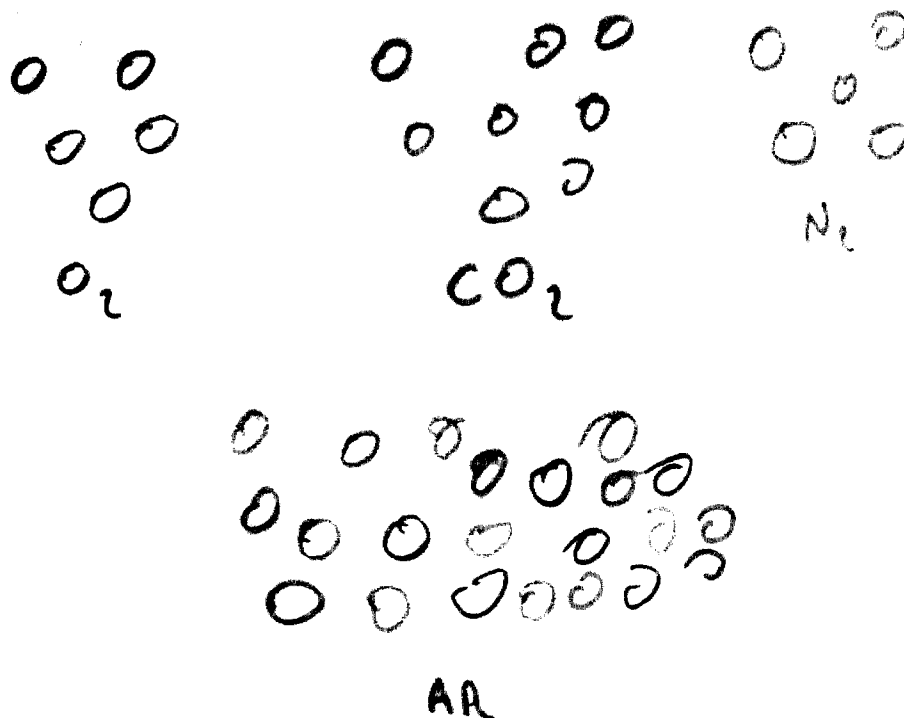


Fig. 4.20- Desenho do aluno 8 que representa a dissolução gás – gás

A_{8,54} - O ar é constituído por vários gases e as características dos gases é que as partículas ainda estão mais afastadas que na água, e assim como eles têm muito espaço entre si, misturam-se todos e é por isso que se chama ar a esse conjunto de gases.

Dissolução gás - líquido (oxigénio – água)

O aluno não considerou a existência de solução neste caso.

O aluno é consistente no modelo que usa para explicar o que acontece quando se formam as diversas soluções.

Aluna 9

Modelo : A molécula do solvente “absorve” a partícula do soluto

Dissolução sólido – líquido (sal – água)

A aluna considera que se forma uma nova entidade constituída pela molécula de água que inclui no seu interior a partícula de sal. O desenho da aluna (fig. 4.21) e o extracto da entrevista que se segue evidenciam esta ideia.

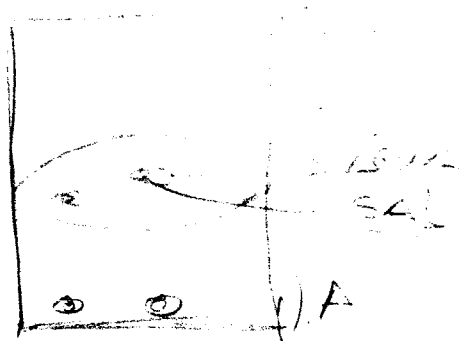


Fig. 4.21- Desenho da aluna 9 que representa a dissolução sólido - líquido

- E₉ - És capaz de explicar o teu desenho?
- A_{9,9} - É como que a molécula de água comesse o sal, como é que eu hei-de explicar, é como que o sal se entranhasse na molécula de água e dissolvesse dentro.
- E₁₀ - És capaz de me explicar melhor a tua ideia?
- A_{9,10} - Nós temos as moléculas de água, não é? O sal é como que fizesse parte dessa molécula; ele vai dissolver dentro da partícula de água.

Dissolução líquido - líquido (álcool – água)

Neste caso a aluna usa o mesmo modelo representando a molécula de álcool dentro da molécula de água. É de referir que a aluna desenha a molécula do álcool com a cor da solução. O desenho da aluna (fig. 4.22) evidencia esta ideia.

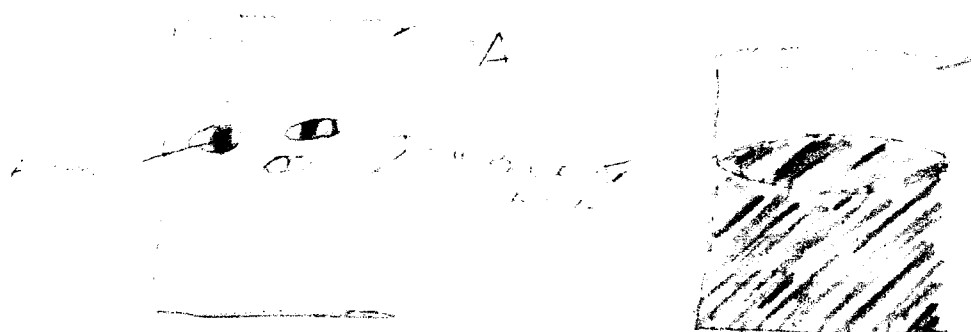


Fig. 4.22- Desenho da aluna 9 que representa a dissolução líquido - líquido

Dissolução sólido - sólido (ouro - cobre)

Neste caso a aluna considera que as partículas de ouro se juntam com as de cobre e no final o que é aparente é a cor do ouro. O desenho da aluna (fig. 4.23) e o extracto da entrevista que se segue evidenciam esta ideia.

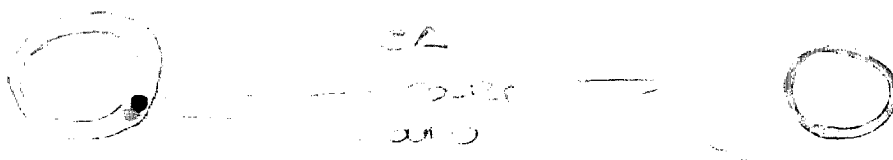


Fig. 4.23- Desenho da aluna 9 que representa a dissolução sólido - sólido

A_{9,52} - As partículas de ouro vão-se juntar com as de cobre, ficando no final só com a coloração do ouro, a cor que predomina é do ouro porque tem mais quantidade de ouro que de cobre.

Dissolução gás - gás (ar)

A aluna não considerou a formação de solução.

Dissolução gás - líquido (oxigénio – água)

A aluna não considerou a formação desta solução.

Aluna 10

Modelo : As partículas do soluto ficam rodeadas pelas partículas do solvente

Dissolução sólido - líquido (sal – água)

Esta aluna considera que as partículas submicroscópicas do soluto ficam rodeadas pelas do solvente mas a aluna não se refere à existência de quaisquer interacções entre elas. O desenho da aluna (fig. 4.24) e o extracto da entrevista que se segue evidenciam esta ideia.

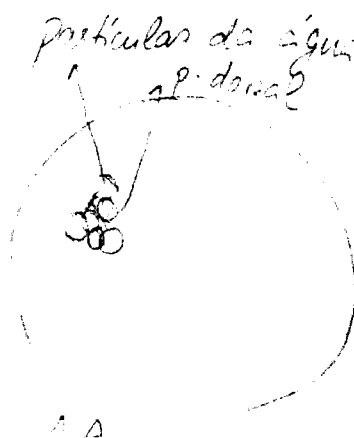


Fig. 4.24- Desenho da aluna 10 que representa a dissolução sólido - líquido

- A_{10,10} - *As partículas de sal ficam envolvidas pelas partículas de água.*
- E₁₁ - *O que queres dizer com envolvidas?*
- A_{10,11} - *Envolvidas? É assim, rodeadas ... as partículas de sal ficam rodeadas pelas partículas de água. Se retirasse uma amostra e utilizasse meios sofisticados acho que as conseguiria ver.*
- E₁₂ - *Que meios sofisticados são esses?*
- A_{10,12} - *Não sei, não pode ser um microscópio, mas outro material mais avançado. Se eu o usasse veria. Claro que eu a olho nu não vejo.*

Dissolução líquido - líquido (álcool - água)

Neste caso a aluna não é capaz de definir qual o soluto e o solvente porque ambos os componentes estão no estado líquido. A aluna desenha as partículas mais afastadas, mas como não consegue determinar qual é o soluto e o solvente, não consegue usar o modelo de rodear as partículas do soluto pelas partículas do solvente. O desenho da aluna (fig. 4.25) e o extracto da entrevista que se segue evidenciam esta ideia.

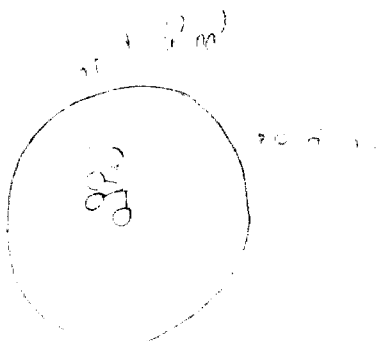


Fig. 4.25- Desenho da aluna 10 que representa a dissolução líquido - líquido

- A_{10,32} - *Como são dois líquidos não consigo identificar o soluto e o solvente, não sei qual foi aquele que se dissolveu no outro. Por exemplo no caso do sal e da*

água, o sal é que se envolveu na água, agora aqui não sei.
A_{10,34} *Acho que as partículas ficavam lado a lado, água álcool e depois mais partículas de água e de álcool.*

Dissolução sólido - sólido (ouro – cobre)

A aluna não considerou a existência de solução neste caso.

Dissolução gás - gás (ar)

A aluna não considerou a existência de solução neste caso.

Dissolução gás – líquido (oxigénio – água)

A aluna não considerou a existência de solução neste caso.

4.2- DIFICULDADES SENTIDAS PELOS ALUNOS DURANTE AS ENTREVISTAS

No fim de cada entrevista os alunos foram questionados sobre as dificuldades que tinham sentido durante a entrevista e quais as razões que eles julgavam que podiam estar na origem dessas dificuldades.

Os resultados encontram-se nas tabelas seguintes :

Dificuldades sentidas	Número de respostas
Identificação de soluções quando o solvente não era líquido.	2
Identificação de soluções que não fossem do tipo sólido – líquido.	1
Identificação de soluto e solvente.	1
Confusão entre misturas e soluções.	1
Identificação de misturas coloidais.	2
Não especifica conteúdos.	4

Tabela 4.24– Dificuldades sentidas pelos alunos durante as entrevistas, identificadas pelos próprios

Razões apresentadas	Número de respostas
Utilização nas aulas laboratoriais de solventes e soluções no estado líquido.	2
Não é dado relevo às misturas coloidais durante as aulas.	2
A preparação dos alunos é feita essencialmente em função dos testes.	2
Apresentação dos temas nas aulas de forma teórica.	3
Poucas aulas práticas.	1
Pouca utilização de imagens e tabelas.	1
Não há relação das matérias seleccionadas com o quotidiano.	2
As matérias leccionadas não têm continuidade de ano para ano.	2
Como não há trabalhos para férias a matéria esquece.	1
Carga horária elevada.	1
São leccionados muitos conteúdos em cada ano, não sendo claro o que é importante.	2

Tabela 4.25– Razões apresentadas pelos alunos para as dificuldades sentidas

Os resultados indicam que algumas dificuldades apontadas pelos alunos correspondem a áreas onde eles mostraram maiores dificuldades.

As razões apresentadas pelos alunos para explicarem as dificuldades sentidas, relacionam-se com a abordagem que é feita nas aulas.

No programa da disciplina de Ciências Físico – Químicas (8º ano), como sugestões metodológicas é referido: “ Não se pretende uma definição rigorosa de misturas homogéneas (soluções) e heterogéneas mas uma noção clara da diferença dos termos, que permita a sua correcta utilização. O professor deverá realçar que há misturas que não caem nesta classificação simplista (homogéneas e heterogéneas). É o caso das dispersões coloidais como o leite, a manteiga, o queijo, as tintas, etc, ...”.

No 10º ano, na disciplina de Técnicas Laboratoriais de Química, um dos objectivos do programa consiste em : “Distinguir entre solução verdadeira (solução), solução coloidal e suspensão.”. O facto do Programa da disciplina de Técnicas Laboratoriais de Química

(10 ° ano) usar o termo “solução coloidal” assim como o livro adoptado pela escola (Simões, 1998) também o fazer, pode gerar nos alunos alguma confusão entre estas misturas e as soluções.

Apesar de desde o 8º ano serem referidos nos manuais (Gonçalves, 1996; Fernandes, 1996; Cavaleiro, 1999) todos os tipos de soluções, dá-se mais relevo às soluções do tipo sólido – líquido e mais especificamente às soluções aquosas, que são objecto de um estudo pormenorizado envolvendo a sua preparação e cálculos de concentração. Este facto pode estar na base das dificuldades sentidas pelos alunos em identificar soluções que não caem neste tipo.

Alguns alunos declararam que não havia relação das matérias seleccionadas com o quotidiano. Como a Química se reflecte profundamente no nosso quotidiano, contribuindo de forma decisiva para o bem estar e progresso da Humanidade, deve ser feito um esforço de modo a relacionar os conteúdos com o quotidiano e os interesses dos alunos.

As aulas práticas parecem ser importantes para os alunos. No entanto, nem sempre as escolas possuem meios em termos materiais para que essas aulas possam ser implementadas de um modo proveitoso.

Há alunos que referem que são leccionados muitos conteúdos em cada ano, não sendo claro para eles o que é importante. No sentido de ajudar os alunos a clarificar o que é mais importante do que é acessório, no fim de cada conteúdo poderiam ser traçados mapas conceptuais, quer pelo professor, ou ainda melhor, pelo aluno que “ajudarão o indivíduo a aprender a aprender e a aprender sobre a natureza da produção/construção do conhecimento.” (Moreira e Buchweitz, 2000).

4.3- IDENTIFICAÇÃO DAS IDEIAS DOS ALUNOS NO CONTEXTO DA RESOLUÇÃO DE UM EXERCÍCIO

Foi pedido aos alunos que indicassem qual de dois sais (cloreto de sódio e clorato de potássio) era mais solúvel. Foi-lhes fornecido o valor da solubilidade em água para os dois sais à mesma temperatura (“A 20 °C a solubilidade do cloreto de sódio em 100 mL

de água é aproximadamente 36g e a do clorato de potássio é aproximadamente 9g”) e foram questionados se a agitação ou o aumento da temperatura influenciava essa solubilidade.

4.3.1- Solubilidade

Os alunos foram questionados sobre qual dos dois sais era mais solúvel atendendo aos valores da solubilidade em água que lhes foram apresentadas.

Só uma aluna não foi capaz de identificar o cloreto de sódio como o sal mais solúvel.

Para esta aluna um menor valor da solubilidade significa que o sal é mais solúvel.

Exemplo :

Aluna 4

- E₈₀ - Qual dos sais é o mais solúvel ?
- A_{4,80} - É o clorato. Como a solubilidade é menor, é só 9g, quer dizer que é mais solúvel.
- E₈₁ - Achas então que quanto menor a solubilidade mais solúvel é o sal ?
- A_{4,81} - Acho, acho.

As razões apresentadas pelos alunos para considerar o cloreto de sódio como o sal mais solúvel encontram-se categorizadas na tabela 4.26 :

Categoria de respostas	Número de Respostas
Num mesmo volume de água é possível dissolver maior quantidade (massa) de soluto.	8
Dissolve mais rapidamente e em maior quantidade.	1
Total:	9

Tabela 4.26– Razões apresentadas pelos alunos para considerar o cloreto de sódio como o sal mais solúvel

A maior parte dos alunos considerou que o cloreto de sódio era o sal mais solúvel porque se conseguia dissolver uma maior massa de soluto num mesmo volume de água.

Exemplo :

Aluno 5

A_{5,49} - *Porque dissolve uma maior quantidade, maior massa, num mesmo volume de água.*

Uma aluna considerou que o cloreto de sódio é mais solúvel porque se dissolve mais rapidamente e em maior quantidade.

Exemplo :

Aluna 3

- E₇₈ - *Qual dos sais é o mais solúvel ?*
- A_{3,78} - *Eu acho que é o cloreto de sódio.*
- E₇₉ - *Porquê ?*
- A_{3,79} - *Porque tem maior solubilidade.*
- E₈₀ - *O que queres dizer com isso ?*
- A_{3,80} - *Dissolve mais rapidamente e em maior quantidade.*

Para a aluna, ser mais solúvel parece significar que o processo é mais rápido e em maior extensão.

É de realçar que nenhum dos alunos referiu a temperatura quando indicaram qual dos sais era mais solúvel.

Os alunos também foram questionados sobre o que esperariam que acontecesse se colocassem 20g de cada um dos sais em 2 copos contendo 100 mL de água cada um, à temperatura referida. As respostas encontram-se categorizadas, para o cloreto de sódio na tabela 4.27 e para o clorato de potássio na tabela 4.28 :

Categoria de respostas	Número de Respostas
O cloreto de sódio dissolve-se todo.	8
O cloreto de sódio dissolve-se todo, mas mais rapidamente que o clorato de potássio.	2
Total:	10

Tabela 4.27– Previsão dos alunos sobre o que acontece se, a 20°C, colocarem 20g de cloreto de sódio em 100 mL de água

Categoria de respostas	Número de Respostas
O clorato de potássio dissolve-se em parte.	7
O clorato de potássio dissolve-se em parte, mas mais lentamente que o cloreto de sódio.	1
O clorato de potássio dissolve-se todo.	1
O clorato de potássio dissolve-se todo, mas mais lentamente que o cloreto de sódio.	1
Total:	10

Tabela 4.28– Previsão dos alunos sobre o que acontece se, a 20°C, colocarem 20g de clorato de potássio em 100 mL de água

A maior parte dos alunos são de opinião que o cloreto de sódio se dissolve todo e que o clorato de potássio se dissolve em parte, o que seria de esperar de acordo com os valores da solubilidade.

Exemplo:

Aluna 1

- A_{1,119} - *Uma vez que já referiu que a massa que se pode dissolver de clorato de potássio é 9g se eu vou Ter 20g desse clorato para o mesmo volume que é 100 mL, vai haver 11g, mais ou menos que não se vai conseguir dissolver na água.*
- E₁₂₀ - *E em relação ao cloreto de sódio?*
- A_{1,120} - *Em relação ao cloreto de sódio, como a massa é de 36g, vai haver uma margem grande de dissolução, por isso estas 20g vão-se dissolver completamente.*

Mas, dois alunos referem que o cloreto de sódio, como tem maior solubilidade que o clorato de potássio, dissolve-se mais rapidamente que este último (tabela 4.27). Mais uma vez mais solúvel parece significar para estes alunos que o processo é mais rápido e em maior extensão.

Exemplos :

Aluna 3

- A_{3,82} - *O cloreto de sódio vai-se dissolver mais rapidamente que o outro.*
- E₈₃ - *Porquê?*
- A_{3,83} - *Porque tem maior solubilidade.*

Aluna 6

- A_{6,80} - *Eu espero que o cloreto de sódio dissolva mais rapidamente que o clorato de potássio e totalmente. O clorato de potássio talvez não dissolvesse todo e talvez fosse mais lento.*

Há duas alunas que consideram que o clorato de potássio se dissolve todo (tabela 4.28).

Parece que para estas alunas a noção de limite de solubilidade está ausente.

Exemplo :

Aluna 4

- E₈₂ - *E se colocares 20 g de cada um dos sais em copos contendo 100 ml de água à temperatura de 20°C, o que esperas que aconteça ?*
A_{4,82} - *Os resultados vão ser iguais.*
E₈₃ - *Porquê ?*
A_{4,83} - *Porque tem a mesma massa dissolve da mesma maneira.*

Um aluno refere espontaneamente que a solução de clorato de potássio ficará saturada.

Exemplo :

Aluno 5

- A_{5,49} - *No primeiro caso do cloreto de sódio forma-se uma solução homogénea porque a solubilidade não foi ultrapassada, só se puseram 20g e podia-se por até 36g; no caso do clorato de potássio como se põe maior massa do que a que é possível dissolver, a solução vai ficar saturada e vai ficar no fundo clorato de potássio.*

Dois alunos referem que a solução ficará “supersaturada” (sobressaturada).

Exemplo :

Aluna 10

- A_{10,78} - *Então, ..., o cloreto de sódio vai-se dissolver todo na água e a solução fica não saturada, e do clorato de potássio vai ficar supersaturada.*
E₇₉ - *Porquê ?*
A_{10,79} - *Porque em 100 ml de água a solubilidade do clorato de potássio é 9g, se eu colocar 20g fica supersaturada.*
E₈₀ - *O que queres dizer com supersaturada ?*
A_{10,80} - *Quero dizer que a quantidade de soluto é muito elevada em relação à do solvente e não se vai conseguir dissolver toda no solvente.*

Foram poucos os alunos para quem a formação de solução saturada foi saliente. Estes resultados são suportados pelos do estudo realizado por Hwang e Liu (1994), cujo objectivo era pesquisar as ideias dos alunos acerca de solução verificando que os alunos se mostraram confusos com as designações de solução “saturada” e “insaturada”.

4.3.2- Influência da agitação na solubilidade

Os alunos foram questionados sobre o que aconteceria se agitassem o sistema anteriormente referido. Os resultados encontram-se categorizadas na tabela 4.29.

Categoria de respostas	Número de Respostas
A dissolução só ocorre se agitar.	3
A dissolução é mais rápida se agitar.	4
A dissolução ocorre em maior extensão se agitar.	3
Não há alteração.	1
Total:	11 (*)

Tabela 4.29– Previsão dos alunos sobre a influência da agitação relativamente à situação anterior

(*) – Houve respostas que pertenciam a mais do que uma categoria.

Três alunos consideram que para haver dissolução é preciso sempre agitar.

Exemplo:

Aluna 1

A_{1,129} - *Primeiro, para dissolver temos sempre que agitar um pouco mas mesmo que agitássemos mais o clorato de potássio ficava depositado à mesma, porque a água não conseguia dissolver mais clorato de potássio.*

Três alunos consideram que com agitação a extensão do processo de dissolução aumenta.

Exemplo :

Aluno 8

A_{8,68} - *Por exemplo, o cloreto de sódio, se não agitarmos e deixarmos lá dois dias acaba por dissolver. Se agitarmos podemos dissolver mais um bocadinho e é mais rápido.*

Estes resultados são consistentes com os de Prieto et al. (1989) que verificaram que a maior parte dos alunos que participaram no estudo consideravam a agitação como um factor relevante para este processo. Também Blanco e Prieto (1997) verificaram que mesmo para os alunos mais velhos (16-17 anos), persistia a ideia que a agitação era um pré-requisito para que a dissolução ocorresse.

Isto também pode resultar da importância que os manuais escolares atribuem à agitação. De facto em todos os manuais consultados, quando são sugeridas actividades que envolvem a dissolução de sais é realçada a importância da agitação. Sendo frequente instruções do género “Agita até que o soluto não dissolva mais.” ou “Agita para dissolver o soluto.”. Parece que a agitação é um requisito para que a dissolução ocorra. Isto pode fazer com que os alunos fiquem com a ideia de que para ocorrer dissolução é necessário efectuar agitação e que com agitação poder-se-á dissolver mais sal.

No livro adoptado, Pereira e Gonçalves (1996), é referido que em casa os alunos, quando adoçam o leite com açúcar ou com mel, adoptam processos idênticos ao da preparação de soluções e referem ainda “depois de teres adicionado os componentes desta solução, deves agitar sempre o conteúdo para que as partículas de soluto e de solvente fiquem uniformemente distribuídas”. Parece que segundo os autores, se não se agitar não dissolve e “as partículas de soluto” não se distribuem no solvente.

Há no entanto quatro alunos para quem a agitação só torna a dissolução mais rápida.

Exemplo :

Aluna 3

A_{3,86} - *Ao agitarmos as partículas movem-se e misturam-se mais rapidamente. Acho que é isso.*

Para esta aluna a agitação aumenta o movimento das partículas tornando a dissolução mais rápida.

Um aluno considera que a agitação não provoca qualquer alteração.

Exemplo :

Aluno 5

- E₅₁ - *E se agitarmos, achas que vai haver alguma alteração?*
A_{5,51} - *Não. Porque a solubilidade é sempre a mesma. Se a solubilidade é 9g mesmo que se agite só se dissolvem 9g, ficando 11g no fundo do copo.*

Este aluno parece ter presente o conceito de limite de solubilidade, considerando que uma vez ultrapassado o limite de solubilidade, o sal não dissolve mesmo com agitação.

4.3.3- Influência da temperatura na solubilidade

Foi solicitado aos alunos para fazerem uma previsão sobre o que aconteceria se o conteúdo de cada um dos copos fosse aquecido (num dos copos a solução de cloreto de sódio encontrava-se insaturada e no outro copo era presente um excesso de clorato de potássio). As previsões acerca da variação da solubilidade em água dos dois sais com a temperatura foram categorizadas e as respectivas categorias encontram-se na tabela 4.30 :

Categoria de respostas : Quando a temperatura aumenta :	Número de Respostas
aumenta a solubilidade.	8
o sal dissolve-se mais rapidamente.	3
Total:	11 (*)

Tabela 4.30– Previsão dos alunos acerca da solubilidade em água do cloreto de sódio e do cloreto de potássio com a temperatura

(*) – Houve respostas que pertenciam a mais do que uma categoria.

A maioria dos alunos considera que a solubilidade aumenta com a temperatura.

Exemplo :

Aluno 2

A_{2,140} - *É como o Nesquik, é muito mais fácil dissolver quando o leite é fervido, quando está frio não dissolve tão bem, ficam até grãos.*

Prieto et al (1987) também verificaram que 80% dos alunos quando eram inquiridos sobre o significado de “dissolver” faziam referência às ações exteriores, nomeadamente agitar e aquecer. Hwang e Liu (1994), verificaram que os alunos mais novos acreditavam que tudo se dissolve melhor aquecendo.

Três alunas consideraram que se aumentarmos a temperatura os sais vão-se dissolver mais rapidamente, não considerando neste caso a extensão da dissolução mas sim aspectos cinéticos.

Exemplo :

Aluna 3

A_{3,87} - *Se aquecermos, qualquer um dos sais dissolve mais rapidamente.*
E₈₈ - *Porquê?*
A_{3,88} - *Porque os sais normalmente dissolvem melhor em água quente do que em água fria.*

Os alunos foram confrontados com a página do manual escolar que eles tinham usado no ano anterior na disciplina de Técnicas Laboratoriais de Química I (Simões, 1998) onde estavam representadas graficamente curvas de solubilidade em água de vários sais (Anexo 3). Os alunos interpretaram os gráficos verificando que nem sempre a solubilidade aumentava com a temperatura. Foram então, questionados sobre quais as razões que eles julgavam os tinha levado a considerar que a solubilidade aumentava sempre com a temperatura.

As respostas dos alunos encontram-se categorizadas na tabela 4.31 :

Categoria de respostas	Número de Respostas
Para os materiais usados no quotidiano a solubilidade aumenta com a temperatura.	7
Em todas as experiências realizadas nas aulas a solubilidade aumentava com a temperatura.	4
Estudam para os testes e esquecem depois muita coisa.	1
Excesso de matéria leccionada leva a esquecer muitos assuntos.	1
Total:	13 (*)

Tabela 4.31– Razões apresentadas pelos alunos que os levaram a considerar que a solubilidade aumentava sempre com a temperatura

(*) – Houve respostas que pertenciam a mais do que uma categoria.

A maior parte dos alunos considerou que disseram que a solubilidade aumentava com a temperatura porque para os materiais que utilizam no quotidiano a solubilidade aumenta com a temperatura.

Exemplos :

Aluno 2

- E₁₄₆ - Olhando para as curvas de solubilidade como varia a do sulfato de cério?
- A_{2,146} - Baixa, à medida que a temperatura aumenta; afinal não aumenta sempre.
- E₁₄₇ - Tu tinhas ideia de que a solubilidade dos sais aumentava sempre com a temperatura. O que te levou a Ter essa ideia foi o estudo dos gráficos?
- A_{2,147} - Não. É mais por causa da vida comum, daquilo com que lidamos, geralmente acontece isso quando a temperatura do líquido é maior o sólido ou pó dissolve-se melhor.

Aluna 10

- E₈₄ - Tinhas ideia que aumentando a temperatura do solvente aumentava a solubilidade.
- A_{10,84} - Sim.
- E₈₅ - O que te levava a pensar assim?
- A_{10,85} - Por exemplo, nós lá em casa se aquecermos água e colocarmos umas pedrinhas de sal dissolve mais facilmente e portanto nós ficamos com a ideia que não só dissolve mais facilmente como também dissolve mais.

Quatro alunos referiram que em todas as experiências que realizaram a solubilidade aumentava com a temperatura.

Exemplo :

Aluna 1

- E₁₃₂ - *Lembras-te de teres estudado estes gráficos ?*
- A_{1,132} - *Sím. Lembro-me.*
- E₁₃₃ - *Olhando para aqui o que vês ?*
- A_{1,133} - *Olhando para os gráficos verifico que com o aumento da temperatura a solubilidade aumenta.*
- E₁₃₄ - *Sempre ?*
- A_{1,134} - *Não, há casos em que estabiliza e há casos em que passa a ser menor.*
- E₁₃₅ - *Então o que concluis ?*
- A_{1,135} - *Depende da substância mas eu pensava que aumentava sempre. Porque na maior parte das vezes eu aqueço os solventes para dissolver melhor os solutos e eu não me lembro de ter feito nenhuma experiência ao contrário.*

Uma aluna referiu que as suas respostas se devem ao facto de estudar para os testes e esquecer depois muita coisa.

Exemplo :

Aluna 3

- A_{3,91} - *Se nós estudássemos todos os dias acho que ficava mais. Como nem sempre fazemos isso, estudamos mais para os testes sob pressão e depois mais facilmente esquecemos.*

Uma outra aluna, referiu que, o excesso de matéria leccionada leva a esquecer muitos assuntos.

Exemplo :

Aluna 9

- A_{9,75} - *Eu chego à conclusão que os professores querem dar tudo e mais alguma coisa e esquecem-se que com o continuar dos anos só aquelas coisas que são mais básicas é que ficam na mente dos alunos e o resto cai tudo em "saco roto".*

Para as suas respostas os alunos basearam-se essencialmente nas actividades práticas realizadas nas aulas e nas suas experiências do dia-a-dia, não atribuindo tanta importância quer às aulas teóricas quer aos manuais.

A maioria dos alunos mostra que trouxe para um contexto químico as experiências do quotidiano. Embora este assunto tivesse sido leccionado foi ao conhecimento do quotidiano a que os alunos recorreram. São apontadas algumas razões para isso como o facto de nas aulas práticas terem realizado experiências só com sais em que a solubilidade em água aumentava com a temperatura. Parece que os alunos valorizam assim as aulas práticas. Por outro lado os alunos apontaram também como aspectos negativos as matérias leccionadas serem muito extensas e as avaliações darem muita importância aos testes.

CAPÍTULO 5 – CONCLUSÕES E IMPLICAÇÕES EDUCACIONAIS

5.1- CONCLUSÕES

As conclusões que se podem retirar deste estudo apresentam-se organizadas de acordo com os conteúdos abordados.

5.1.1- Soluções

a) Identificação de soluções

No caso das soluções tipo sólido-líquido e líquido-líquido os alunos usaram dois critérios para identificar a formação de soluções, identificando-as correctamente.

Critério A - Numa solução não é possível distinguir visualmente os componentes.

Critério B - Quando se forma uma solução há ocorrência de uma reacção química.

Os alunos apresentaram maior dificuldade em identificar soluções do tipo sólido-sólido, gás-gás e gás-líquido. Os alunos que usaram o critério A nestes casos não tiveram dificuldade em identificar estas soluções. Mas alguns alunos que usaram o critério A nas soluções anteriores (sólido-líquido e líquido-líquido) usaram novos critérios que eventualmente tinham considerado anteriormente mas que não tinham tornado explícitos.

Critério C - Para haver formação de solução tem de existir um componente no estado líquido.

Critério D - Para haver formação de solução os componentes têm que estar em estados físicos diferentes.

Critério E - Para haver formação de solução é necessário existir soluto e solvente.

A utilização do critério **C** levou a que uma aluna não identificasse correctamente a solução do tipo sólido – sólido, já que nenhum dos componentes estava no estado líquido.

A utilização do critério **D** no caso de soluções do tipo sólido - sólido e gás - gás impediu-os de as identificar correctamente já que os componentes se encontravam no mesmo estado físico.

A utilização do critério **E** e a dificuldade na identificação do solvente no caso da solução do tipo gás - gás e do soluto na solução do tipo gás - líquido levou a que alguns alunos não conseguissem identificar correctamente soluções desse tipo.

A utilização do critério **B** criou também alguma dificuldade aos alunos que o tinham usado anteriormente, pois nestes casos tinham dificuldade em identificar a ocorrência de reacção química.

Os alunos tiveram mais facilidade na identificação de soluções do tipo sólido – líquido. Este facto pode dever-se à importância que é dada pelos programas oficiais a este tipo de soluções e em especial às soluções aquosas, o que se reflecte quer na sala de aula quer nos manuais.

Uma sugestão dos alunos, no sentido de contrariar este facto é a utilização na sala de aula de soluções de outro tipo, bem como na utilização de diferentes solventes, que não a água.

b) Identificação do soluto e do solvente

A identificação do soluto e do solvente pelos alunos para as diversas soluções dependeu do tipo de solução.

Os critérios usados pelos alunos para identificar o soluto foram:

Critério **A** - O soluto é o componente que deixa de ser visível após a dissolução.

Critério **B** - O soluto é o componente que se adiciona à água.

Critério C - O soluto é o componente em menor quantidade (massa ou volume).

Os critérios usados pelos alunos para identificar o solvente foram:

Critério A - O solvente é o componente que é aparente após a dissolução.

Critério B - O solvente é sempre a água.

Critério C - O solvente é o que estiver em maior quantidade química.

Critério D - O solvente é o componente que tem o mesmo estado físico da solução final.

No caso de soluções do tipo sólido - líquido os alunos identificam correctamente o soluto e o solvente.

A maioria dos alunos usaram o critério “o soluto é o componente que deixa de ser visível após a dissolução” para identificar soluto e o critério “o solvente é o componente que é aparente após a dissolução” para identificar o solvente.

O critério “o soluto é o componente que se adiciona à água” tem o seu correspondente na critério usado para a identificação do solvente: “o solvente é sempre a água”.

A ideia de que o solvente é sempre a água e que o soluto é o que “se adiciona à água” pode resultar das sugestões que aparecem nos manuais escolares, onde em todas as actividades práticas laboratoriais se sugere a preparação de soluções aquosas.

No caso de soluções do tipo líquido - líquido a maioria dos alunos não identificou correctamente o soluto e o solvente. Os que o fazem identificam o solvente, sendo, por exclusão, o soluto o outro componente. A maioria destes alunos usa o critério **B** “o solvente é sempre a água”. Um aluno usa o critério **A** “o solvente é o que é aparente após a dissolução”. Só um aluno é capaz de enunciar o critério adequado (critério **C**: “o solvente é o que estiver em maior quantidade química), mas não é capaz de o utilizar.

Como os alunos identificam o soluto, por exclusão, não utilizam critérios para a sua identificação como fizeram no caso da solução do tipo sólido - líquido. Além disso, o álcool e a água são muitas vezes referidos nos manuais como exemplos de solventes. “Quando o solvente é a água a solução denomina-se aquosa e quando o solvente é o

álcool a solução denomina-se alcoólica”. O facto de aparecerem os dois juntos talvez os tivesse confundido.

No caso das soluções do tipo sólido-sólido, nenhum aluno identifica correctamente o soluto e o solvente. Todos os alunos que consideraram existir solução consideraram que o ouro era o solvente já que o aspecto exterior da solução (ouro comercial) não apresenta a cor do cobre, mas sim a do ouro. O soluto é, por exclusão, o outro componente. Usaram o critério A para a identificação do solvente: “o solvente é o componente que é aparente após a dissolução”.

Só seis alunos consideraram existir solução no caso da solução do tipo gás - gás mas só um aluno foi capaz de indicar o critério adequado à escolha do solvente, embora não o identificasse correctamente. Usou para isso o critério C: “o solvente é o que estiver em maior quantidade química”. Este aluno considerou que o componente que estava em maior quantidade química no ar era o dióxido de carbono.

Os outros alunos não foram capazes de indicar qual o solvente e o soluto, embora considerassem que existiam.

A existência de mais de dois componentes na solução aparentemente impediu-os de identificar o soluto e o solvente. Quando existe mais do que dois componentes os alunos não foram capazes de usar os critérios que usaram nos outros casos.

Só quatro alunos consideraram existir solução no caso da solução do tipo gás-líquido. Quatro alunos identificaram correctamente o solvente mas só dois foram capazes de identificar correctamente o soluto. Os alunos que identificaram correctamente o solvente usaram o critério D “o solvente é o componente que tem o mesmo estado físico da solução final”. Os alunos que identificaram correctamente o soluto usaram o critério A: “o soluto é o componente que deixa de ser visível após a dissolução”.

De acordo com o Modelo Educacional (Anexo 1) os alunos deste nível de ensino deviam ser capazes de identificar os solutos e o solvente em todos os tipos de soluções referidas.

Assim, no caso da solução sólido – líquido ou gás – líquido, o solvente é o componente que apresenta o mesmo estado físico da solução enquanto que o soluto ou solutos são os outros componentes.

Para os outros tipos de solução, ou seja, quando o(s) soluto(s) e o solvente têm o mesmo estado físico o solvente é o componente que apresenta maior quantidade de substância; os outros componentes, no caso de existir mais do que um, serão então os solutos.

No caso deste critério não ser suficiente e todos os componentes apresentarem igual quantidade química, o solvente será o componente que apresenta ponto de ebulição mais baixo e os outros serão os solutos.

Salienta-se que para todos os tipos de soluções apresentadas os dois primeiros critérios (1- ter o mesmo estado físico da solução e 2- ter maior quantidade de substância) eram suficientes para a identificação do(s) soluto(s) e do solvente.

O facto de a maioria dos alunos inquiridos não saber escolher correctamente o soluto e o solvente quando as substâncias se encontram no mesmo estado físico e muito menos quando existe mais do que um soluto, pode dever-se a que a abordagem destes assuntos, durante o ensino formal, se faça de uma forma muito teórica e na prática se utilizem soluções do tipo sólido - líquido e maioritariamente soluções aquosas com apenas um soluto.

c) Processos de dissolução

Dos resultados apresentados podemos concluir que os alunos usam diversos modelos para explicar a dissolução.

Modelo 1- As partículas do soluto dispersam-se no solvente

Neste modelo os alunos consideram as partículas do soluto macroscópicas.

O desenho da aluna 3, apresentado na figura 5.1, representa este modelo.

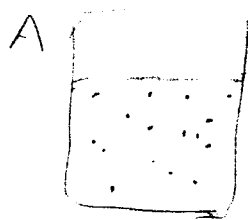


Fig. 5.1 – Desenho que representa a dispersão das partículas de soluto no solvente

Modelo 2- As partículas do soluto vão ocupar os espaços vazios existentes entre as partículas do solvente

Neste modelo os alunos consideram as partículas submicroscópicas.

O desenho do aluno 8, apresentado na figura 5.2, representa este modelo.

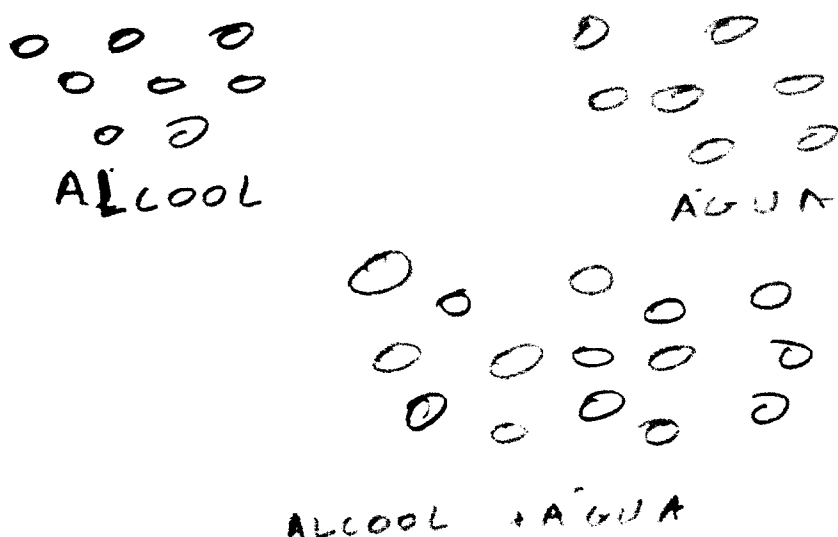


Fig. 5.2 – Desenho que representa as partículas do soluto a ocuparem os espaços vazios entre as partículas de solvente

Modelo 3- Ocorre reacção química

Neste modelo há ocorrência de uma reacção química que pode ser representada por uma equação. Como exemplo pode apresentar-se o caso da dissolução do cloreto de sódio em água.

Na figura 5.3 apresenta-se a equação química escrita pela aluna 6, para representar a “reacção” que ocorre nesta dissolução.

Fig. 5.3- Equação química que representa a “reacção” que ocorre na dissolução do cloreto de sódio em água.

Modelo 4- As partículas do soluto estão fortemente ligadas às partículas do solvente

As partículas de soluto ligam-se às partículas do solvente. Estas partículas são visíveis ao microscópio.

O desenho do aluno 2, apresentado na figura 5.4, representa este modelo.

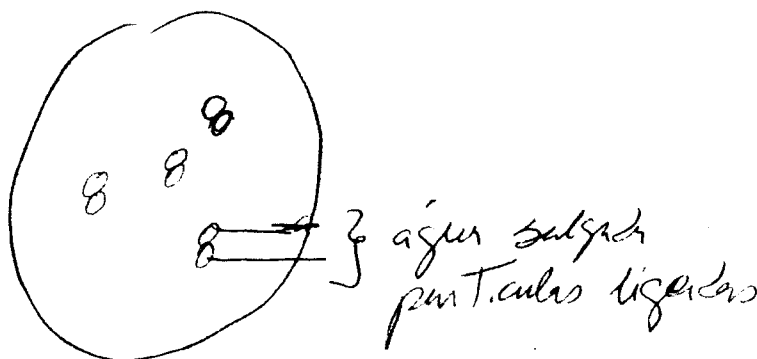


Fig. 5.4-Desenho que representa as partículas do soluto ligadas às partículas do solvente

Modelo 5- As partículas do soluto ficam rodeadas pelas partículas do solvente

As partículas do soluto ficam rodeadas pelas partículas do solvente, não havendo interação entre elas. Estas partículas são submicroscópicas.

O desenho da aluna 10, apresentado na figura 5.5, representa este modelo.

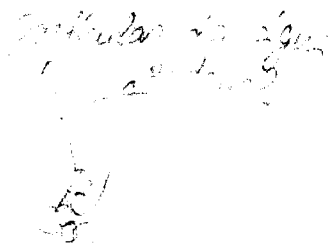


Fig. 5.5 – Desenho que representa as partículas submicroscópicas do soluto rodeadas pelas do solvente.

Modelo 6 – A molécula de solvente “absorve” uma partícula de soluto

Neste modelo forma-se uma nova entidade constituída pela molécula de solvente que inclui no seu interior a partícula de soluto.

O desenho da aluna 9, apresentado na figura 5.6, representa este modelo.

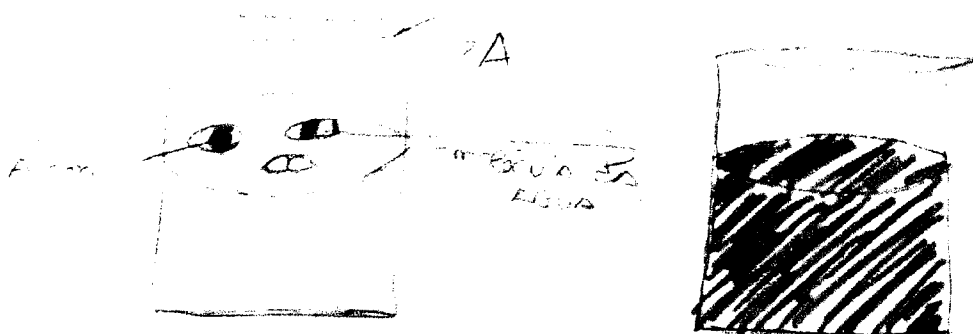


Fig.5.6 – Desenho que representa a molécula do solvente que inclui no seu interior uma partícula do soluto

Apesar dos alunos já terem conhecimentos sobre a constituição da matéria e de ligação química, não conseguem utilizar esses conhecimentos para interpretar o fenómeno da dissolução.

d) Solubilidade

A maior parte dos alunos, foi capaz de identificar o sal mais solúvel atendendo aos valores de solubilidade. Considerando mais solúvel o sal em que, para um dado volume

de solvente, é possível dissolver maior massa de soluto. No entanto, para uma aluna, uma maior solubilidade também está associada a uma maior rapidez no processo de dissolução, isto é, esta aluna parece confundir a cinética do processo com a extensão do mesmo. Duas alunas consideraram que a dissolução é sempre possível, qualquer que seja a massa do soluto.

Foram poucos os alunos para quem a formação de solução saturada foi saliente.

Alguns alunos consideraram que a agitação influencia significativamente a extensão da dissolução e houve alunos que consideraram que para haver dissolução é “preciso agitar”.

A maioria dos alunos considerou que a solubilidade aumenta quando a temperatura aumenta.

Apesar dos alunos terem estudado as curvas de solubilidade no ano anterior na disciplina de Técnicas Laboratoriais de Química I, a maior parte dos alunos baseou-se para as suas respostas nas suas experiências do dia-a-dia ou nos trabalhos realizados nas aulas práticas em que os sais que se utilizaram eram geralmente mais solúveis quando se aquecia o solvente. Os alunos sugeriram que se deveria utilizar nas aulas práticas sais cuja solubilidade diminuísse com a temperatura e serem os próprios alunos a traçarem as curvas de solubilidade.

5.1.2- Misturas coloidais

Neste caso todos os alunos consideraram tratar-se de soluções do tipo sólido-líquido. Estes alunos utilizaram os critérios **A** e **B** utilizados para a identificação de soluções.

Critério A – Numa solução não é possível distinguir visualmente os componentes.

Critério B – Quando se forma uma solução há ocorrência de uma reacção química.

Consideram-nas misturas homogéneas, uma vez que utilizaram critérios essencialmente macroscópicos para a identificação das soluções e estas misturas a olho nu, parecem-lhes ser semelhantes às misturas homogéneas (soluções).

Os alunos consideraram o soluto o pó de gelatina e a água o solvente. Os critérios usados foram os mesmos que usaram para a solução do tipo sólido - líquido.

5.1.3- Misturas heterogéneas

A maioria dos alunos identifica correctamente estas misturas e usam os critérios A, B e C.

Critério A - Não é possível distinguir visualmente os componentes da solução.

Critério B - Quando se forma uma solução há ocorrência de uma reacção química.

Critério C - Para haver formação de solução os componentes têm que estar em estados físicos diferentes.

Uma aluna identificou todas as misturas heterogéneas como sendo soluções, considerando que existem dois tipos de soluções, soluções homogéneas e soluções heterogéneas. Esta aluna confunde a designação de solução com a designação de mistura. Esta confusão pode ter origem no significado da palavra mistura quando usada no quotidiano. Para a aluna o que misturamos pode dar origem a misturas homogéneas ou heterogéneas e a designação científica passa a ser soluções homogéneas e heterogéneas.

A aluna identifica neste caso um soluto e um solvente. Para a identificação do solvente usa o critério **B**: “o solvente é sempre a água”, no caso das misturas heterogéneas enxofre - água e azeite - água. No caso da mistura heterogénea sal e enxofre a aluna usa o critério “o solvente é o que está em maior volume”, considerando o enxofre o solvente, já que lhe pareceu que se tinha adicionado maior quantidade (volume, para a aluna). O soluto era por exclusão o outro componente.

Duas alunas embora considerem a formação de mistura heterogénea consideraram existir soluto e solvente. Usam neste caso o critério B: “o solvente é sempre a água” para identificar o solvente. Para estas alunas a existência de soluto e solvente é independente da existência de solução.

5.2- IMPLICAÇÕES EDUCACIONAIS

Da análise dos resultados das entrevistas verificou-se que grande parte dos alunos, após o ensino formal, possui ideias que se afastam das que seriam de esperar de acordo com o nível de escolaridade que haviam terminado. A origem dessas ideias poderá dever-se ao modo como são abordados esses conceitos na sala de aula, de acordo com as indicações e sugestões dos programas oficiais e dos manuais adoptados.

A – Misturas homogéneas, heterogéneas e coloidais

Os alunos sentiram bastante dificuldade na identificação de misturas coloidais considerando-as misturas homogéneas. No sentido de ultrapassar esta dificuldade e atendendo a que os alunos atribuem muita importância às actividades práticas laboratoriais uma proposta seria que os alunos preparassem diferentes misturas homogéneas e misturas coloidais e seguidamente observassem o seu comportamento face à incidência de luz branca.

B – Soluções

Os programas curriculares não referem quais os aspectos a considerar na definição de soluções e era importante explicitar critérios operacionais para o reconhecimento de soluções.

C – Solute e solvente

Como os alunos sentiram muita dificuldade em identificar o soluto e o solvente na solução de álcool e água, seria importante considerar soluções de álcool e água, em que o álcool e a água estejam em proporções tais que umas vezes seja a água o solvente e

outras vezes o álcool. Dever-se-ia também utilizar outros solventes que não o álcool e a água.

D – Interpretação do fenómeno da dissolução

Parece importante que a explicação do processo de dissolução seja feita a um nível submicroscópico, podendo para isso recorrer-se a instrumentos tecnológicos, tais como os sistemas de hipermédia que “poderá desenvolver nos alunos uma compreensão mais rica ao construírem conexões entre as representações que podem ser familiares e as que podem ser mais abstractas, tal como as usadas pelos cientistas” (Spitulnik e outros, 2000).

E – Solubilidade e agitação

Muitos alunos têm ideia de que a agitação constitui um pré-requisito para a dissolução.

De modo a contrariar este facto sugere-se que se adicionem solutos solúveis em determinados solventes e que se deixem em repouso durante um certo intervalo de tempo, registando as observações e conclusões ao fim desse intervalo.

F – Solubilidade e temperatura

Quase todos os alunos têm a ideia de que um aumento da temperatura implicaria sempre um aumento da solubilidade dos sais.

Esta ideia é reforçada nas aulas práticas em que os sais que se utilizam são geralmente mais solúveis quando se aquece o solvente. Os alunos sugerem que se deveria utilizar nas aulas práticas sais cuja solubilidade diminuísse com a temperatura e serem os próprios alunos a traçarem as curvas de solubilidade.

Tendo em consideração os resultados obtidos neste estudo, afigura-se importante o conhecimento das ideias dos alunos que devem ser tomadas em conta na planificação das aulas pelo professor. É importante que o professor esteja actualizado sobre os resultados da investigação educacional e que ele próprio se envolva em projectos de

investigação educacional. Essa atitude contribuirá certamente para o desenvolvimento profissional do professor bem como para a melhoria da qualidade de ensino.

REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

- ABRAHAM, M.R., WILLIAMSON, V.M. and WESTBROOK, S.L. (1994), *A cross-age study of the understanding of five chemistry concepts*, J. Res. Sci. Teach. **31** (2), 147-165
- ATKINS, P.W., JONES, L. (1997), *Chemistry Molecules, matter and change*, Third Edition, W.H.Freeman and cCompany, New York
- AUSUBEL, D.P. (1968), *Educational Psycology – a cognitive view*, New York, Holt, Rinehart and Winston, Inc
- BLANCO, A. and PRIETO, T. (1997), *Pupil's view on how stirring and temperature affect the dissolution of a solid in a liquid : a cross-age study (12 to 18)*, Int. J. Sci. Educ. **19** (3), 303-315
- BODNER, G.M., PARDUE, H.L. (1995), *Chemistry An Experimental Science*, Second Edition, New York, John Wiley & Sons, Inc.
- BRADY, J.E., RUSSELL, J.W., HOLUM, J.R. (1989), *Chemistry Matter and its changes*, New York, John Wiley & Sons, Inc.
- BUELL, R.R. and BRADLEY, G.A. (1972), *Piagetian studies in Science : Chemical Equilibrium understanding from study of solubility : A preliminary report from secondary school chemistry*, Int. J. Sci. Educ. **56** (3), 23-29
- CAVALEIRO, M.N. e BELEZA, M.D. (1999), *No mundo da Química – 8º Ano*, Edições ASA
- CLOUGH, E.E. and DRIVER, R. (1986), *A study of consistency in the use of students' conceptual frameworks across different task contexts*, Sci. Educ., **70** (4), 473-496
- CORRÊA, C., NUNES, A., ALMEIDA, N. (1997), *Química – 10º Ano*, Porto Editora
- CORRÊA, C., NUNES, A., ALMEIDA, N. (1998), *Química – 11º Ano*, Porto Editora
- COSGROVE, M. and OSBORNE, R. (1981), *Physical Change*, Learning in Science Project, working paper nº 26, Hamilton, N.Z., University of Waikato
- CRUZ, M.N., MARTINS, I.P. (1996), *Química Hoje ! – 8º Ano*. Porto Editora

-
- DIAS, F.M.L., RODRIGUES, M.M.R.D., CAVALEIRO, M.N.G.C.(1996), *No mundo da Química, 8º Ano*, Edições ASA
 - DRIVER, R., SQUIRES, A., RUSHWORTH, P., ROBINSON, V.W. (1994), *Making sense of secondary science – Research into childrens's ideas*, Routledge
 - EBENEZER, J.V. and ERICKSON, G.L. (1996), *Chemistry students conceptions of solubility : a phenomenography*, Sci. Educ, **80** (2), 181 – 201
 - EBENEZER, J.V., and GASKELL, P.J. (1995) *Relational Conceptual Change in Solution Chemistry*, Sci. Educ., **79** (1), 1 – 17
 - ERICKSON, G.L. (1979), *Children's conceptions of heat and temperature*, Sci. Educ, **63** (2), 221 – 230
 - FELTRE, Ricardo (1996), *Química Geral*, 3ª Edição, Editora Moderna, S. Paulo
 - FERNANDES, M.B., GRAÇA, O.C., SANTOS, R.M. (1996), *Química – 8º Ano*, Lisboa Editora
 - FINLEY, F.N. (1986), *Evaluation Instruction : The Complementary use of clinical interviews*, J. Res. Sci. Teach., **23** (7), 635 – 650
 - GILLELAND, M.J. (1986), *Introduction to Chemistry*, West Publishing Company
 - HWANG, B., And LIU, Y. (1994), *A study of proportional reasoning and self-regulation instruction on students' conceptual change in conceptions of solution*. - A paper presented at The Annual Meeting of the National Association for Research in Science Teaching, Arraheim, C.A
 - JIRGENSONS, B. (1995), *A short textbook of colloidal chemistry*, Pergamon Press, J. Wiley & Sons, Inc.
 - JOHNSTONE, A.H. and MAHMOUD, N.A. (1980), *Pupils' problems with water potencial*, Journal of Biological Education, **14** (4), 325-328
 - JULYAN, C. e DUCKWORTH, E. (1999), *Uma perspectiva construtivista do ensino e da aprendizagem das ciências*, in C.T. FOSNOT, *Construtivismo e Educação – Teoria, perspectivas e prática*, Instituto Piaget
 - KOTZ and PURCEL (1987), *Chemistry and Chemical Reactivity*, Saunders College Publishing International, Edition
 - KRUGER, C. and SUMMERS, M.(1989), *An investigation of some primary teachers' understanding of changes in materials*, SSR, **71** (255). 17-27

-
- LIEW, C. and TREAGUST, D.F. (1998), *The effectiveness of predict-observe-explain task in diagnosing student's understanding of science and identifying their levels of achievement*. A paper presented at the Annual Meeting of the American Education Research Association, San Diego, C.A
 - LINDSAY, P.H. and NORMAN, D.A. (1977), *Human information processing : An introduction to psychology*, New York, Academic Press
 - LONGDEN, K., BLACK, P., and SOLOMON, J. (1991), *Children's interpretation of dissolving*, Int. J. Sci. Educ, **13** (1), 59-68
 - MASKILL, R. And PEREIRA, D. (1980) *Cognitive Structure from digraph analysis of language*, In Archenold, W.I. et al (eds) *Cognitive Development Research in Science and Mathematics*, Proceedings of an Int. Seminar 1979, Leeds, The University
 - MENDONÇA, L.S. e RAMALHO, M.D. (1996), *No mundo em transformação – Química 8º ano*, Texto Editora
 - MINTZES, J.J., WANDERSEE, J.H., (2000), *Reforma e inovação no ensino da ciência, uma visão construtivista* in J.J.MINTZES, J.H.WANDERSEE, J.D.NOVAK, *Ensinando ciência para a compreensão – uma visão construtivista*, 1ª edição, Plátano Edições Técnicas
 - MINTZES, J.J., WANDERSEE, J.H., NOVAK, J.D., (2000), *Aprendizagem significativa, reestruturação sobre as maneiras de ensinar ciência para a compreensão* in J.J.MINTZES, J.H.WANDERSEE, J.D.NOVAK, *Ensinando ciência para a compreensão – uma visão construtivista*, 1ª edição, Plátano Edições Técnicas
 - MORAIS, A.M., RIBEIRO, L., e SILVA, I. (1999), *Química e Física – 8º ano*, Porto Editora
 - MOREIRA, M.A., BUCHWEITZ, B. (2000), *Novas estratégias de ensino e aprendizagem*, 2ª edição, Plátano Edições Técnicas
 - NEVES, D., MARTINS, M., GOMES, P., RIBEIRO, M.G. (1998), *Concentração e diluição. É mais difícil do que parece.*, Comunicação apresentada no 2º Simpósio Ensino das Ciências e da Matemática, Faculdade de Ciências da Universidade de Lisboa, 15,17 - Junho - 1998.
 - NOVAK, J.D. (2000), *Aprender criar e utilizar o conhecimento*, 1ª edição, Plátano Edições Técnicas

-
- PEREIRA, A., GONÇALVES, C., (1996), *Eu gosto de Química 8º Ano*, Texto Editora
 - PEREIRA, A., GONÇALVES, C., (1996), *Eu gosto de Química 9º Ano*, Texto Editora
 - PINES, A.L., NOVAK, J.D., POSNER, G.J. and YANKIRK, J. (1978), *The clinical interview : A method of evaluating cognitive structure*, Department of Education, College of Agriculture and Life Science, Cornell University
 - PINES, A.L., NOVAK, J.D., (1985), *The interaction of audio-tutorial instruction with student prior knowledge : a proposed qualitative, case study methodology*, Sci. Educ., **69** (2), 213 – 228
 - POSNER, G.J. and GERTZOG, W.A. (1982), *The clinical interview and the measurement of conceptual change*, Sci. Educ., **66** (2), 195-209
 - PRIETO, T., BLANCO, A. and RODRIGUEZ, A. (1989), *The ideas of 11 to 14 year-old students about the nature of solutions*, Int. J. Sci. Educ., **11** (4), 451-463
 - RODRIGUES, M.M. e DIAS, F.M., (1999) *Química na nossa vida 8º ano*, Porto Editora
 - RUMELHART, D.E. and NORMAN, D.A., (1975) *Explorations in cognition*, San Francisco, Freeman
 - SELLEY, N.J., (1998), *Alternative models for dissolution, "Teachers helping teacher to teach science"*, School Science Review, vol. 80, nº 290
 - SIMÕES, T.S., QUEIRÓS, M.A., SIMÕES, M.O., (1998), *Técnicas Laboratoriais de Química – Bloco I*, Porto Editora
 - SLONE, M. And BOKHURST, F.D., (1992) *Children's understanding of sugar water solutions*, Int. J. Sci. Educ., **14** (2), 221-235
 - SPECTOR, B.S., (1984), *Qualitative research : data analysis framework generating grounded theory applicable to the crisis in science education*, J. Res. Sci. Teach., **21** (5), 459-467
 - SPITULNIK, M.W., ZEMBAL-SAUL, C., KRAJCIK, J.S. (2000), *Usar hipermédia para representar a compreensão emergente dos estudantes : Os alunos de ciências e os professores estagiários*, in J.J.MINTZES, J.H.WANDERSEE, J.D.NOVAK, *Ensinando ciência para a compreensão, uma visão construtivista*, 1ª edição, Plátano Edições Técnicas

-
- TAYLOR, N. and COLL, R.(1997), *The use of analogy in the teaching of solubility to pre-service primary teachers*, Australian Science Teachers' Journal, **43** (4), 58-64
 - TROWBRIDGE, J.E., e WANDERSEE, J.H., (2000), *Organizadores gráficos guiados pela teoria* in MINTZES, J.J., WANDERSEE, J.H., NOVAK, J.D., (2000), *Ensinando ciência para a compreensão – uma visão construtivista*, 1ª edição, Plátano Edições Técnicas

ANEXOS

A disciplina de Ciências Físico - Químicas surge no **8º ano** e pretende dar continuidade à disciplina de Ciências da Natureza onde os alunos já tiveram um primeiro contacto com alguns fenómenos químicos e respectiva linguagem.

De acordo com os objectivos deste trabalho, foi feita uma análise dos programas, bem como dos manuais adoptados desde o 8º ano ao 11º ano, nas disciplinas de Ciências Físico - Químicas e na de Técnicas Laboratoriais de Química (10º ano), no sentido de apurar o que foi “ensinado” aos alunos durante esses anos de escolaridade relacionado com estes objectivos. São assim apresentados extractos dos Programas e extractos dos manuais adoptados, relacionados com os conteúdos abordados neste trabalho.

Também são apresentadas fotocópias extraídas dos cadernos diários de uma das alunas entrevistada, que se pensa traduzir o que foi abordado nas aulas, uma vez que a aluna em questão é muito atenta e organizada.

ANEXO 1 - MODELO EDUCACIONAL

1- MODELO EDUCACIONAL

1.1- INTRODUÇÃO

A construção do Modelo Educacional foi baseada nos programas das disciplinas de Ciências Físico-Químicas do 8º ao 11º ano e no programa de Técnicas Laboratoriais de Química de 10º ano.

Procurou-se ter em conta todos os conteúdos considerados importantes para a compreensão das soluções, processos de dissolução, solubilidade e factores que influenciam a solubilidade.

Para a sua construção foi igualmente feita a análise dos manuais adoptados na Escola para estas disciplinas ao longo destes níveis de escolaridade.

1.2- CLASSIFICAÇÃO DA MATÉRIA

Pode-se definir matéria como tudo o que ocupa espaço e tem massa.

Os químicos consideram a matéria dividida em categorias, consoante a sua composição e propriedades. Nessa classificação incluem-se as substâncias, as misturas, os elementos e os compostos, assim como os átomos e as moléculas (Chang, 1994).

1.2.1- Misturas

Uma mistura é uma combinação de duas ou mais substâncias com identidade própria.

As misturas podem ser classificadas em homogéneas ou heterogéneas. Se a composição da mistura é a mesma em todos os pontos é pois uma mistura homogénea, se a composição de mistura não é espacialmente uniforme dá-se o nome de mistura heterogénea (Chang, 1994).

Entre estas temos um tipo de misturas, aparentemente homogêneas, mas em que as partículas são maiores do que as que constituem as misturas homogêneas, mas não são suficientemente grandes para que possam ser vistas a um microscópio vulgar. Este tipo de misturas é chamado de misturas coloidais (Atkins e Jones, 1997).

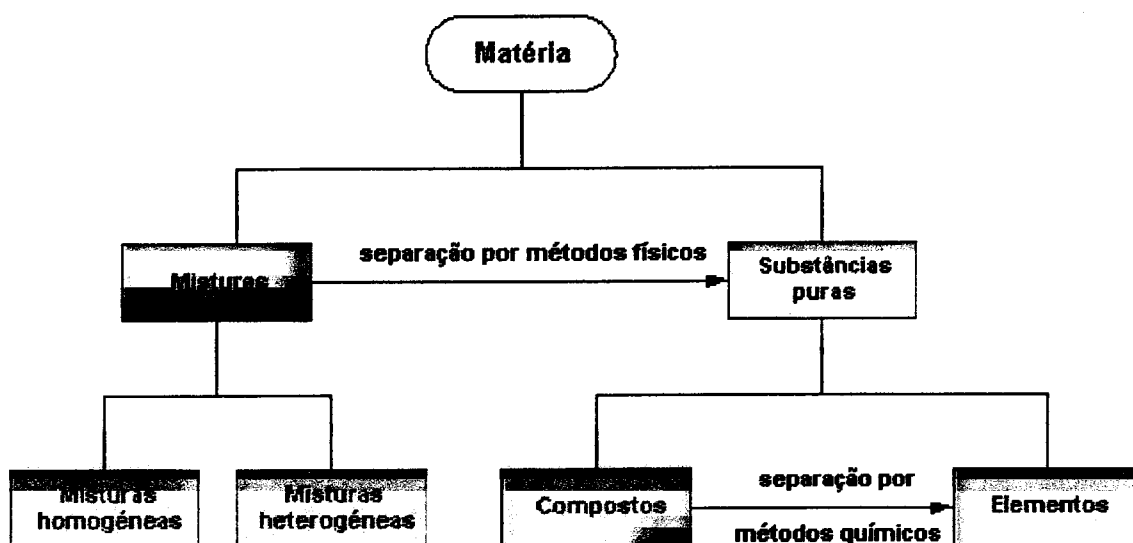


Fig. A1.1. Classificação da matéria (Chang, 1994)

1.3- TIPOS DE MISTURAS: SUSPENSÕES, SOLUÇÕES E COLOIDES

1.3.1- Suspensões

Numa suspensão, partículas relativamente grandes, superiores a 1000 nm, pelo menos de um dos componentes estão distribuídas no seio do outro, constituindo assim um sistema heterogêneo em que as partículas são visíveis ao microscópio comum ou até mesmo a olho nu. A suspensão tem tendência a sedimentar por influência da gravidade, mas podemos acelerar o processo utilizando a centrifugação (Jirgensons, 1995).

1.3.2- Soluções

As partículas de dimensões inferiores a 1 nm que constituem as soluções são das dimensões das moléculas ou iões e estão distribuídas uniformemente entre elas, apresentando uma única fase (Jirgensons, 1995).

As partículas não sedimentam por nenhum processo físico, nem são visíveis com nenhum microscópio.

1.3.3- Colóides

Os colóides também são chamados dispersões coloidais ou suspensões coloidais.

Têm características intermédias entre as soluções e as suspensões. As dimensões das partículas situa-se entre o 1 e os 1000 nm, estas podem ser um conjunto de átomos, iões ou moléculas (colóide micelar) ou macromoléculas (colóide molecular) ou iões gigantes (colóide iónico) . Constituem um sistema heterogéneo, pois são visíveis ao ultramicroscópio, no entanto, são normalmente muito estáveis, não sedimentando por acção da gravidade, sedimentam por ultracentrifugação (Jirgensons, 1995) .

1.4- TIPOS DE SOLUÇÕES, SOLUTO E SOLVENTE

Considerando que uma solução é uma mistura homogénea de duas ou mais substâncias uma vez que esta definição não coloca qualquer restrição à natureza das substâncias envolvidas, podemos distinguir seis tipos de soluções, dependendo dos estados iniciais (sólido, liquido ou gasoso) dos componentes de solução (Chang, 1994) .

Numa solução, há pelo menos dois componentes, a um deles atribui-se o nome de solvente e ao(s) outro(s) o nome de soluto(s). O solvente, é o componente que satisfaz uma das condições, pela ordem seguinte:

1. ter o mesmo estado físico da solução,
2. ter maior quantidade de substância,
3. ter ponto de ebulição mais baixo.

Por sua vez, o(s) componente(s) que não satisfaz(em) os requisitos anteriores designa(m)-se por soluto(s) (Atkins, 1997) .

Uma solução poderá ter mais do que um soluto, mas tem, apenas, um único solvente.

Na tabela seguinte apresentam-se alguns exemplos dos seis tipos de soluções.

Componente 1 Solute	Componente 2 Solvente	Estado físico da solução	Exemplos
Gás	Gás	Gasoso	* Ar
Gás	Líquido	Líquido	* Água gaseificada (CO ₂ dissolvido em água)
Gás	Sólido	Sólido	* H ₂ dissolvido em paládio
Líquido	Líquido	Líquido	* Álcool corrente
Sólido	Líquido	Líquido	* NaCl em água
Sólido	Sólido	Sólido	* Bronze (Cu/Zn), solda (Sn, Pb)

1.5- TIPOS DE DISPERSÕES COLOIDAIIS, DISPERSO E DISPERSANTE

O estado coloidal é caracterizado pela existência de partículas de uma fase (disperso), dispersas numa outra fase, geralmente contínua (dispersante).

Os sistemas coloidais podem classificar-se de dois modos:

1.5.1- Quanto à natureza das partículas da fase dispersa

- Colóides micelares - as partículas são agregadas de átomos, iões ou moléculas.
 - Ex.: enxofre coloidal em água
- Colóides moleculares – as partículas são macromoléculas
 - Ex.: amido em água
- Colóides iónicos – as partículas são macromoléculas com carga eléctrica num ou mais locais.
 - Ex.: proteínas em água

1.5.2- Quanto aos estados físicos do disperso e do dispersante

A seguinte tabela descreve as várias combinações de fases.

Tipo de colóide	Disperso	Dispersante	Exemplos
Sól sólido	Sólido	Sólido	* Pedras preciosas como o rubi e a safira em que os óxidos metálicos estão dispersos em Al_2O_3
Emulsão sólida	Líquido	sólido	* Manteiga, queijo, chocolate
Aerossol	sólido	gás	* Fumos
Gel	Sólido	líquido	* Geleia, gel, tinta
Emulsão	líquido	líquido	* Leite, maionese
Aerossol (l)	líquido	gás	* Nevoeiro, nuvens, sprays, perfume
Espuma sólido	gás	Sólido	* Creme glacé, pedra pomes
Espuma líquida	gás	líquida	* Espuma da cerveja, creme de barbear

Tabela A1.1 Tipos de dispersões coloidais (Jirgensons, 1995)

1.6- PERSPECTIVA MOLECULAR DO PROCESSO DE DISSOLUÇÃO

As forças de atracção intermoleculares desempenham um papel fundamental na formação de soluções. Quando uma substância (o soluto) se dissolve noutra (o solvente), as partículas do soluto dispersam-se no seio do solvente. As partículas do soluto ocupam posições que estão normalmente ocupadas por moléculas do solvente.

A facilidade com que uma partícula de soluto substitui uma de solvente depende das intensidades relativas dos três tipos de interações :

1. interação solvente - solvente
2. interação soluto – soluto
3. interação solvente – soluto

Simplificando, podemos imaginar que o processo de dissolução se dá em três passos diferentes (Fig. A1.2). O passo 1 envolve a separação das moléculas de solvente e o passo 2 envolve a separação das moléculas de soluto. Estes passos necessitam de energia para vencer as forças intermoleculares atractivas ; portanto são endotérmicos. No passo 3 as moléculas de soluto e de solvente misturam-se. Este processo pode ser endotérmico ou exotérmico.

A entalpia de dissolução é dada por $\Delta H_{dis} = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3$ (Chang, 1994).

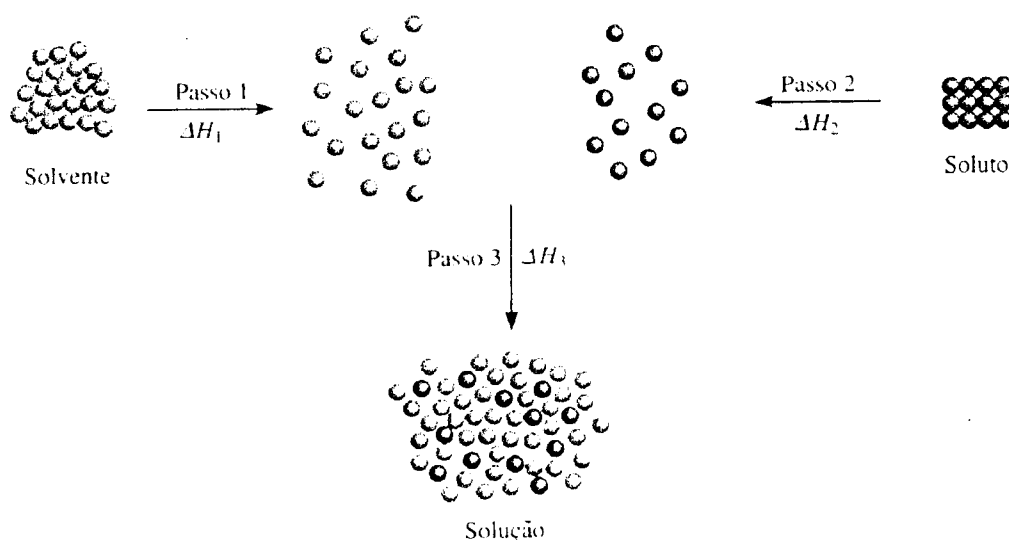


Fig. A1.2. Processo de dissolução do ponto de vista molecular (Chang, 1994)

Se a atracção soluto - solvente for mais forte do que a atracção solvente - solvente e a atracção soluto - soluto, o processo de dissolução é favorável, isto é, o soluto dissolve-se no solvente. Este processo de dissolução é exotérmico. Se a interacção soluto - solvente for mais fraca do que as interacções solvente - solvente e soluto - soluto, então o processo de dissolução é endotérmico.

Apesar do processo de dissolução ser endotérmico existem muitas substâncias que se dissolvem espontaneamente. Tem assim de existir uma outra força motriz que cause tais mudanças apesar da variação de entalpia desfavorável.

Um aumento de desordem pode ser usado para explicar o facto do nitrato de amónio se dissolver em água, ainda que o processo de dissolução seja suficientemente endotérmico ($\Delta H = + 26,4 \text{ KJ mol}^{-1}$).

Antes da dissolução, os iões amónio e os iões nitrato encontram-se no estado sólido, altamente ordenado. Uma vez em solução, estes iões são livres de se mover independentemente uns dos outros através de todo o volume. Este aumento de desordem é mais do que suficiente para compensar a variação de entalpia desfavorável (Roger, 1997).

1.7- SOLUÇÕES DE SÓLIDOS EM LÍQUIDOS

Normalmente, os sólidos covalentes com estrutura reticular, como a grafite e o quartzo (SiO_2), não se dissolvem em nenhum solvente. Do mesmo modo os metais também não se “dissolvem”. Por outro lado, os compostos iónicos e moleculares dissolvem-se em certos solventes.

1.7.1- Compostos iónicos

Um dos compostos iónicos mais conhecidos é o cloreto de sódio. O que é que acontece quando NaCl sólido se dissolve em água?

Quando um composto iónico como o cloreto de sódio é dissolvido em água, a rede tridimensional dos iões é destruída e os iões Na^+ e Cl^- são separados uns dos outros.

Em solução cada ião Na^+ é rodeado por um número de moléculas de água com a sua extremidade negativa na direcção do catião. Do mesmo modo, cada ião Cl^- é rodeado por um numero de moléculas de água com a sua extremidade positiva orientada em

direcção ao anião. (Fig. A1.3.). O processo no qual um ião é rodeado por moléculas de água é denominado hidratação.

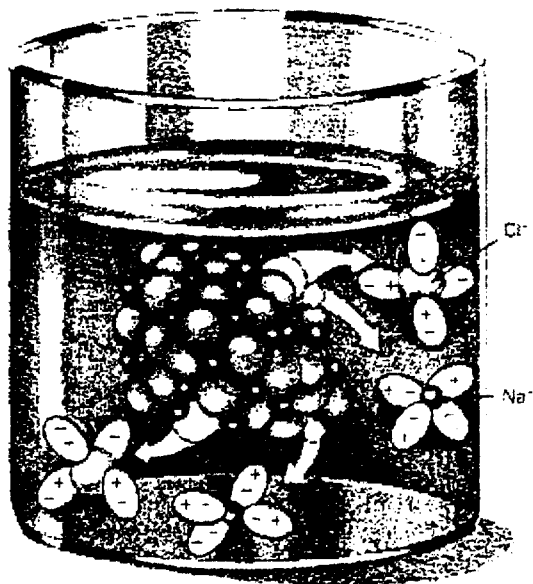


Fig. A1.3 – Dissolução do Cloreto de Sódio em água (Feltre, 1988)

Em geral, os compostos iônicos são mais solúveis em solventes polares, tais como a água, o amoníaco e o ácido fluorídrico do que em solventes apolares, como o benzeno e o tetracloreto de carbono. Uma vez que as moléculas dos solventes apolares não têm momento dipolar, não podem solvatar os iões Na^+ e Cl^- eficientemente.

“A solvatação é o processo pelo qual um ião ou uma molécula fica rodeado por moléculas de solvente dispostas de uma determinada maneira” (Chang, 1994).

Quando o solvente é a água, o processo, como já foi referido, denomina-se hidratação.

A interacção molecular predominante entre compostos polares e apolares é a interacção dipolo - dipolo induzido, que é muito mais fraca do que a interacção ião - dipolo. Pelo que, os compostos iônicos têm normalmente uma solubilidade extremamente baixa em solventes apolares.

1.7.2- Compostos moleculares

As forças atractivas entre as moléculas de um cristal molecular são forças dipolo - dipolo, de dispersão e ou ligações de hidrogénio relativamente fracas. Considerando o exemplo naftaleno ($C_{10}H_8$), num cristal de naftaleno as moléculas de $C_{10}H_8$ mantêm-se ligadas por forças de dispersão. Então podemos prever, utilizando a regra do ouro (semelhante dissolve semelhante) (Atkins, 1997) que o naftaleno se dissolve bem em solventes apolares, tais como o benzeno e que a sua solubilidade em água seja pequena. Isto é o que realmente acontece. Por outro lado, verifica-se que a ureia (H_2NCONH_2) é muito mais solúvel em água e etanol do que em CCl_4 ou C_6H_6 porque tem capacidade de formar ligações de H com água (Chang, 1994).

1.8- SOLUÇÕES DE LÍQUIDOS EM LÍQUIDOS

Quando dois líquidos se dissolvem completamente, dizem-se miscíveis.

O tetracloreto de carbono e o benzeno são ambos líquidos apolares. As únicas forças intermoleculares presentes são forças de dispersão quando se misturam estes dois líquidos eles dissolvem-se facilmente um no outro. Também o etanol e a água são dois líquidos miscíveis. Numa solução de etanol e água a interacção soluto - solvente faz-se através de ligações de hidrogénio cuja intensidade é comparável às ligações de hidrogénio existentes entre as moléculas de água e as moléculas de etanol. Estes exemplos confirmam a regra, normalmente dois líquidos apolares são miscíveis assim como dois líquidos polares, mas, em geral, um líquido apolar dissolve-se apenas ligeiramente num solvente polar. No entanto, esta regra, embora útil, deve ser aplicada com cuidado. Por exemplo, o ácido acético é totalmente miscível com água, este facto é facilmente compreensível, porque as moléculas de CH_3COOH podem formar ligações de hidrogénio com H_2O . Porém, o ácido acético também é solúvel em solventes apolares, como o CCl_4 e o C_6H_6 e isto porque o ácido acético em solventes apolares forma dímeros. O dímero do ácido acético tem a estrutura apresentada na fig. A1.4.

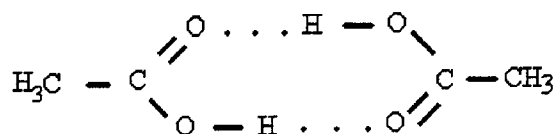


Fig. A1.4 Dímero do ácido acético (Chang, 1994)

Nesta estrutura duas moléculas de ácido estão ligadas uma à outra. O dímero é mantido por duas ligações de hidrogénio. Embora o ácido acético seja uma molécula polar, a espécie dimerizada é muito menos polar porque a estrutura simétrica criada pelas ligações de hidrogénio reduz a polaridade das moléculas. As forças atractivas entre os dímeros e as moléculas de CCl_4 e de C_6H_6 são essencialmente forças de dispersão.

1.9- SOLUÇÕES DE SÓLIDOS EM SÓLIDOS

Os metais são caracterizados pela sua densidade, resistência mecânica, condutibilidade térmica e eléctrica e facilidade com que podem ser moldados em diferentes formas. No entanto, muitas destas propriedades algumas vezes não são desejáveis ou então há necessidade de combinar determinadas propriedades requeridas.

Para prover materiais que se adaptem a uma grande variedade de aplicações, os metalúrgicos desenvolveram as ligas.

1.9.1- Importância das ligas

Uma liga é formada por dois ou mais elementos em que pelo menos um deles é um metal, e é formada pela mistura dos metais – base com um ou mais elementos ligantes para dar a necessária coesão, maleabilidade, etc. Uma liga metálica, é assim, uma solução sólida.

As ligas têm múltiplas aplicações, desde aços de alta resistência e coesão, às ligas leves com base no magnésio utilizadas na construção de aviões. Na prática são muito poucos os metais usados no seu estado puro.

1.9.2- Propriedades das ligas

As propriedades das ligas dependem da estrutura atómica dos próprios metais. A maioria dos elementos usados nas ligas são metais nos quais os átomos estão dispostos num edifício regular ou rede cristalina.

Podemos imaginar os átomos metálicos num cristal como um arranjo ordenado de iões positivos imersos num mar de electrões de valência deslocalizados. A grande força coesiva que resulta da deslocalização é responsável pela resistência dos metais. A mobilidade dos electrões deslocalizados torna os metais bons condutores de calor e electricidade.

1.9.3- Uma liga muito especial – A liga cupro-ouro

O cobre é um dos poucos metais que têm as suas principais aplicações na forma pura mais do que em ligas e é especialmente utilizado em aplicações eléctricas. No entanto, é também muito usado em joalharia onde forma com o ouro uma liga, a liga cupro-ouro.

O ouro puro é extremamente macio e como tal tem de ser usado em ligas. Quando puro tem 24 quilates. Normalmente em joalharia diz-se que os objectos são em ouro de 18 quilates o que significa que tem 18/24, ou seja, 75% de ouro.

Ao nível atómico, as ligas metálicas são de dois tipos distintos, as ligas intersticiais e as ligas de substituição. As ligas intersticiais são formadas quando os átomos de um elemento pequeno ligante (hidrogénio, boro, carbono ou azoto, por exemplo) são misturados com o metal base. Ficam retidos nos espaços, ou interstícios, da rede atómica do metal. Ligas deste tipo são conhecidas pela sua dureza.

Nas ligas de substituição, elementos metálicos com átomos similares em tamanho ao metal base são misturados com ele. Átomos do elemento ligante e do metal base podem assim permutar e substituir-se na rede do metal - base. As ligas mais importantes deste tipo são as chamadas ligas de aços. Nestas, átomos de ferro encontram-se intercambiados com átomos de elementos de outros metais de transição tais como o

crómio, o manganésio ou o níquel. O latão também é uma liga de substituição, constituída por cobre e 18 a 30% de zinco. As ligas utilizadas na cunhagem de moedas, como a cuproníquel e a cupro-ouro também são ligas de substituição.

1.10- SOLUÇÕES DE GASES EM GASES

O processo de dissolução tal como todos os processos físicos e químicos, depende de dois factores:

1. Energia que determina se o processo de dissolução é endotérmico ou exotérmico,
2. tendência intrínseca para a desordem que se verifica em todos os processos naturais.

No estado puro, o solvente e o soluto possuem uma certa ordem, caracterizada pela disposição mais ou menos regular dos átomos, moléculas ou iões no espaço. Grande parte dessa ordem é destruída quando o soluto se dissolve no solvente. Portanto o processo de dissolução é sempre acompanhado por um aumento de desordem e é este aumento de desordem do sistema que favorece a solubilidade de qualquer substância, mesmo se o processo de dissolução for endotérmico.

Por exemplo, nas condições atmosféricas o azoto e o oxigénio comportam-se como gases praticamente perfeitos, a interacção molecular entre eles é desprezável como consequência, deste facto, o processo de mistura não é exotérmico nem endotérmico. No entanto, sabemos que estes gases se misturam com facilidade e espontaneamente em qualquer proporção e portanto o processo é altamente favorável. Na verdade, a distribuição dá-se com tanta facilidade porque vai originar uma maior desordem.

A esta solução gasosa, admitindo uma determinada proporção de oxigénio e de azoto juntamente com pequenas quantidades de dióxido de carbono e argon, dá-se o nome de “ar” (Chang, 1994).

1.11- SOLUÇÕES DE GASES COM LÍQUIDOS

Os geólogos e os bioquímicos, entre outros, estão muito interessados no conhecimento de solubilidade dos gases como o CO_2 e o O_2 em água (Kotz, 1987).

O conhecimento de solubilidade dos gases pode salvar a vida (Atkins, 1997).

Dois factores externos controlam este processo, a pressão e a temperatura. Nas alíneas 1.14.3 e 1.14.4 desenvolveremos um pouco mais estes aspectos.

1.12- VELOCIDADE DE DISSOLUÇÃO

A velocidade com que um soluto se dissolve num solvente depende de três factores:

1. **Área de superfície do soluto** - quanto maior a área de superfície, maior o contacto entre o soluto e o solvente. Se o soluto é sólido e se o dividirmos em pequenos grãos aumenta-se a superfície de contacto e consequentemente a velocidade de dissolução. Se o soluto é em líquido, com a agitação também se consegue aumentar a área de superfície e a rapidez de dissolução.
2. **Agitação** – As partículas de soluto dispersam mais rapidamente no seio de solução aumentando a velocidade de dissolução
3. **Temperatura** – Um aumento da temperatura faz com que as moléculas de solvente se movam mais rapidamente, o que faz aumentar a frequência do choque do soluto a dissolver com as moléculas do solvente e a dissolução ocorre mais rapidamente (Gilleland, 1986).

1.13- SOLUBILIDADE, SOLUÇÃO SATURADA, SOLUÇÃO INSATURADA E SOLUÇÃO SOBRESSATURADA

A solubilidade pode ser definida como a máxima quantidade de um soluto que se pode dissolver numa determinada quantidade de solvente a uma determinada temperatura (Gilleland, 1986).

Se a concentração da solução é inferior ao limite de solubilidade, diz-se insaturada.

Uma solução cuja concentração corresponde ao limite de solubilidade diz-se saturada.

Em condições cuidadosamente controladas pode-se obter uma solução em que a concentração de soluto é superior ao limite de solubilidade, esta solução é chamada sobressaturada (Peters, 1985).

1.14- FACTORES QUE AFECTAM A SOLUBILIDADE

Os factores mais importantes que afectam a solubilidade de uma substância são a temperatura, a pressão e a estrutura química (Gilleland, 1986).

1.14.1- Estrutura química

A solubilidade de uma substância num determinado solvente depende desse solvente , bem como da própria substância.

A regra “semelhante dissolve semelhante”, pode ser uma boa ajuda para a escolha do melhor solvente. Por exemplo, se as forças de atracção principais num determinado soluto são ligações de hidrogénio, o soluto dissolverá melhor num solvente com ligações de hidrogénio do que num outro solvente.

Se as forças principais são forças de dispersão de London, o melhor solvente será certamente um que tem o mesmo tipo de forças. Por exemplo, o enxofre sólido não dissolve em água, mas dissolve em sulfureto de carbono (solvente apolar) (Atkins, 1997).

1.14.2- Influência da temperatura na solubilidade dos sólidos em água

Para a maior parte dos sólidos iónicos e moleculares, a solubilidade aumenta com o aumento da temperatura (Fig. A1.5.). Contudo, não se pode estabelecer uma correlação entre o sinal de ΔH de dissolução e o da variação da solubilidade com a temperatura.

Por exemplo, o processo de dissolução do NH_4NO_3 em água é endotérmico ($\Delta H > 0$) e o do CaCl_2 é exotérmico ($\Delta H < 0$), no entanto, a solubilidade de ambos os sais aumenta com a temperatura.

Em geral, a melhor maneira de determinar o efeito da temperatura na solubilidade é através da experiência (Chang, 1994)

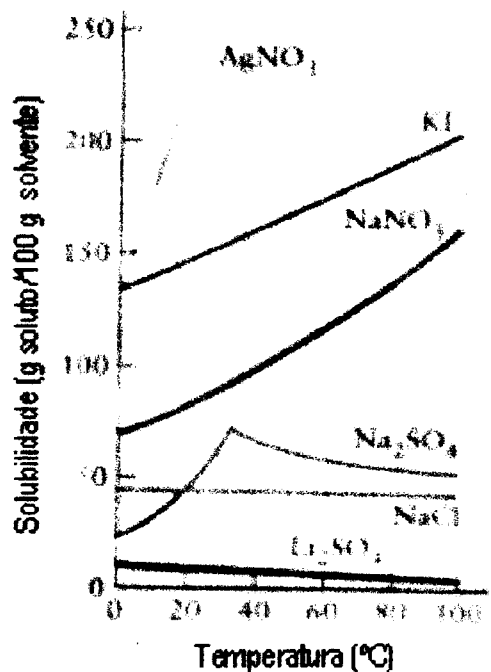


Fig. A1.5. Variação de solubilidade de seis substâncias em água com a temperatura (Atkins, 1997)

1.14.3- Influência da temperatura na solubilidade dos gases em água

A solubilidade dos gases em água, em geral, diminui com o aumento da temperatura (Fig. A1.6) :

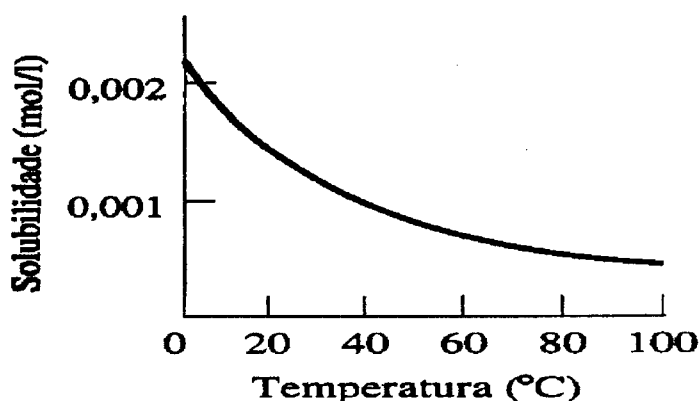


Fig. A1.6. Solubilidade do O₂ em água em função da temperatura (Chang, 1994)

A solubilidade reduzida do oxigénio molecular em água quente é responsável pela poluição térmica, isto é, o aquecimento do meio ambiente, normalmente cursos de água ate temperaturas que são perigosas para as espécies vivas. Um aumento da temperatura da água acelera o metabolismo dos peixes, que normalmente duplica por cada aumento de 10° C. Esta aceleração do metabolismo aumenta a necessidade de oxigénio dos peixes ao mesmo tempo que diminui a quantidade de oxigénio disponível na água devido á sua solubilidade ser inferior em água quente.

O conhecimento da variação de solubilidade dos gases com a temperatura, pode ser útil, por exemplo, para a prática de um desporto muito popular, a pesca. Num dia quente de verão, o pescador experiente escolherá zonas profundas do rio ou do lago para lançar o isco. Uma grande parte dos peixes encontrar-se-á aí , uma vez que a quantidade de oxigénio existente nas zonas mais frias e mais profundas é maior (Chang, 1994).

1.14.4- Efeito da pressão na solubilidade dos gases

Na prática, a solubilidade dos sólidos ou líquidos não é afectada pela variação da pressão externa, pelo contrário, a solubilidade dos gases é bastante influenciada pela pressão externa. A relação quantitativa entre a solubilidade dos gases e a pressão é dada pela lei de Henry, segundo a qual a solubilidade de um gás é proporcional á sua pressão parcial, porque um aumento de pressão corresponde a um aumento de velocidade de colisões entre as moléculas de gás e a superfície do liquido (Atkins, 1997).

Como já foi referido, o conhecimento de solubilidade dos gases pode salvar a vida. Na verdade, o conhecimento da Lei de Henry pode proteger os mergulhadores de um acidente da descompressão que pode ser fatal (Chang, 1994).

A pressão do oceano a grandes profundidades é bastante elevada e assim a solubilidade de N_2 e O_2 (os dois principais constituintes do ar) no sangue é muito superior ao valor normal. Como o oxigénio é metabolizado, mas o azoto não, quando um mergulhador regressa à superfície e como a pressão é mais baixa, a solubilidade do N_2 diminui rapidamente formando-se bolhas deste gás no sangue. Estas bolhas restringem o fluxo do sangue, afectam a transmissão dos impulsos nervosos e podem provocar a morte.

Uma solução para o problema consiste em fornecer aos mergulhadores uma mistura de hélio e oxigénio, em vez de ar, uma vez que a solubilidade do hélio é cerca de metade da do azoto (fig. A1.7).

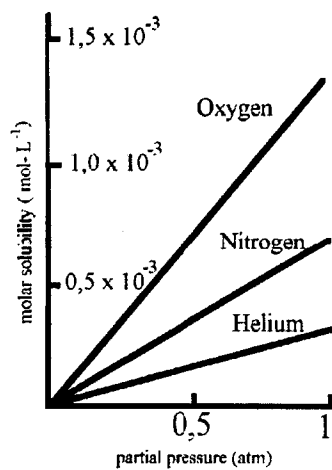


Fig. A1.7. Variação de solubilidade molar do oxigénio, azoto e hélio com a pressão parcial (Atkins, 1997)

ANEXO 2 - PROGRAMAS CURRICULARES

Extracto do Programa de 8º ano da disciplina de Ciências Físico - Químicas

Conteúdos : Substâncias e misturas de substâncias.

Objectivos programáticos :

- 1- Desenvolver esquemas de classificação perante a variedade de materiais :
 - 1.1- Reconhecer que muitos materiais na natureza são matérias primas e que as suas fontes são limitadas.
 - 1.2- Distinguir substâncias de misturas de substâncias.
 - 1.3- Reconhecer, por leitura de rótulos, que vários produtos de consumo, designadamente alimentos, águas minero - medicinais, medicamentos, fertilizantes, produtos de higiene e cosméticos, são misturas de substâncias.
 - 1.4- Avaliar criticamente a presença de impurezas em certos produtos de consumo.
 - 1.5- Caracterizar misturas homogéneas, heterogéneas e coloidais.
 - 1.6- Utilizar, em situações concretas, os termos solução, soluto, solvente, solução concentrada e solução diluída.
 - 1.7- Preparar soluções manuseando, em segurança, produtos químicos e material simples de laboratório.
 - 1.8- Distinguir algarismos exactos e aproximados na medição de massa e de volume.
 - 1.9- Realizar cálculos simples relativos à composição de soluções expressa em massa de soluto por volume de solução.

1.10- Verificar, por leitura de rótulos, que há outras formas de exprimir a composição quantitativa de produtos de consumo.

Como sugestões metodológicas é referido que não se pretende uma definição rigorosa de misturas homogéneas (soluções) e heterogéneas, mas uma noção clara da diferença dos termos, que permita a sua correcta utilização.

O professor deverá realçar que há misturas que não caem nesta classificação simplista (homogéneas e heterogéneas). É o caso de dispersões coloidais como o leite, a manteiga, o queijo, as tintas, etc.

Extracto do Programa de 9º ano da disciplina de Ciências Físico – Químicas

A Química de 9º ano é iniciada com a unidade temática “Como a matéria é em mais pormenor.”

Objectivos programáticos :

Alguns dos objectivos desta unidade consistem em :

- 1- Proceder a uma primeira representação da constituição das moléculas.
 - 1.1- Visualizar as moléculas em termos do modelo da nuvem electrónica.
 - 1.2- Comparar, em casos simples, tamanhos e formas de moléculas.
 - 1.3- Utilizar modelos que representem as formas de moléculas simples.
 - 1.4- Determinar a massa de uma molécula a partir das massas dos respectivos átomos.

-
- 2- Apresentar uma primeira perspectiva sobre a ligação química.
- 2.1- Descrever a ligação covalente na molécula de hidrogénio, com base na respectiva nuvem electrónica.
- 2.2- Identificar as forças responsáveis pela ligação química na molécula de hidrogénio.
- 2.3- Concluir acerca da natureza covalente das ligações químicas em moléculas simples.
- 2.4- Inferir a natureza covalente polar da ligação química em HF.
- 2.5- Inferir a existência de ligações covalentes quimicamente diferentes entre os mesmos átomos : ligações simples, duplas e triplas.
- 2.6- Representar simbolicamente as ligações em moléculas simples.
- 3- Caracterizar de modo introdutório a estrutura de sólidos e líquidos.
- 3.1- Reconhecer que há sólidos e líquidos constituídos por moléculas, à semelhança dos gases.
- 3.2- Interpretar a agregação molecular em termos de forças intermoleculares.
- 3.3- Concluir que as interacções das moléculas de água são particularmente fortes para forças intermoleculares.
- 3.4- Descrever de modo elementar as ligações de hidrogénio na água.
- 3.5- Interpretar em termos estruturais a menor densidade do gelo em relação à água líquida.

-
- 3.6- Reconhecer que há sólidos constituídos por átomos unidos por ligações covalentes.
- 3.7- Interpretar em termos estruturais algumas propriedades físicas dos sólidos covalentes.
- 3.8- Verificar que há sólidos constituídos por iões.
- 3.9- Interpretar a agregação de iões em termos de forças electrostáticas: ligação iónica.
- 3.10- Interpretar a condutibilidade de sais fundidos e em solução aquosa.
- 3.11- Caracterizar a agregação de átomos em metais: ligação metálica.
- 3.12- Interpretar algumas propriedades físicas dos metais em termos estruturais.

Extracto do Programa de 10º ano da disciplina de Ciências Físico – Químicas

Conteúdos : Soluções : Como prepará-las e caracterizá-las?

Objectivos programáticos :

- 1- Efectuar cálculos sobre a composição de soluções expressa em massa por unidade de volume de solução e em mole de soluto por volume de solução.
- 2- Preparar soluções de uma dada concentração a partir dos respectivos componentes.
- 3- Preparar soluções de uma dada concentração a partir de uma solução de concentração mais elevada.

**Extracto do Programa de 10º ano do Curso Científico – Natural da disciplina de
Técnicas Laboratoriais de Química (I)**

Conteúdos : Soluções.

Soluções verdadeiras.

Objectivos programáticos :

- 1- Distinguir entre solução verdadeira, solução coloidal e suspensão.
- 2- Identificar tipos de soluções verdadeiras.
- 3- Expressar a composição química de uma solução em massa de soluto por volume de solução e em mole de soluto por volume de solução.
- 4- Preparar soluções de título rigoroso e de título aproximado.
- 5- Preparar soluções por diluição.

Extracto do Programa de 11º ano da disciplina de Ciências Físico – Químicas

Objectivos programáticos :

- 1- Caracterizar a ligação química em moléculas diatómicas.
 - 1.1- Relacionar o efeito fotoeléctrico em moléculas com a energia dos respectivos electrões.
 - 1.2- Comparar as energias de ionização de H, H₂ e He tirando ilações sobre a ligação química em H₂.

1.3- Relacionar o efeito ligante (ou não) do electrão numa molécula com a sua distribuição espacial.

1.4- Reconhecer que são sobretudo os electrões de valência que intervêm nas ligações químicas.

1.5- Caracterizar a intensidade da ligação numa molécula diatómica em termos de energia de ligação.

1.6- Reconhecer que um maior número de electrões numa molécula diatómica não significa necessariamente uma ligação mais forte, com referências às energias de ligação em N_2 , O_2 e F_2 .

1.7- Relacionar a ocorrência de um balanço ligante dos electrões nas moléculas N_2 , O_2 e F_2 com os conceitos de ligações simples e múltiplas, referindo a ordem de ligação simbolizada em fórmulas de estrutura.

1.8- Contrastar as várias representações simbólicas das moléculas diatómicas : fórmulas de estrutura, modelos moleculares de vários tipos, nuvens electrónicas e curvas de isoprobabilidade electrónicas.

1.9- Caracterizar ligação covalente polar em moléculas diatómicas (HF e HCl) com a introdução do conceito de electronegatividade.

1.10- Representar a fórmula de estrutura de HF e HCl com base na verificação de que as ligações que intervêm átomos H são ligações simples.

2- Caracterizar as ligações químicas em moléculas poliatómicas.

2.1- Estender o conceito de ligação química entre dois átomos ao caso de moléculas poliatómicas.

2.2- Estender o conceito de energia de ligação a moléculas poliatómicas.

2.3- Indicar as fórmulas de estrutura de CH_4 , NH_3 , H_2O , H_3O^+ e NH_4^+ , a partir das respectivas geometrias e admitindo que as ligações em que intervêm átomos H são ligações simples.

2.4- Interpretar a polaridade das moléculas NH_3 e H_2O .

2.5- Desenvolver a noção de ligação de hidrogénio em relação com os estados físicos da água.

2.6- Interpretar as diferenças nas estruturas do etano, etileno e acetileno em termos dos comprimentos e energias da ligação carbono - carbono.

2.7- Inferir a fórmula de estrutura do benzeno a partir do comprimento e energia das ligações carbono - carbono.

3.- Interpretar a ocorrência de reacções exotérmicas ou endotérmicas em termos de estrutura dos reagentes e dos produtos.

3.1- Medir as conversões de energia traduzidas em variações de temperatura de dissolução e em reacções químicas.

3.2- Identificar calores de reacção com o balanço das energias das ligações químicas.

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

4.1- Distinguir entre reacções provocadas e espontâneas.

4.2- Reconhecer a necessidade de uma justificação geral para as diferentes extensões das reacções químicas em idênticas condições.

4.3- Formular algumas hipóteses para racionalização da extensão das reacções químicas.

4.4- Avaliar criticamente as hipóteses formuladas.

4.5- Reconhecer o factor comum nas expansões de gases e nas mudanças de estado, em termos de movimento das unidades estruturais.

4.6- Estender a análise anterior a reacções químicas.

4.7- Traduzir as considerações anteriores em termos de um critério de aumento de “balbúrdia corpuscular” em qualquer transformação (aumento global de entropia).

ANEXO 3 – ANÁLISE DOS MANUAIS

**Manual adoptado no 8º ano, na disciplina de Ciência Físico – Químicas
(Pereira e Gonçalves, 1996)**

Para os químicos, um material só é puro quando é formado por apenas um componente, assim, as misturas não são materiais puros.

Misturas - Materiais constituídos por várias substâncias.

Misturas

- ▶ **Heterogêneas** - É fácil distinguir visualmente dois ou mais dos seus componentes, ex: rochas.
- ▶ **Coloidais** – À vista desarmada estas misturas apresentam em toda a sua extensão o mesmo aspecto, no entanto, distingue-se dois ou mais dos seus componentes recorrendo ao ultramicroscópio, ex: sangue.
- ▶ **Homogêneas** - Não é possível distinguir os componentes, ex: chá, café e água salgada.

“Substâncias” ou “Substâncias Puras” - Material formado apenas por um componente.

Solução - Mistura homogênea constituída por um solvente e um ou mais solutos. “Obtém-se quando as partículas de um material se espalham e se misturam com partículas de outros materiais repartidas de modo uniforme.”. A um dos constituintes dá-se o nome de **solvente** e os outros são os **solutos**.

Quando o solvente é a água, a solução chama-se solução aquosa. Neste caso os solutos são os materiais que dissolvem na água.

A água é um bom solvente de muitos materiais e as soluções aquosas são muito vulgares. No entanto existem soluções em que o solvente é outro líquido como, por exemplo, o álcool. Neste caso fala-se em **solução alcoólica**.

Também existem soluções sólidas e soluções gasosas :

Solução sólida - Ex: solda de latoeiros, material homogéneo que contém estanho e chumbo de tal modo misturados que não os conseguimos distinguir.

Solução gasosa - Ex: ar, no ar existem fundamentalmente oxigénio, azoto e dióxido de carbono, mas não os conseguimos distinguir.

No manual é ainda referido o que se entende por solução concentrada e solução diluída. Assim, se comparativamente com a quantidade de solvente a quantidade de soluto existente numa solução for grande, diz-se que a solução é concentrada. Se, pelo contrário, essa quantidade for pequena diz-se que a solução é diluída.

As autoras chamam também a atenção para a importância do conhecimento da “composição” da solução, que pode ser expresso de várias formas. Uma delas consiste em referir a massa do soluto por cada litro de solução.

É feita também a análise de rótulos de produtos do quotidiano com vista aos alunos verificarem que há outras formas de exprimir a concentração (ex. percentagem em massa, graus, mg/L, etc).

O objectivo final deste tópico consiste na preparação de soluções, recorrendo à utilização do balão volumétrico.

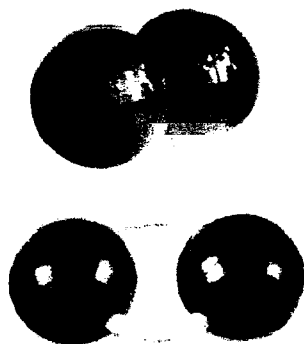
**Manual adoptado no 9º ano, na disciplina de Ciência Físico – Químicas
(Pereira e outros, 1997)**

A - Como são as moléculas.

- ▶ **Átomos do mesmo elemento** – ex: O_2 , S_8 , H_2 , P_4 .

Moléculas
constituídas por :

- ▶ **Átomos de elementos diferentes** – ex: H_2O , CO_2 , CH_4 , C_2H_6O



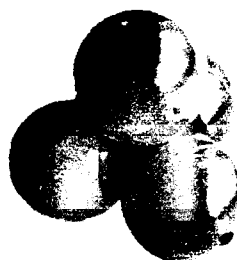
a) Oxigénio (O_2)



b) Enxofre (S_8)



c) Hidrogénio (H_2)



d) Fósforo (P_4)



a) Água (H_2O)



b) Dióxido de carbono (CO_2)



c) Metano (CH_4)



d) Alcool etílico (C_2H_6O)

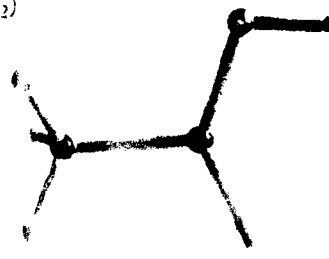


Fig. A3.1 – Modelos de moléculas (Pereira e outros, 1987)

B - A forma das moléculas - Modelos.

B.1- Geometria linear O_2, H_2, CO_2

B.2- Geometria angular H_2O

B.3- Geometria triangular BCl_3

B.4- Geometria piramidal NH_3

C - Como se ligam os átomos no interior da molécula.

C.1- Ligação química - ligação entre átomos que se unem para formar a molécula.

C.2- Ligação covalente - há partilha de electrões.

- simples - partilha de um par de electrões (ex: H_2, Cl_2)

- dupla - partilha de dois pares de electrões (ex: O_2)

- tripla - partilha de três pares de electrões (ex: N_2)

D - Ligações covalentes polares e apolares

D.1- Ligações covalente apolar

- estabelecem-se entre átomos do mesmo elemento, logo as suas nuvens electrónicas são simétricas, isto é, a nuvem electrónica de cada uma destas moléculas distribui-se de igual modo em torno dos dois núcleos.

D.2- Ligação covalente polar

- estabelece-se entre átomos de elementos diferentes; o electrão de um dos átomos vai ser mais fortemente atraído pelo núcleo do átomo com maior número de protões. Criam-se dois pólos na molécula, um positivo e um negativo. A nuvem electrónica da molécula não é simétrica.

E - Porque é que os materiais apresentam propriedades diferentes ?

A diferença nas propriedades que os materiais apresentam deve-se, por um lado, ao facto de serem constituídos por elementos diferentes e, por outro lado, ao facto de esses materiais possuírem estruturas diferentes.

Estrutura - modo como as unidades estruturais estão juntas e organizadas numa substância.

De acordo com o tipo de unidade estrutural que apresentam, à temperatura ambiente, os químicos classificam as substâncias do seguinte modo :

Substâncias moleculares - são substâncias sólidas, líquidas ou gasosas, cujas unidades estruturais são moléculas.

Sólidos covalentes - sólidos que apresentam estruturas gigantes, cujas unidades estruturais são átomos ligados por ligações covalentes.

Sólidos iónicos - sólidos que apresentam estruturas gigantes, cujas unidades estruturais são iões, que se mantêm agregados devido à atracção entre eles.

Metais - sólidos que apresentam estruturas gigantes, cujas unidades estruturais são átomos cuja forma de ligação é característica dos elementos metálicos.

Substâncias moleculares:

As forças que mantêm as moléculas associadas são as chamadas forças intermoleculares. Para a mesma substância as forças intermoleculares são mais fracas no estado líquido do que no sólido. Estas forças são relativamente fracas e por essa razão e por essa razão muitos sólidos moleculares são moles, alguns líquidos evaporam com muita facilidade, como é o caso da acetona e alguns sólidos sublimam facilmente como é o caso da naftalina.

Ligações de hidrogénio:

Há substâncias moleculares, sólidas e líquidas, nas quais as forças intermoleculares são mais fortes do que seria de esperar. Uma delas é a água. Quando várias moléculas de água se aproximam muito estabelecem-se forças de atracção entre um átomo de hidrogénio de uma molécula e um átomo de oxigénio da molécula vizinha. Estas forças entre as moléculas são mais fortes que as forças intermoleculares noutras substâncias moleculares. São chamadas ligações de hidrogénio.

Por que razão o gelo ocupa maior volume que a água no estado líquido ?

Quando a água líquida solidifica (passa a gelo), as várias moléculas dispõem-se de forma a que entre cada duas moléculas se estabelecem ligações intermoleculares do tipo ligações de hidrogénio. Assim, as moléculas de água dispõem-se sob a forma de camadas de hexágonos formando uma rede aberta. É por esta razão que a água aumenta de volume quando congela. Quando o gelo funde, “desfazem-se” algumas ligações de hidrogénio e a estrutura do gelo desorganiza-se.

Sólidos covalentes :

Um exemplo de sólido covalente é o diamante.

Os sólidos covalentes têm em geral pontos de fusão e de ebulição muito elevados e não conduzem a corrente eléctrica.

Sólidos iónicos :

Os sólidos iónicos têm pontos de fusão e de ebulição elevados. Conduzem a corrente eléctrica quando fundidos.

Os sólidos iónicos são compostos cujas estruturas são gigantes, sendo as respectivas unidades estruturais, iões. Por exemplo, no cloreto de sódio, os iões constituintes são iões (Na^+) e iões (Cl^-).

Entre os iões fazem-se sentir as forças de atracção (entre iões com carga eléctrica de sinal contrário) e as de repulsão (entre iões com carga eléctrica do mesmo sinal).

No estado sólido, as forças de atracção compensam as de repulsão e os iões encontram-se muito próximos uns dos outros, sem que se possam mover livremente. A este tipo de ligação entre iões chama-se ligação iónica.

Por que são condutoras da corrente eléctrica as soluções aquosas dos sais ?

As moléculas de água são moléculas polares. Existe uma zona junto do átomo de oxigénio com carga negativa e uma zona junto de cada átomo de hidrogénio com carga positiva.

A carga positiva das moléculas de água é atraída pelos iões negativos do sólido. A zona negativa das moléculas de água é atraída pelos iões positivos do sólido. Assim as moléculas de água rodeiam os iões do cristal e destroem a estrutura cristalina.

Os iões passam para a solução e podem mover-se. Por isso, a solução aquosa de qualquer sal é boa condutora da corrente eléctrica, devido à existência de iões em solução.

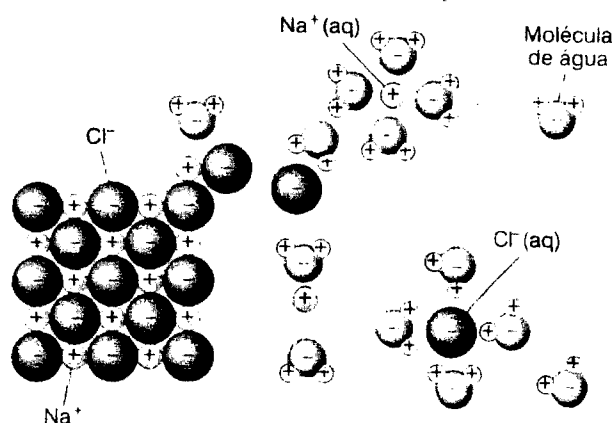


Fig. A3.2 - Acção da água sobre a estrutura cristalina do cloreto de sódio (Pereira e outros, 1997)

Os Metais:

Os metais são substâncias que apresentam estruturas gigantes, cujas unidades estruturais são átomos.

Os metais têm, nos átomos que os constituem, alguns electrões que são fracamente atraídos pelos núcleos e, por isso, se movem facilmente.

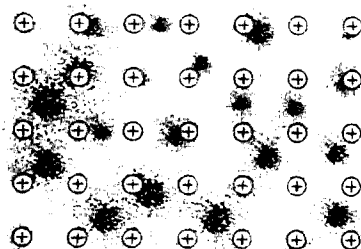


Fig. A3.3 – Os núcleos dos átomos de metal mantêm-se na mesma posição. Os electrões podem mover-se facilmente nas várias nuvens electrónicas (Pereira e outros, 1997)

É como se o metal fosse um conjunto de átomos em que alguns electrões se deslocam facilmente de uns átomos para outros. Este tipo de ligação chama-se **ligação metálica**.

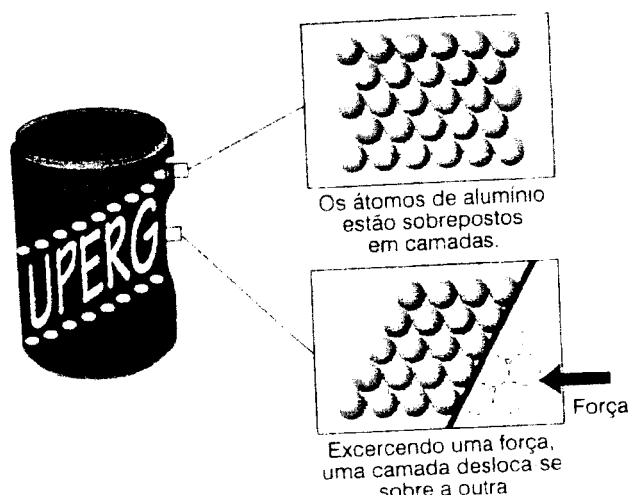


Fig. A3.4 – Uma lata de refrigerante é feita de milhões de átomos de alumínio que se podem deslocar por acção de uma força (Pereira e outros, 1997)

As soluções e sua concentração:

No 8º ano, os alunos “aprenderam” que a composição de solução pode ser expressa em g/dm^3 , no 9º ano, depois de ter sido introduzido a mole, sugere-se que os alunos preparem uma solução e expressem a sua concentração em mol/dm^3 .

**Manual adoptado no 10º ano, na disciplina de Ciência Físico – Químicas
(Corrêa e outros, 1998)**

A concentração de uma solução exprime-se pela quantidade de substância dissolvida, expressa em moles por unidade de volume de solução. Exprime-se em mol/dm^3 .

Fórmula de Cálculo :

$$C = \frac{n}{V}$$

em que :

C = concentração da solução em mol/dm^3

n = número de moles soluto

V = volume de solução (dm^3)

Observação - Chama-se a atenção para que a concentração de do soluto pode ser diferente da concentração dos seus iões. Exemplo : $[AX_2] = 1,0 \text{ mol/dm}^3$: $[A^+] = 1,0 \text{ mol/dm}^3$; $[X^-] = 2,0 \text{ mol/dm}^3$

Preparação de soluções :

- A) Soluções de concentração rigorosa a partir da medição rigorosa da massa de soluto.
- B) Soluções de concentração rigorosa a partir de um volume rigorosamente medido (pipeta volumétrica) e diluído num balão volumétrico com a capacidade pretendida, i.e. diluição de soluções.

Manual adoptado no 10º ano, na disciplina de Técnicas Laboratoriais de Química (I)
(Simões e outros, 1998)

Dispersão - É, genericamente, uma mistura de duas ou mais substâncias, em que as partículas de uma fase (fase dispersa) se encontram distribuídas no seio da outra (fase dispersante).

Classificação de dispersões :

	Solução Verdadeira	Solução Coloidal	Suspensão
Dimensão média das partículas	Inferiores a 1 nm.	De 1 nm a 1 µm.	Superiores a 1 µm.
Visibilidade das partículas	Sistema homogéneo (não são visíveis a nenhum microscópio).	Sistema heterogéneo (são visíveis ao ultramicroscópio).	Sistema heterogéneo (são visíveis ao microscópio comum).
Natureza do disperso	Átomos, iões ou moléculas.	Conjunto de átomos, iões ou moléculas (colóide micelar) ou macromoléculas (colóide molecular) ou iões gigantes (colóide iónico).	Grandes aglomerados de átomos, iões ou moléculas
Processos de sedimentação das partículas	As partículas não se sedimentam por nenhum processo físico.	As partículas são sedimentadas por ultracentrifugação.	As partículas têm sedimentação espontânea ou por centrifugação vulgar.
Separação por filtração	A separação não é possível por nenhum tipo de filtro.	As partículas são separáveis por ultrafiltração.	As partículas são separáveis por meio dos filtros vulgares.
Exemplos	Açúcar na água, ouro 18 quilates, ...	Geleia de frutas, tintas, gomas de amido, ...	Farinha suspensa em água, granito, ...

Estuda-se em seguida mais pormenorizadamente as soluções verdadeiras, genericamente designadas por soluções.

Solução verdadeira (ou solução) - É uma mistura homogénea de duas ou mais substâncias (solutos(s) e solvente) que constituem uma só fase.

O solvente é o componente que satisfaz uma das condições pela ordem seguinte:

- 1- O solvente tem o mesmo estado físico da solução.
- 2- O solvente é o componente que predomina em número de moles.

O soluto ou não tem inicialmente o mesmo estado físico da solução ou está em menor quantidade.

Uma solução poderá ter mais do que um soluto, mas tem apenas um único solvente.

Existem soluções nos três estados físicos :

Componente 1 (soluto)	Componente 2 (solvente)	Estado físico da mistura	Exemplos
Líquido	Líquido	Líquido	Álcool corrente (etanol + água)
Sólido	Líquido	Líquido	Água do mar (cloreto de sódio + água)
Gás	Líquido	Líquido	Bebidas gaseificadas (CO ₂ em refrigerantes)
Gás	Gás	Gás	Ar atmosférico
Gás	Sólido	Sólido	H ₂ dissolvido em paládio metálico
Sólido	Sólido	Sólido	Ligas metálicas (bronze - Cu/Zn; solda - Sn/Pb)
Líquido	Sólido	Sólido	Amálgama de dentista - Hg/Zn

Composição quantitativa de uma solução :

Composição quantitativa	Fórmula de cálculo	Unidades
Concentração	$C = \frac{\text{n}^\circ \text{ de moles de soluto}}{\text{Volume de solução}}$	mol / dm^3
Concentração mássica	$C_m = \frac{\text{massa de soluto}}{\text{Volume de solução}}$	g / dm^3
Percentagem massa por massa	$\%m/m = \frac{\text{massa de soluto}}{\text{massa de solução}} \times 100$	%
Percentagem massa por volume	$\%m/V = \frac{\text{massa de soluto}}{\text{Volume de solução}} \times 100$	%
Percentagem volume por volume	$\%V/V = \frac{\text{Volume de soluto}}{\text{Volume de solução}}$	%
Parte por milhão	$\text{p.p.m} = \frac{\text{massa de soluto}}{\text{massa de solvente}}$	mg / Kg
Molalidade	$m = \frac{\text{n}^\circ \text{ de moles de soluto}}{\text{massa de solvente}}$	mol / Kg

Preparação de soluções :

- 1- Soluções de **título aproximado**.
- 2- Soluções de **título rigoroso** (solução padrão).

Solução padrão - É aquela cuja concentração é rigorosa e conhecida.

Como preparar uma **solução padrão** ?

A- A partir de uma **substância primária** cuja massa é rigorosamente conhecida, dissolve-se num solvente apropriado e dilui-se num balão volumétrico de capacidade pretendida.

B- Soluções de concentração rigorosamente estabelecida e existentes no mercado em ampolas hermeticamente fechadas, que se diluem em balão volumétrico.

C- Soluções que foram tituladas com uma substância primária ou com uma solução padrão.

Requisitos a que devem obedecer as substâncias primárias :

- Poderem obter-se num estado quimicamente puro com grau de impurezas inferior a 0,05%.

- Serem estáveis quer no estado sólido quer em solução.

- Serem fáceis de secar.

- Terem elevada massa molecular.

Etapas a realizar para a preparação de soluções :

A- Cálculo da quantidade de composto necessária

Depois de ler e interpretar as informações contidas no rótulo do frasco do soluto a usar, calcular a sua massa ou volume necessários.

B- Medição

Seleccionar os instrumentos de medida de acordo com o tipo de solução e o rigor pretendido para a sua preparação.

C- Dissolução / Diluição

Após a pesagem de soluto sólido, adiciona-se a uma parte do solvente. Agita-se e aquece-se, se necessário, para completar a dissolução. Adiciona-se em seguida o resto do solvente para completar o volume final pretendido. Se o soluto for líquido, mede-se o volume calculado e adiciona-se lentamente ao solvente, agitando e completando o volume final pretendido.

D- Homogeneização

Agita-se a solução preparada para completa homogeneização.

E- Armazenagem

Selecionar o recipiente mais adequado e rotular convenientemente.

Os alunos resolvem um leque variado de problemas utilizando diferentes formas de exprimir a concentração e preparam soluções de título aproximado e título rigoroso por dissolução e por diluição.

Nota:

Quando são estudadas as operações unitárias, uma dessas operações é a Cristalização; neste estudo são abordados os conceitos de solubilidade, solução saturada, solução insaturada e solução sobressaturada.

Solubilidade - A solubilidade de um soluto num solvente, a uma dada temperatura, é a quantidade máxima de soluto que é possível dissolver numa certa quantidade de solvente.

Solução saturada - Uma solução diz-se saturada, a uma determinada temperatura, se ao adicionar mais um pouco de soluto, este não se dissolve mesmo após agitação.

Solução insaturada - É aquela em que, a uma dada temperatura, ainda não se atingiu o limite da solubilidade.

Solução sobressaturada - É aquela cuja concentração, a uma dada temperatura, é superior ao limite de solubilidade.

Análise de gráficos com curvas de solubilidade :

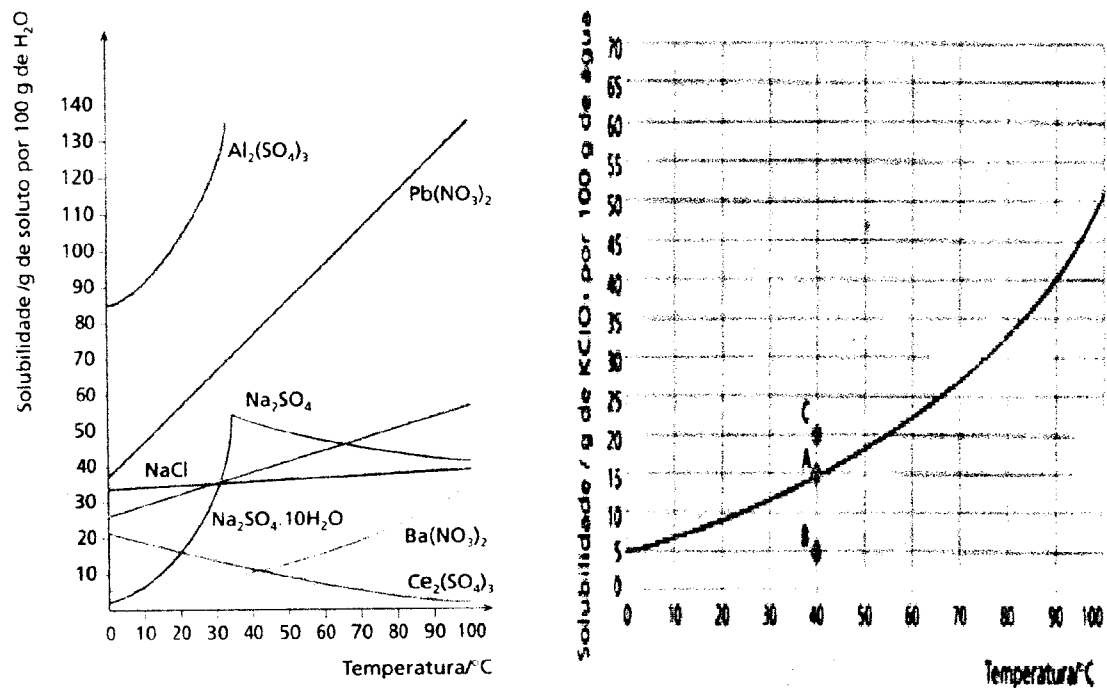


Fig. A3.5 – Curvas de Solubilidade (Simões e outros, 1998)

Manual adoptado no 11º ano, na disciplina de Ciência Físico – Químicas
(Corrêa e outros, 1998)

A- Ligação química em moléculas diatómicas

B- A ligação covalente

A ligação covalente deve-se às atracções entre os núcleos e os electrões situados entre eles, isto é, na região ligante.

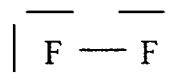
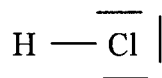
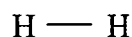
C- Ligações múltiplas

Nem todas as ligações são igualmente fortes.

Ligações simples

- os átomos compartilham unicamente um duplete de electrões.

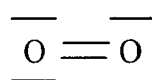
Exemplos :



Ligações duplas

- há compartilhação de dois dupletos electrónicos.

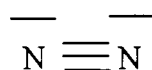
Exemplo :



Ligações triplas

- compartilham três dupletos electrónicos.

Exemplo :

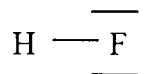


D- Fórmulas de estrutura

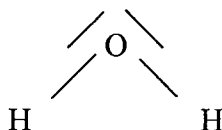
A fórmula de estrutura de uma molécula apresenta o modo como os diferentes átomos se ligam entre si. As ligações covalentes representam-se por pequenos traços entre os átomos, significando cada traço um duplete (um par) electrónico.

Exemplos:

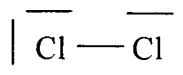
- Fluoreto de hidrogénio



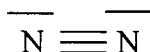
- Água



- Cloro molecular



- Azoto molecular



E- Ligações polarizadas

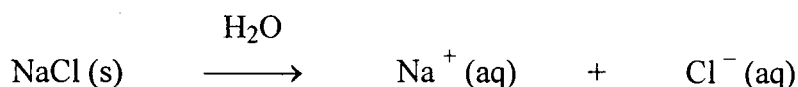
Ligações covalentes apolares – Os electrões de ligação são igualmente compartilhados, isto é, têm igual probabilidade de serem encontrados na vizinhança de qualquer um dos núcleos.

Ligações covalentes polares – Há uma distribuição assimétrica dos electrões envolvidos na ligação.

Electronegatividade - A transferência parcial de carga entre dois átomos ligados é uma consequência da desigual tendência para os núcleos se rodearem de electrões; essa tendência designa-se por electronegatividade. O átomo de F com maior tendência que o H para se rodear por electrões, diz-se electronegativo; o Li, com menor tendência que o H, para a atracção electrónica, diz-se electropositivo; podemos então definir electronegatividade como a maior ou menor tendência de um átomo atrair electrões de outros átomos, aos quais se encontra ligado.

F- Ligação iónica

Há substâncias, como o cloreto de sódio, que mesmo no estado sólido são formadas por iões. Quando o cloreto de sódio se dissolve em água, a água faz com que os iões se libertem do cristal, passando à solução, onde ficam rodeados por moléculas do solvente (solvatação).



Nas substâncias iónicas as ligações químicas, ligações iónicas ou covalentes, são as forças electrostáticas que se estabelecem entre os iões de carga contrária. A ligação iónica, que se pode considerar o caso limite de uma ligação polarizada, estabelece-se entre átomos de electronegatividade muito diferente, como o Na (0,9) e Cl (3,0), o Li (1,0) e F (4,0), o Na (0,9) e o O (3,5).

No NaCl existe uma estrutura gigante, com milhões de iões Na^+ e Cl^- , dispostos ordenadamente num cristal, estando cada ião rodeado por iões de sinal contrário.

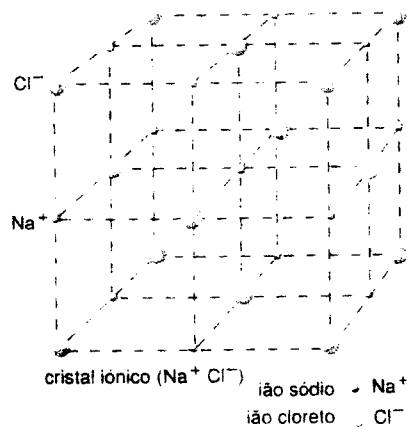


Fig. A3.6 – Rede de um cristal iónico de cloreto de sódio (Corrêa e outros, 1998)

G- Ligação metálica

Dadas as baixas energias de ionização dos metais, os seus electrões mais externos podem afastar-se apreciavelmente dos núcleos originais, passando a mover-se em torno de outros núcleos do metal, dando origem a uma espécie de ligação covalente não localizada.

Podemos imaginar um metal como um conjunto de iões positivos regularmente dispostos numa rede cristalina e rodeados por uma nuvem electrónica que os mantém unidos. É nisto que consiste a ligação metálica.

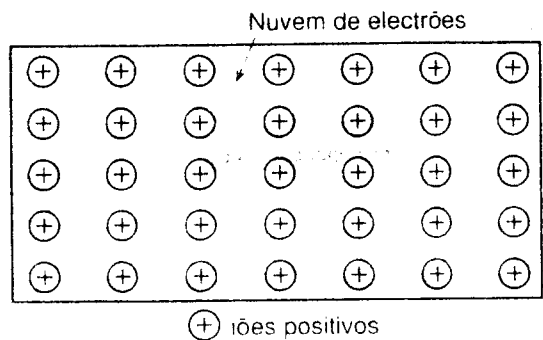


Fig. A3.7 – Secção universal de uma rede cristalina metálica. O fundo azul representa a nuvem de electrões (Corrêa e outros, 1998)

H- Geometria das moléculas

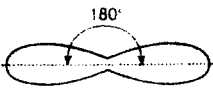
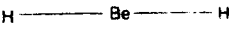
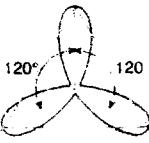
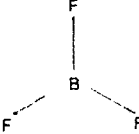
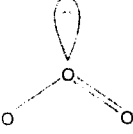
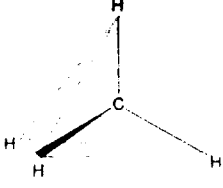
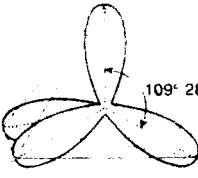
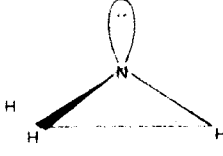
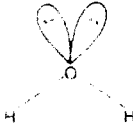
N.º DE PARES ELECTRÓNICOS	DISTRIBUIÇÃO MAIS FAVORÁVEL DOS PARES	GEOMETRIA PREVISTA PARA A MOLÉCULA	EXEMPLOS	OUTROS EXEMPLOS
2		Linear		CS ₂ BeCl ₂ CO ₂
3		Triangular (3 pares electrónicos ligantes)		BCl ₃ AlCl ₃ NO ₃
		Angular (2 pares electrónicos ligantes e 1 não-ligante)		SnCl ₂ PbCl ₂
		Tetraédrica (4 pares electrónicos ligantes)		NH ₄ ⁺ SO ₄ ²⁻ PO ₄ ³⁻ SiH ₄
4		Piramidal triangular (3 pares electrónicos ligantes e 1 não-ligante)		PH ₃ SO ₃ ²⁻ H ₃ O ⁺
		Angular (2 pares electrónicos ligantes e 2 não-ligantes)		OF ₂ OCl ₂ H ₂ S H ₂ Se

Fig. A3.8 – Geometria molecular prevista pela teoria de repulsão dos pares electrónicos de valência (Corrêa e outros, 1998)

I- Polaridade e geometria molecular

A polaridade das moléculas depende da polaridade das ligações e da geometria das moléculas.

- Se $\mu \neq 0$ então a molécula é polar (ex: água)
- Se $\mu = 0$ então a molécula não é polar, embora possa apresentar ligações polares (ex: CO_2)

MOLÉCULA	μ / D	MOLÉCULA	μ / D
NH_3 (1)	1,47	H_2O (2)	1,84
PH_3 (1)	0,55	H_2S (2)	0,92
AsH_3 (1)	0,22	H_2Se (2)	0,40
F_2O (2)	0,20	NO	0,16
N_2O (2)	0,14	CO	0,13
NO_2 (2)	0,30	O_3 (2)	0,52
ClO_2 (2)	0,78	CO_2 (3)	0
SO_2 (2)	1,63	SO_3 (4)	0
CS_2 (3)	0	BF_3 (4)	0

(1) - Piramidal triangular (2) - Angular (3) - Linear (4) - Triangular

Em resumo:

▶ Ligação polar (Ex: HCl , HF , CO)

▶ Molécula polar

Moléculas
diatómicas

▶ Ligação apolar (Ex: H_2 , O_2 , N_2)

▶ Molécula apolar

▶ Ligações apolares Ex: S_8

▶ Molécula apolar

Moléculas
poliatômicas

▶ Ligações polares

▶ Molécula polar
Ex: H_2O , NH_3 , CH_2Cl_2

▶ Molécula apolar
Ex: CO_2 , CH_4 , BeH_2

O manual adoptado faz ainda referência às ligações de hidrogénio mas alertando que estas não fazem parte do núcleo significativo dos conteúdos.

ANEXO 4 - EXTRACTOS DOS CADERNOS DIÁRIOS DE UMA ALUNA

8º ano:

Lição nº1

Sumário

23-9-7

Apresentação

Preenchimento das fichas de caderneta

Considerações gerais sobre as disciplinas

1º Teste - 24 de Outubro - Mudança: x Matéria da pág 11 à 52

2º Teste - 5 de Dezembro - Mudança:

Lição nº2

Sumário

24-9-7

Introdução ao estudo da química

Misturas e substâncias puras

Indústria T.P.C. - Trazer rótulos

Matéria Prima → Indústria → Produtos

↓
Processos
de fabrico

↓
Controlo de
qualidade

Matéria

Substâncias Puras - formadas por um único componente
Ex. água destilada, ouro, etc.

Misturas - formadas por vários componentes
ex. - cola, mel, azéite

Misturas { homogêneas - apresentam em toda a sua extensão o mesmo aspecto Ex: água, salgado

{ heterogêneas - consegue-se distinguir à vista desarmada (a olho nu) - as várias comp

{ coloidais ou colóides - não se conseguem distinguir a vista desarmada, se utilizarmos o ultra microscópio Ex: tinta, leite

Lição nº 3 Sumário 25-9-9

Um caso particular de mistura as soluções

Solução → mistura homogênea { Soluto

{ Solvente { Água → Solução aquosa

{ Alcool etílico → Solução Alcoolica de

Solução aquosa de açúcar Adição de água → Solução aquosa de açúcar diluída Pág 18 Fig 8

Solução aquosa de açúcar Adição de açúcar → Solução aquosa de açúcar concentrada

Lição nº 4 Sumário 26-9-9

Composição das soluções

Preparação de soluções

Pág. 47

1.

1.1. Massa - 400g

$$\text{Volume} = 100 \text{ cm}^3 = 0,1 \text{ dm}^3$$

$$\rho = \frac{m}{V} = \frac{400 \text{ g}}{0,1 \text{ dm}^3} = 4000 \text{ g/dm}^3$$

1.2. Volume = 25 cm³ = 0,025 dm³

$$\rho = \frac{m}{V} = \frac{100 \text{ g}}{0,025 \text{ dm}^3} = 4000 \text{ g/dm}^3$$

$$\text{Massa} = \rho \times V = 0,025 \text{ dm}^3 \times 4000 \text{ g/dm}^3$$

$$\text{Massa} = 100 \text{ g}$$

1.3. A mesma é.

1.4. Massa - 10g

$$\text{Volume} = 125 \text{ cm}^3 = 0,125 \text{ dm}^3$$

$$\rho = \frac{m}{V} = \frac{10 \text{ g}}{0,125 \text{ dm}^3} = 80 \text{ g/dm}^3$$

Líquidos miscíveis

1-10-56

Sumário

Redução de exercícios

Misturas coloidais

Processos de separação de misturas

Mistura Coloidal

fase dispersa - gotas de gordura no leite ou gotas de água no mercurio

fase contínua - água no leite ou ar no mercurio

Substâncias Puras

elementares ou simples - não se podem decompor noutras substâncias através de reações químicas. Ex.: Hidrogénio / Oxigénio.

compostas - podem-se decompor noutras substâncias através de reações químicas. Ex.: Água.

atómicas - são formadas por átomos isolados.

moléculas { simples - são formadas por átomos da mesma espécie.

compostas - são formadas por átomos de espécies diferentes.

ex. H₂O - água

Iónicas - são formadas por iões.

Lição nº 23

6-11-96

Sumário

Fórmulas Químicas de algumas substâncias.

Elemento → símbolo químico

Uma substância pura → fórmula química

Água	Fórmula Química	Representação Simbólica
→	H ₂ O substância composta	 1 átomo de oxigénio 2 átomos de hidrogénio

continua
IV

Compostos Iônicos

Fórmula Química de um composto Iônico

Positivos

Negativos

Exemplos: fórmula química do Cloreto de

Sódio

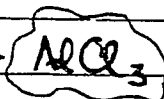
Na^+, Cl^-



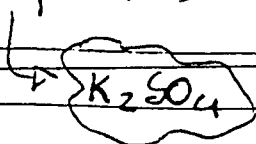
Fórmula Química do Cloreto de Alumínio



$\text{Al}^{3+}, \text{Cl}^-$



Fórmula Química de Sulfato de Potássio $\rightarrow \text{K}^+, \text{SO}_4^{2-}$



13-11-96

Al^{3+}

Cl^-

Guandaio

13-11-96

Continuação da resolução de exercícios sobre compostos iônicos.

Pág 144 ex. 11

11.

11.1. Na_2O

Na^+

O^{2-}

11.2. CuCO_3

Cu^{2+}

CO_3^{2-}

11.3. $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$

Al^{3+}

CO_3^{2-}

11.4. Na_3PO_4

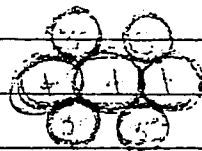
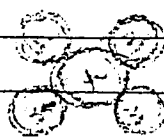
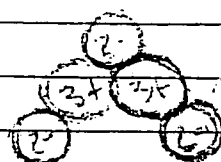
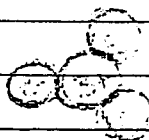
Na^+

PO_4^{3-}

11.5. CuO

Cu^{2+}

O^{2-}



14-11-96

Ca^{2+}

OH^-

Guandaio

14-11-96

Reações Químicas

Ca^{2+}

OH^-

$\text{Ca}(\text{OH})_2$

Equações de palavras e equações químicas

CONSTITUIÇÃO DA MATÉRIA

CONSTITUIÇÃO DO ÁTOMO

9º ano

CORPÚSCULOS	ÁTOMOS	ÁTOMOS	NÚCLEO	
	MOLECULAS			
	ÍONS		ELECTRÕES	

cap 11/69

27-34-98

SUMÁRIO

Massa atômica relativa

Massa molecular relativa

Resolução de exercícios

TABELA PERIÓDICA

Termin de cargação

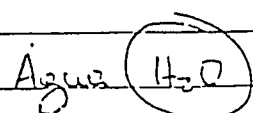
~~número de prótons~~

MASSA ATÔMICA RELATIVA (A_r)

$A_r(H) = 1,0$
$A_r(C) = 12,0$
$A_r(N) = 14$
$A_r(O) = 16$

MASSA MOLECULAR RELATIVA (M_r)

não conjuntos de átomos



$$M_r(H_2O) = 1 \times A_r(O) + 2 \times A_r(H) = 1 \times 16 + 2 \times 1 = 18$$

VI

M(O) 1 mol de água pesa 18g

4-5-98

nº 72

Sumário

Substâncias elementares e compostas

nº 73

5-5-98

Sumário

Como caracterizar uma porção de substância

Noção de mole

nº 74

7-5-98

Sumário

Massa Molar

MASSA MOLECULAR RELATIVA é a massa da molécula relativamente ao átomo padrão (átomo de hidrogénio). É uma grandeza que não tem unidades, ficando portanto completamente definida através do seu valor numérico. Representa simbolicamente por M_r .

MOLE

A quantidade de matéria que contém 6×10^{23} partículas elementares.
A mole representa-se simbolicamente por mol.

Exemplos: Em 1 mol de átomos de ferro há 6×10^{23} átomos.
Em 1 mol de moléculas de oxigénio há 6×10^{23} moléculas.
Em 1 mol de iões cloreto há 6×10^{23} iões.

$$25.2. \text{M}_r(\text{H}_2) = 1 \times \text{A}_r(\text{H}_2)$$

$$= 1 \times 2 = 2$$

$$= 2 \text{ g}$$

$$1 \text{ mol} = 2 \text{ g}$$

$$= 2,4 \text{ g}$$

$$\text{M}(\text{H}_2) = 24 \text{ g/mol}$$

$$= \frac{2,4}{24} = 0,1 \text{ mol}$$

Lição nº 736

12-5-98

Sumário

As soluções e a sua concentração

CONCENTRAÇÃO DE UMA SOLUÇÃO

Solução < Soluto
Solvente

A concentração de uma solução depende da quantidade de soluto e do volume da solução. Há dois modos de exprimir a concentração (a e b)

$$\textcircled{A} \text{ Conc. de 1 solução} = \frac{\text{massa do soluto (g)}}{\text{volume da solução (dm}^3\text{)}}$$

Exemplo:

Uma solução de cloreto de sódio contém 25 g deste sal em 250 cm³ de solução. Indica qual a concentração, em massa de sal na solução.

Resolução:

① Determina-se o volume da solução em dm³:

$$1 \text{ dm}^3 = 1000 \text{ cm}^3 \quad \text{e} = \frac{250}{1000} = 0,25 \text{ dm}^3$$

$$\text{e} = 250 \text{ cm}^3$$

② Cálculo da concentração em massa de sal, na solução:

$$\text{conc. (NaCl)} = \frac{25 \text{ g}}{0,25 \text{ dm}^3} = 100 \text{ g/dm}^3$$

VIII

Conclusão:

A solução tem 100 g de soluto de sódio, por dm^3 de solução

③ Conc. em mols de soluto

$$\text{Conc.} = \frac{\text{quant. de soluto (mol)}}{\text{volume de solução (dm}^3\text{)}}$$

Exemplo:

Dissolveram 31,92 g de sulfato de cobre (CuSO_4) em 2 litros de água. Qual é a concentração da solução em mol/dm³

$$M_r(\text{CuSO}_4) = 1 \times A_r(\text{Cu}) + 1 \times A_r(\text{S}) + 4 \times A_r(\text{O})$$

$$= 1 \times 63,5 + 1 \times 32 + 4 \times 16 =$$

$$= 63,5 + 32 + 64 =$$

$$= 159,5$$

$$M(\text{CuSO}_4) = 159,5 \text{ g/mol}$$

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol} \text{ --- } 159,5 \text{ g} \\ n \text{ --- } 31,92 \text{ g} \end{array} \quad n = \frac{31,92}{159,5} = 0,2 \text{ mol}$$

$$\text{conc.}(\text{CuSO}_4) = \frac{0,2 \text{ mol}}{2 \text{ dm}^3} = 0,1 \text{ mol/dm}^3$$

Conclusão

Para

cada litro de água precisa de dissolver 0,1 mol de sulfato de cobre

Lição nº 77

14-5-98

Suaveiro

Resolução de exercícios.

$$25.3 \quad M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times A_r(\text{H}) + 1 \times A_r(\text{O})$$

$$= 2 \times 1 + 1 \times 16 =$$

$$= 2 + 16 =$$

$$= 18$$

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol} \text{ --- } 18 \text{ g} \\ n \text{ --- } 9 \text{ g} \end{array}$$

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g/mol}$$

$$n = \frac{9}{18} = 0,5 \text{ mol}$$

1x

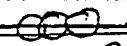
Sinopse

Ligações de hidrogénio

SUBSTÂNCIAS MOLECULARES → HCP

SUBSTÂNCIAS IÔNICAS →

LIGAÇÃO COVALENTE { polar → quando os átomos têm forças diferentes
Ex.: $\overset{+}{\text{H}} - \overset{-}{\text{Cl}}$
apolar → quando os átomos têm a mesma força
Ex.: $\overset{+}{\text{H}} - \overset{-}{\text{H}}$ (talvez el-el)
(talvez mol)

linear 

angular 

piramidal 

GEOMETRIA DAS MOLÉCULAS

Os átomos podem apresentar 3 geometrias diferentes. São elas:

- linear → os átomos da molécula dispõem-se seguindo uma linha recta 
- angular → os átomos da molécula dispõem-se formando um ângulo 
- triangular ou piramidal → os átomos se dispõem formando um triângulo 

H_2O  polar

SUBSTÂNCIAS MOLECULARES

As unidades estruturais são as ~~moléculas~~ ^{moléculas}. As moléculas encontram-se juntas e mantêm-se ligadas por **FORÇAS INTER-MOLECULARES**. Estas forças são atractivas e de mesma natureza das que existem a ligar os átomos, mas muuito mais fracas. Por isso, podem-se separar com relativa facilidade. Quando se aquece moderadamente o ~~át~~ ^{líq}ido (H_2O) e se aquece os ~~át~~ ^{át}omos entre as moléculas que se deslocam os dois átomos que formam a molécula continuam ligados.

A água apresenta um ponto de ebulição ~~abando~~ ^{normal} "aque". Na molécula de água (H_2O) as ligações entre os átomos de hidrogénio e o átomo de oxigénio são covalentes polares e a molécula tem geometria angular.

licão 11º88

16-6-98

Sumário

Entrego e correção da ficha de avaliação.

$$6.2. m = 25 \text{ Kg}$$

$$F = m \times a = 25 \times 5 = 125 \text{ N}$$

$$a = 5 \text{ m/s}^2$$

A força exercida no carro é maior porque a aceleração é constante e igual a 5 m/s^2 , quanto maior for a massa, maior é a força aplicada, ou seja, massa e força são 2 grandezas directamente proporcionais.

3. Numa reacção química há conservação de massa, ou seja, a massa total dos reagentes é igual à massa total dos produtos da reacção.

65 aulas de Física

22 " " Química

Fórmulas químicas

Tipos de fórmulas

FÓRMULAS QUÍMICAS

↑
Representa um
composto

os compostos iónicos são
representados por fórmulas
iónicas. Os compostos mole-
culares são representados por
fórmulas moleculares

Metais → estrutura atómica
Compostos → estrutura iónica

Iónicas → não existem moléculas.
íons positivos
íons negativos

exemplos: cloreto de sódio
sulfato de potássio

Compostos
Moleculares

NaCl → cloreto de sódio

↓
exemplos: H_2O ; HCl ; NH_3

$\text{Na}^+ \text{Cl}^-$

$\text{K}^+ (\text{SO}_4)^{2-}$

$(2\text{K}^+ \text{SO}_4^{2-})$ → fórmula iónica do sulfato de sódio

↓
 K_2SO_4

X H_2O → água

HCl → ácido clorídrico

HNO_3 → ácido nítrico

H_2SO_4 → ácido sulfúrico

NH_3 → amoníaco

NO_2 → dióxido de azoto

N_2O_4 → tetróxido de azoto

↓
Fórmula molecular

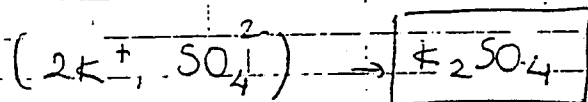
NO_2 → fórmula empírica da N_2O_4 por se compor com 2 átomos de azoto e 4 de oxigénio

álcool etílico } Inócuos
 éter metílico }

Compostos que têm a mesma fórmula molecular mas se

3. Fórmulas iônicas

Sulfato de potássio SO_4^{2-} K^+
 íon neg. íon positivo



Nitrato de cálcio NO_3^- Ca^{2+} $(\text{Ca}^{2+}, 2\text{NO}_3^-)$
 $\boxed{\text{Ca}(\text{NO}_3)_2}$

- Óxidos de carbono: CO_2 - dióxido de carbono
 CO - monóxido de carbono

- Óxidos de enxofre: SO_2 , SO_3

- Óxidos de azoto: NO , NO_2 , N_2O_4

↑ tetraóxido de azoto

- Óxidos de metais alcalinos: Li_2O , Na_2O , K_2O

↓
 óxido de lítio

↓
 óxido de sódio

↓
 óxido de potássio

Óxidos de metais alcalinos
 terrosos

BeO → óxido de berílio
 MgO → óxido de magnésio
 CaO → óxido de cálcio

- Óxido de alumínio: Al_2O_3

- Óxido de zinco: ZnO

- Óxido de prata: Ag_2O

Sumário

Concentração das soluções

MISTURAS: $\begin{cases} \text{heterogêneas (múltiplas fases)} \\ \text{homogêneas (1 fase)} \end{cases}$

Solução = soluto + solvente (água, álcool).

Solução aquosa $\rightarrow$ solvente: água

• HCl (aq) $\begin{cases} \text{HCl (g)} \\ \text{H}_2\text{O (solvente)} \end{cases}$
 $\hookrightarrow$ ácido clorídrico

• NaCl (aq) $\begin{cases} \text{soluto: cloreto de sódio (s)} \\ \text{solvente: H}_2\text{O} \end{cases}$

Br_2 (aq) $\begin{cases} \text{Br}_2 (\ell) \rightarrow \text{soluto} \\ \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{solvente} \end{cases}$

$\downarrow$
Bromo

O solvente é o que existe em maior quantidade

CONCENTRAÇÃO DAS SOLUÇÕES

$$C = \frac{m(\text{g}) \rightarrow \text{soluto}}{V(\text{dm}^3) \rightarrow \text{solução}}$$

$$C = \frac{m(\text{mol})}{V(\text{dm}^3)} \rightarrow \text{S.I.}$$

m = quantidade de soluto
 V $\rightarrow$ solução

$$C(\%) = \frac{m(\text{g})}{100 \text{ g de solução}}$$

$m \rightarrow$ soluto

2,0g de nitrato de amônio
 $V = 250 \text{ mL}$

$$C(\text{g/dm}^3) = ?$$

$$C(\text{mol/dm}^3) = ?$$



$(\text{NH}_4^+, \text{NO}_3^-) \Rightarrow$ fórmula iônica

$$C = \frac{2,0 \text{ g}}{0,25 \text{ dm}^3} = 8,0 \text{ g/dm}^3$$

$$|\text{NH}_4\text{NO}_3| = 8,0 \text{ g/dm}^3$$

$$M(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 80 \text{ g/mol}$$

$$C = \frac{n}{V}$$

$$C = \frac{\frac{2,0 \text{ g}}{80 \text{ g/mol}}}{0,25 \text{ dm}^3} = 0,1 \text{ mol/dm}^3$$

$$|\text{K}_2\text{SO}_4| = 0,5 \text{ mol/dm}^3$$

$$|\text{K}^+| = ?$$

$$|\text{SO}_4^{2-}| = ?$$

(mol.)

$$|\text{K}^+| = 1,0 \text{ mol/dm}^3$$

$$|\text{SO}_4^{2-}| = 0,5 \text{ mol/dm}^3$$

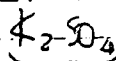
$$|\text{FeCl}_3| = ? = 4,5 \text{ mol/dm}^3$$

$$|\text{Fe}^{3+}| = 4,5 \text{ mol/dm}^3$$

$$1 \text{ mol Fe}^{3+}$$

$$1 \text{ mol FeCl}_3 \begin{cases} 1 \text{ mol Fe}^{3+} \\ 3 \text{ mol de Cl}^- \end{cases}$$

$$2 \text{ mol K}^+$$



$$1 \text{ mol}$$

$$1 \text{ mol SO}_4^{2-}$$

SOLUÇÕES

Misturas $\left\{ \begin{array}{l} \text{Heterogêneas (várias fases)} \\ \text{Homogêneas (uma fase)} \end{array} \right.$

Solução = soluto + solvente (água, álcool)

Solução aquosa $\rightarrow$ solvente: água

• HCl (aq) $\left\{ \begin{array}{l} \text{HCl (g)} \\ \text{H}_2\text{O (solvente)} \end{array} \right.$
 $\rightarrow$ ácido clorídrico

• NaCl (aq) $\left\{ \begin{array}{l} \text{soluto: cloreto de sódio (s)} \\ \text{solvente: H}_2\text{O} \end{array} \right.$

• $\text{Br}_2 (\text{aq})$ $\left\{ \begin{array}{l} \text{Br}_2 (\text{l}) \rightarrow \text{soluto} \\ \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{solvente} \end{array} \right.$
 $\rightarrow$ bromo

O solvente é o que existe em maior quantidade.

CONCENTRAÇÃO DAS SOLUÇÕES

$$C = \frac{m}{V}$$

$$C = \frac{m}{V}$$

m = massa do soluto (g)
 V = solução (cm^3)

m = quantidade de soluto (mol)
 V = solução $\rightarrow$ volume (cm^3)

$$C (\%) = \frac{m(\text{g})}{100 \text{ g de solução}}$$

m = soluto $\rightarrow$ massa

$$V_i \times C_i = V_f \times C_f$$

$m \rightarrow$ quantidade de matéria

$m \rightarrow$ gramas $\rightarrow$ massa

$M \rightarrow$ massa molar

$$u(O_2) = \frac{3,2g}{32,00g/mol} = 0,10 \text{ mol}$$

$$M(O_2) = 32,00g/mol$$

u° mole de moléculas de O_2

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol} \rightarrow 6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas} \\ 0,1 \text{ mol} \rightarrow u \end{array}$$

$$u = 0,1 \times 6,022 \times 10^{23} = 6,022 \times 10^{22} \text{ moléculas}$$

$$u^\circ \text{ de átomos} = 2 \times 6,022 \times 10^{22} = 1,2044 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

$$m = \frac{u}{M} \rightarrow M = \frac{u}{u} \rightarrow u = u \times M$$

VOLUME MOLAR



volume ocupado
por 1 mole de substâncias

$V_m = \frac{V}{u}$

$$V_m = \text{mol} / \text{dm}^3$$

$$V = \text{dm}^3$$

$$u = \text{mol}$$

$$\left. \begin{array}{l} P = 1 \text{ atm} \\ t = 0^\circ\text{C} \end{array} \right\} (\text{P.T.N.})$$

FÓRMULAS QUÍMICAS

Fórmula química $\rightarrow$ representa um composto

Os compostos iônicos são representados por fórmulas iônicas

Os compostos moleculares são representados por fórmulas moleculares

Metais $\rightarrow$ estrutura atômica

Compostos $\rightarrow$ estrutura iônica

Iônicos $\rightarrow$ não existem moléculas

$\rightarrow$ íons positivos

$\rightarrow$ íons negativos

exemplos: cloreto de sódio

sulfato de potássio

Compostos Moleculares $\rightarrow$ exemplos: H_2O , HCl , NH_3

$NaCl \rightarrow$ cloreto de sódio

(Na^+, Cl^-)

$K^+ (SO_4)^{2-}$

$(2K^+, SO_4^{2-}) \rightarrow$ fórmula iônica do cloreto de sódio

$\downarrow$

$K_2SO_4 \rightarrow$ fórmula molecular do cloreto de sódio

1. Fórmulas Empíricas e Moleculares

H_2O_2 (fórmula molecular)

HO (fórmula empírica)

4. categorias de compostos

- ÓXIDOS
- HIDRÓXIDOS
- ÁCIDOS
- SAIS

$H_2O \rightarrow$ óxido de hidrogênio

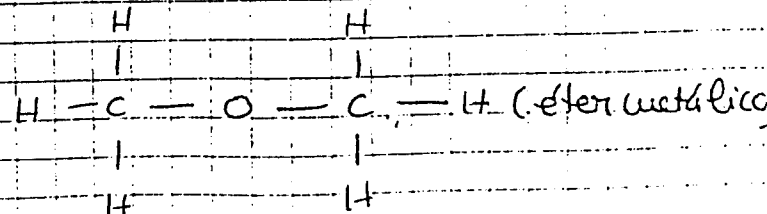
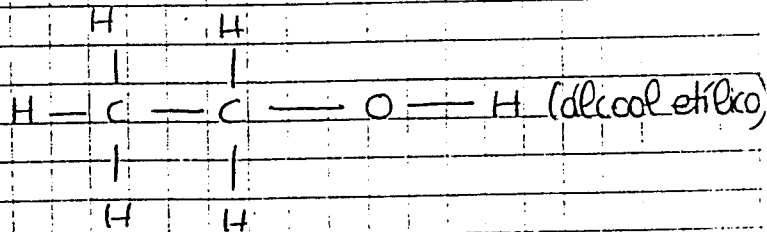
$H_2O_2 \rightarrow$ peróxido de hidrogênio

2. Fórmulas de Estrutura

CH_3CH_2OH

$\downarrow$

C_2H_6O

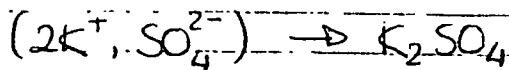


álcool etílico } Isômeros
éter metílico }

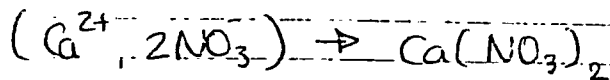
• Compostos que têm a mesma fórmula molecular e massa

3. Formulas Iônicas

- Sulfato de potássio SO_4^{2-} K^+
ião negativo ião positivo



- Nitrato de cálcio
 NO_3^- Ca^{2+}



- óxidos de carbono: $\text{CO}_2 \rightarrow$ dióxido de carbono
 $\text{CO} \rightarrow$ monóxido de carbono

- óxidos de enxofre: SO_2
 SO_3

- óxidos de azoto: NO
 NO_2
 $\text{N}_2\text{O}_4 \rightarrow$ tetróxido de azoto

- óxidos de metais alcalinos: $\text{Li}_2\text{O} \rightarrow$ óxido de lítio
 $\text{Na}_2\text{O} \rightarrow$ óxido de sódio
 $\text{K}_2\text{O} \rightarrow$ óxido de potássio

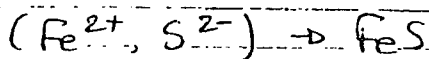
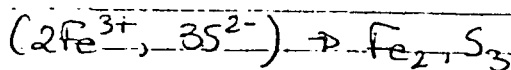
- óxidos de metais alcalinos terrosos: $\text{BeO} \rightarrow$ óxido de berílio
 $\text{MgO} \rightarrow$ óxido de magnésio
 $\text{CaO} \rightarrow$ óxido de cálcio

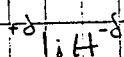
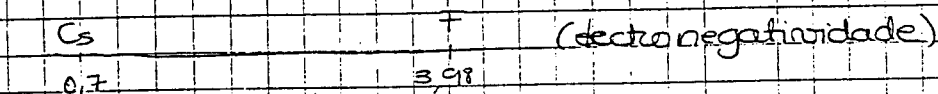
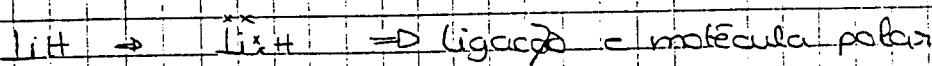
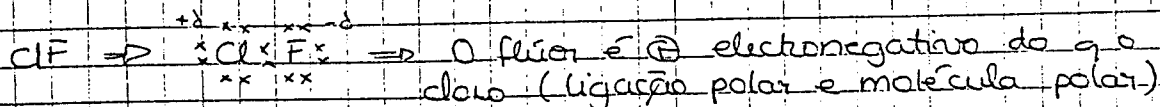
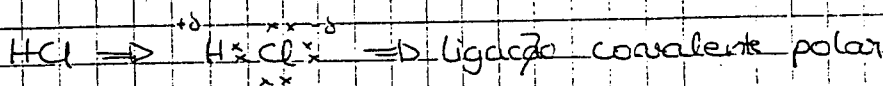
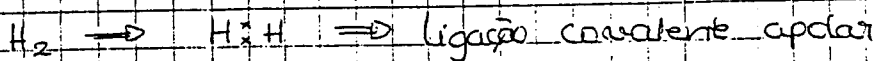
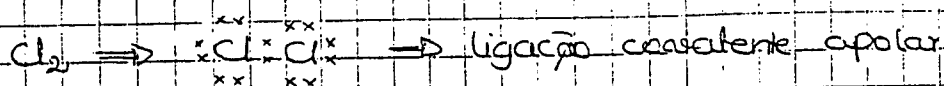
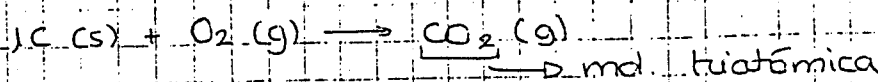
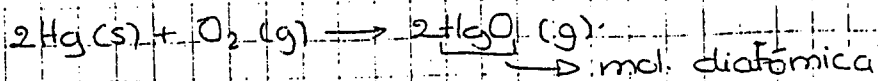
- óxido de alumínio: Al_2O_3

- óxido de zinco: ZnO

- óxido de prata: Ag_2O

- Sulfato de ferro (III)
(II)





$$\hookrightarrow \text{E.N.} = 0,98 (\text{Li})$$

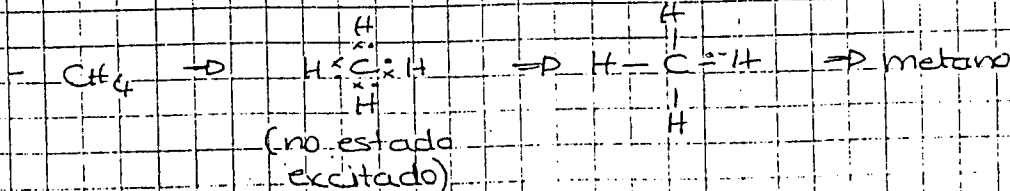
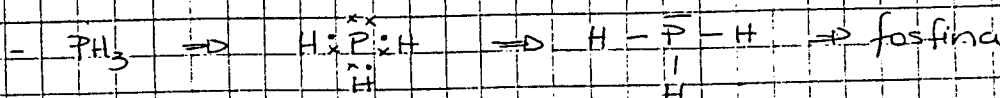
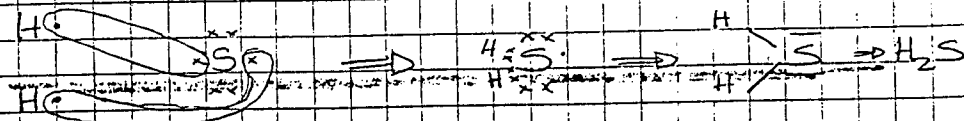
$$\text{E.N.} = 2,2 (\text{H})$$

aumenta $\rightarrow$
tam do átomo diminui

diminui
tam do átomo $\rightarrow$
aumenta

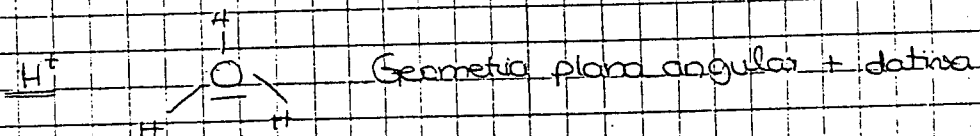
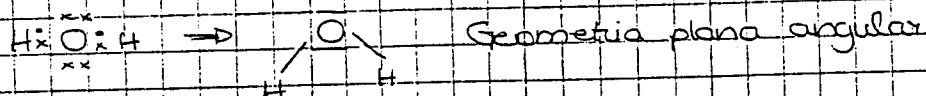
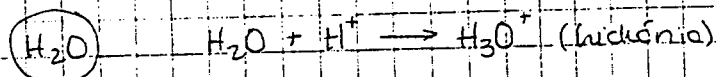
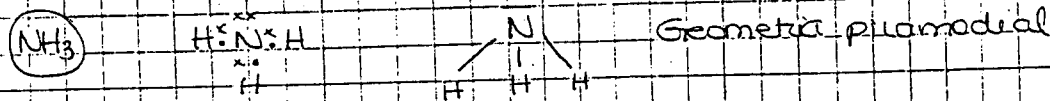
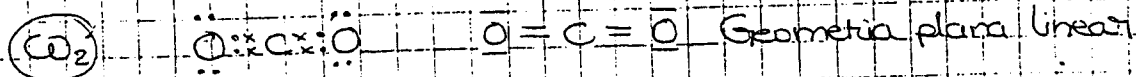
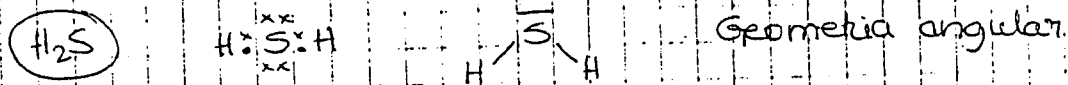
ligações em Moléculas Poliatômicas

- fórmula química de 1 composto q H e S

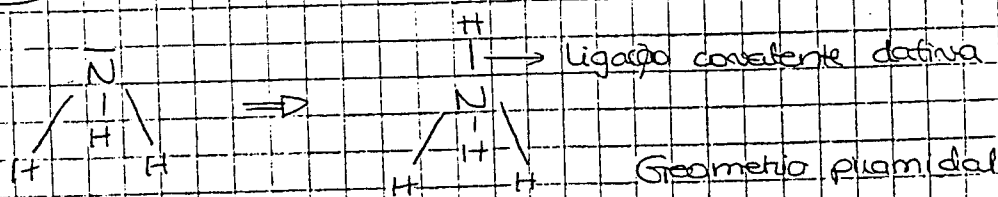
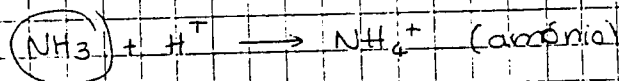


XX

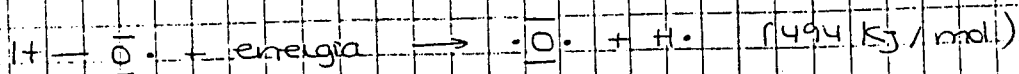
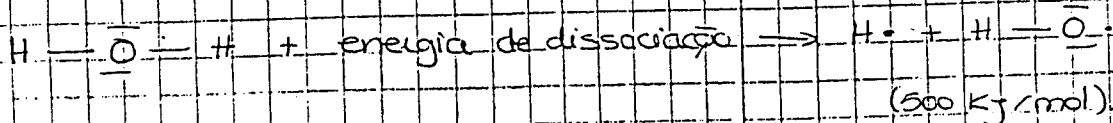
Geometria



- ligação de 2 átomos através de um par de electrões q pertence apenas a um dos átomos
- o par de electrões pertence apenas ao hidrogénio



Energia da ligação em moléculas poliatómicas



$494 + 500 = 994 \text{ KJ/mol} \Rightarrow \text{energia de atomização}$

- energia total necessária para destruir todas as ligações

- a energia necessária para destruir cada ligação covalente é dada:

$$E.L. = \frac{994}{2} = 462 \text{ KJ/mol}$$

XXI

Carácter Iónico ou Covalente

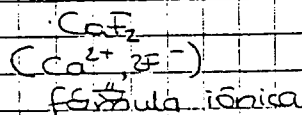
A ligação covalente pode considerar-se 1 tipo de ligação e faz a transição entre uma ligação covalente e uma ligação iónica pura. Com efeito, uma ligação apresenta maior ou menor carácter iónico de acordo c/ a diferença de electronegatividade dos átomos a que corresponde.

Se a diferença de electronegatividade entre 2 átomos for muito grande é possível q o elemento $\oplus$ electronegativo atrai os electrões da ligação de tal forma q praticamente se transforma num ião negativo. Nesse caso, a ligação será iónica.

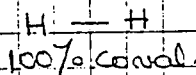
Se a diferença de electronegatividade for pequena, será menor a probabilidade de algum dos átomos se transformar em ião, pelo q a ligação será predominantemente covalente.

Se a diferença de electronegatividade for menor q 1,7, a ligação é predominantemente covalente. Se a diferença de electronegatividade for superior a 1,7, a ligação será predominantemente iónica.

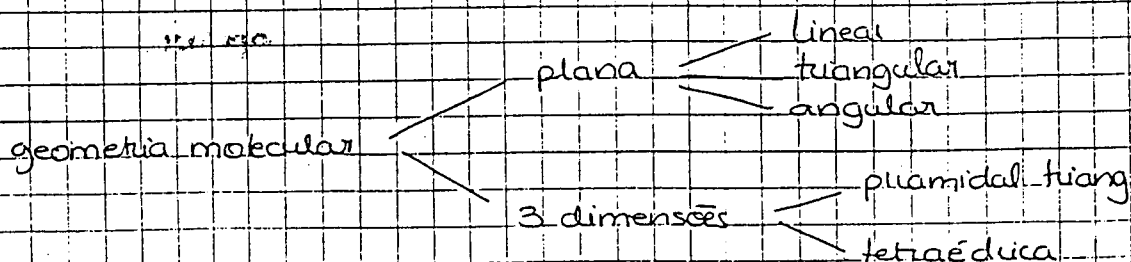
$$D.D.E. = 3,98 - 1,0 = 2,98 \quad \left\{ \begin{array}{l} 89\% \text{ C.I.} \\ 11\% \text{ C.C.} \end{array} \right.$$

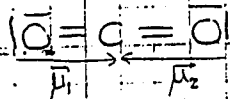


não há ligações 100% iónicas

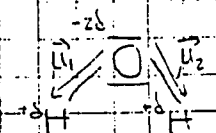


Geometria Molecular





- 2 ligações polares
- a molécula é apolar ($\vec{\mu}_r = \vec{0}$)



geometria angular

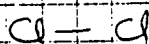
$$-2\delta + \delta + \delta = 0$$

$$\text{E.N.} = 2,2 (\text{H})$$

$$\text{E.N.} = 3,4 (\text{O})$$

$$\vec{\mu}_1 + \vec{\mu}_2 \neq \vec{0}$$

- 2 ligações polares
- molécula polar ($\vec{\mu}_r \neq \vec{0}$)

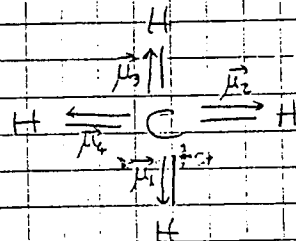


- ligação apolar
- molécula apolar



$$\vec{\mu}_r = \vec{\mu}_1 + \vec{\mu}_2 + \vec{\mu}_3 + \vec{\mu}_4 = \vec{0}$$

- 4 ligações polares
- molécula apolar



moléculas
diatômicas

- ligações polares $\rightarrow$ molécula polar
(HCl , HF , CO)
- ligações apolares $\rightarrow$ molécula apolar
(H_2 , O_2 , N_2)

moléculas
poliatômicas

- ligações apolares $\rightarrow$ molécula apolar
(H_2O , NH_3 , CH_4 , Cl_2)
(moléculas polares)
- ligações polares $\rightarrow$ molécula polar
(CO_2 , CH_4 , BeH_2)
(moléculas apolares)

* as ligações são polares and os átomos têm EN $\neq$

REACÇÕES DE ENERGIA EM PLÁCIDAS QUÍMICAS

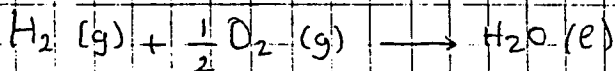
Reacções Químicas e Calor

A energia $\oplus$ vulgarmente absorvida ou libertada em reacções químicas mede-se γ o calor.

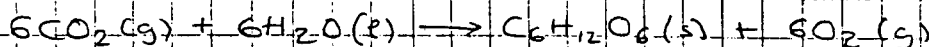
Reverda-se, $\bar{q}$ calor é a medida da energia transferida entre 2 corpos a temperaturas diferentes.

Calores de Reacção e Ligação Química

A observação das mudanças termoquímicas $\bar{q}$ ocorrem em diferentes reacções revela grandes diferenças. Algumas são exotérmicas.



Outras são endotérmicas:



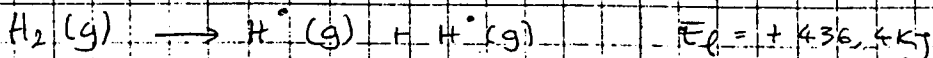
Esta reacção traduz a fotossíntese. A energia solar, presa o pigmento clorofila das plantas verdes, a transformar moléculas de baixa energia, CO_2 e H_2O , em moléculas de elevada energia, hidratos de carbono, que a planta posteriormente assimila, pela reacção inversa.

Esta reacção inversa é a reacção $\bar{q}$ ocorre na respiração, exoenergética pela qual é libertada energia.

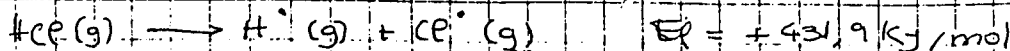
Nas reacções químicas há ligações $\bar{q}$ se rompem e novas ligações $\bar{q}$ se estabelecem.

A ruptura de uma ligação exige energia, a energia de ligação E_f . A reacção é endotérmica, $\Delta E > 0$.

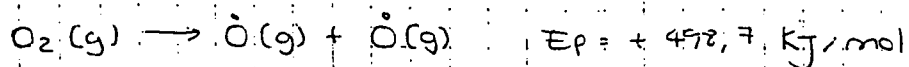
Para quebrar a ligação covalente numa mole de moléculas de $\text{H}_2 (\text{g})$ são necessários $436,4 \text{ kJ}$ de energia:



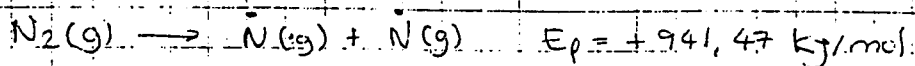
A energia de ligação pode também ser avaliada para moléculas diatómicas γ átomos diferentes.



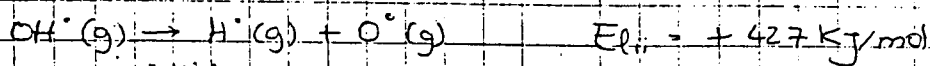
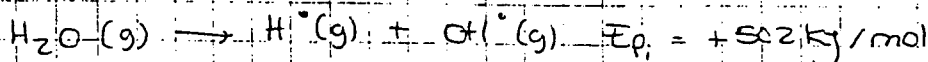
Taf γ para os compostos γ : ligações duplas!



e tuplas



A medição da energia de ligação torna-se complicada para moléculas poliatômicas. Por exemplo:



A primeira reação é $\oplus$ endoenergética e a segunda ($E_p > E_{p_{ii}}$).

A primeira ligação de H quebra-se e passa de uma molécula de H_2O . Sendo assim, é compreensível que as energias sejam ligeiramente diferentes.

... 10

Quando uma ligação se forma, é libertada quantidade de energia igual e de sinal contrário. A reação é **exoenérgica**.

A libertação de energia significa que os átomos estão na molécula com mais baixa energia do que estavam c/o átomos $\bar{n}$ combinados.

Se globalmente as ligações que se rompem exigem $\oplus$ energia, a que fica disponível c/a formação de novas ligações, a reação é endotérmica. Neste caso, o reagente é mais estável que os produtos; as ligações eram $\oplus$ fortes que as novas ligações que se formaram nos produtos da reação.

No caso contrário, em que as ligações nos produtos são mais fortes, os produtos são $\oplus$ estáveis, a reação é exotérmica.

A ruptura de ligações requer sempre energia; a formação de ligações é sempre acompanhada de libertação de energia. A energia de reação é o balanço das energias correspondentes à totalidade das ligações feitas e desfeitas.

$$\Delta E = \sum E_p(\text{reagentes}) - \sum E_p(\text{produtos})$$

Se a energia consumida é superior à energia libertada $\sum E_p(\text{reagentes}) > \sum E_p(\text{produtos})$, a reação é endotérmica, $\Delta E > 0$.

Se a energia libertada é superior à energia consumida, $\sum E_p(\text{produtos}) > \sum E_p(\text{reagentes})$, a reação é exotérmica, $\Delta E < 0$.

ANEXO 5 - RECEITA DE CULINÁRIA

CHEESE CAKE DE MORANGOS

Preparação:
20 minutos

Para 4 pessoas

INGREDIENTES:

Para a base : 1 pacote de bolacha Maria, ralada
250 g de manteiga derretida

Para o recheio: 300 g de morangos arrançados e
lavados, 1 requeijão, 3 colheres de sopa de mel,
500 g de natas batidas, 5 folhas de gelatina,
1 cálice de Vinho do Porto

PREPARAÇÃO:

Base :

- Misture a bolacha Maria com a manteiga derretida.
- Forre uma forma de mola com a mistura e leve ao frigorífico para solidificar.

Cheese cake :

- Triture os morangos e misture o mel e o requeijão.
- Aqueça o Vinho do Porto e junte as folhas de gelatina (depois de demolhadas em água fria e bem escorridas).
Mexa até estar bem diluído e deixe arrefecer ligeiramente.

- Adicione o Vinho do Porto à mistura de morangos e envolva as natas batidas.

- Coloque a mistura na forma, alisando a parte superior. Seguidamente, leve ao frigorífico, pelo menos duas horas.

- Antes de servir, barre a parte de cima com compota de morango.



Espumante
Murganheira
Reserva Meio Seco



CONTINENTE

ANEXO 5 - RECEITA DE CULINÁRIA

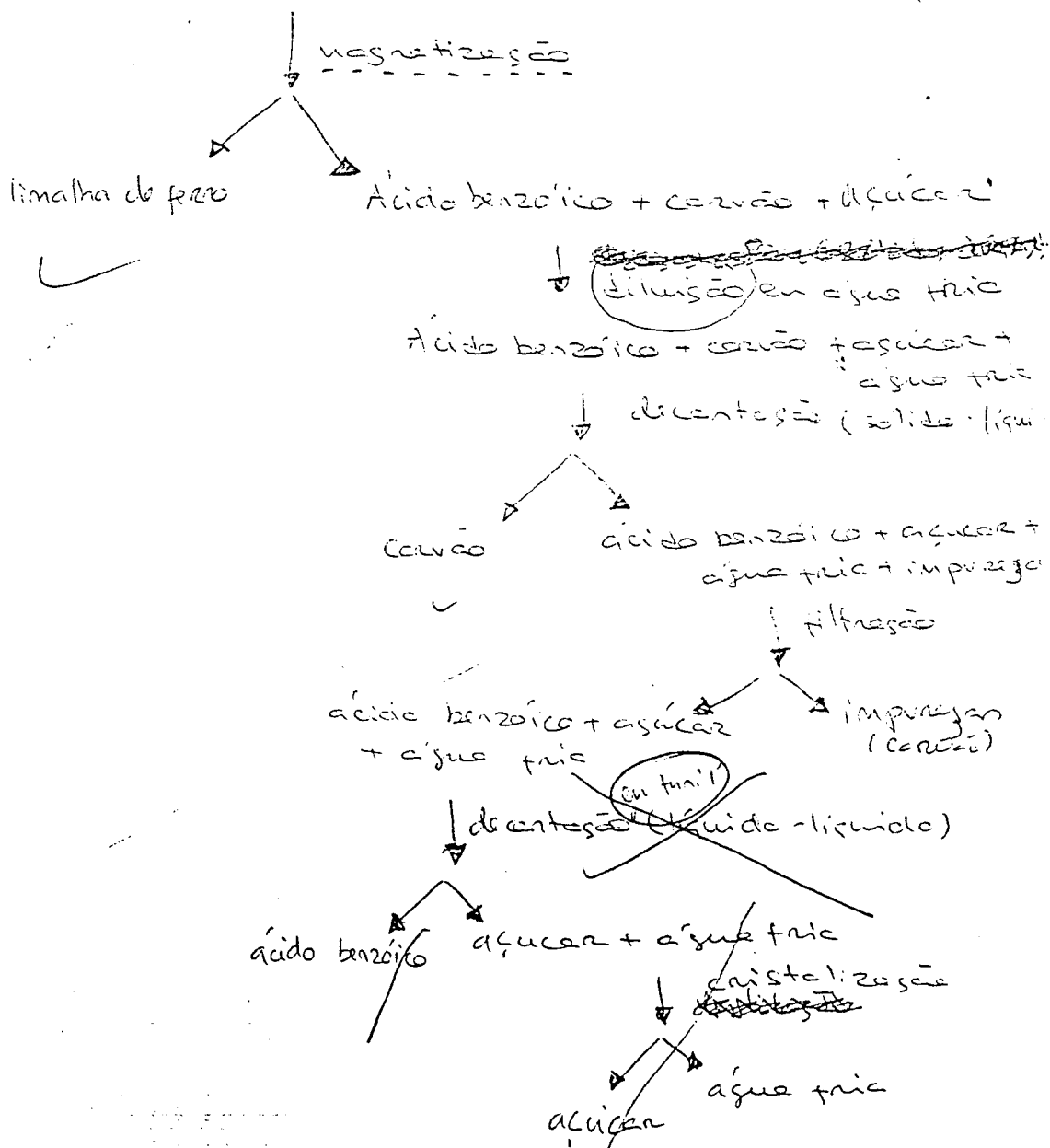
**ANEXO 6 - ALGUMAS RESPOSTAS A UMA
QUESTÃO DE UM TESTE DA DISCIPLINA DE
TÉCNICAS LABORATORIAIS DE QUÍMICA I**

4 - Na separação dos componentes de uma mistura sólida deve-se utilizar propriedades de um dos componentes que sejam diferentes das propriedades do outro. Atendendo a algumas propriedades dos seguintes sólidos:

- Ácido benzóico - produto sólido, em pequenos cristais, insolúvel em água fria mas solúvel em água quente.
- Carvão - produto sólido, em pó, insolúvel em água quente e fria.
- Açúcar - produto sólido, em pequenos cristais, solúvel em água quente e fria.
- Limalha de ferro - produto sólido, em pó, com propriedades magnéticas.

Indique como procederia para separar os componentes de uma mistura de ácido benzóico, carvão, açúcar e limalha de ferro.

Ácido benzóico + carvão + açúcar + limalha de ferro

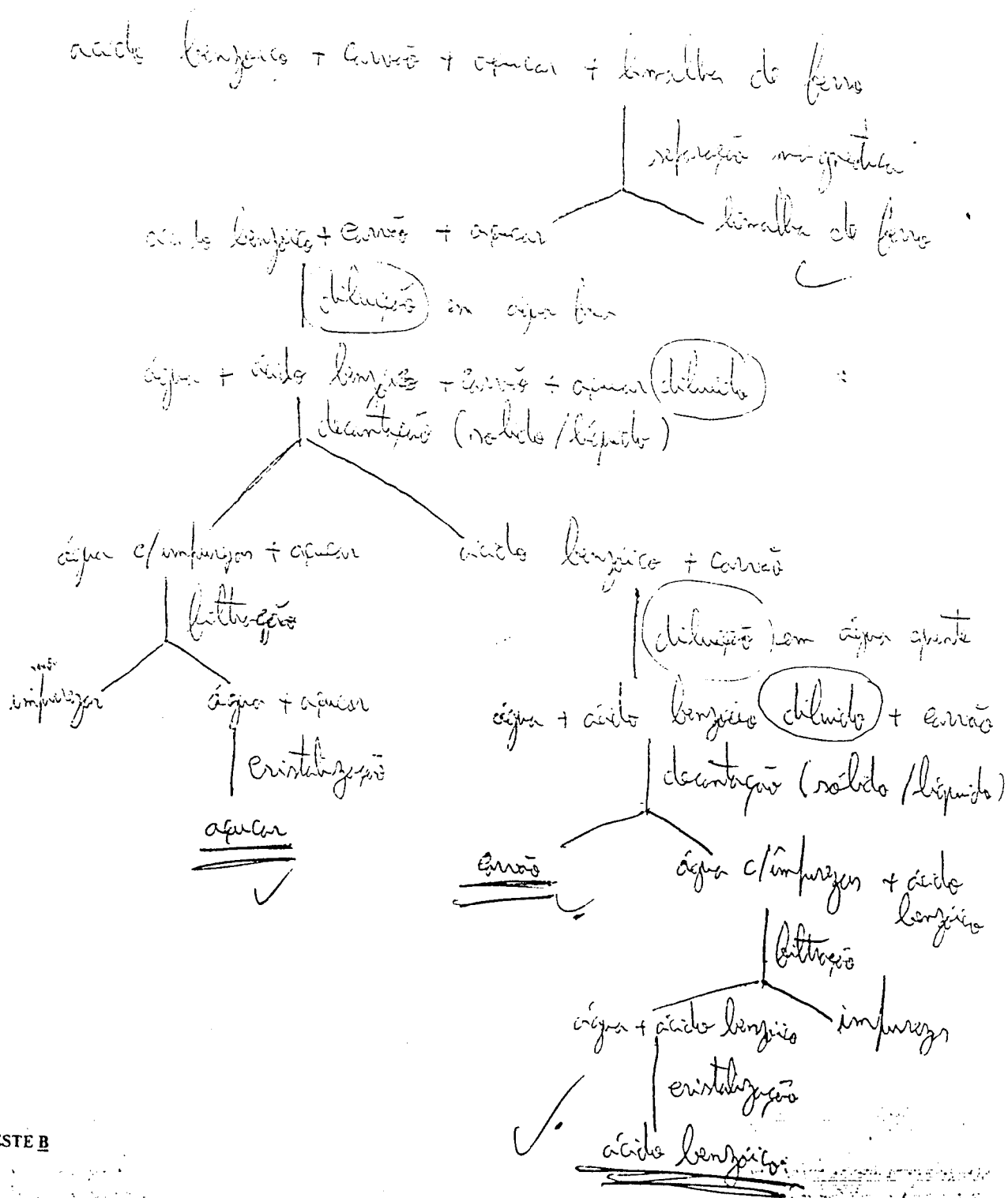


inc.

4 - Na separação dos componentes de uma mistura sólida deve-se utilizar propriedades de um dos componentes que sejam diferentes das propriedades do outro. Atendendo a algumas propriedades dos seguintes sólidos :

- Ácido benzóico - produto sólido, em pequenos cristais, insolúvel em água fria mas solúvel em água quente.
- Carvão - produto sólido, em pó, insolúvel em água quente e fria.
- Açúcar - produto sólido, em pequenos cristais, solúvel em água quente e fria.
- Limalha de ferro - produto sólido, em pó, com propriedades magnéticas.

Indique como procederia para separar os componentes de uma mistura de ácido benzóico, carvão, açúcar e limalha de ferro.



4 - Na separação dos componentes de uma mistura sólida deve-se utilizar propriedades de um dos componentes que sejam diferentes das propriedades do outro. Atendendo a algumas propriedades dos seguintes sólidos :

- Ácido benzóico - produto sólido, em pequenos cristais, insolúvel em água fria mas solúvel em água quente.
- Carvão - produto sólido, em pó, insolúvel em água quente e fria.
- Açúcar - produto sólido, em pequenos cristais, solúvel em água quente e fria.
- Limalha de ferro - produto sólido, em pó, com propriedades magnéticas.

Indique como procederia para separar os componentes de uma mistura de ácido benzóico, carvão, açúcar e limalha de ferro.

Para separar a limalha de ferro das outras substâncias procederia a uma separação magnética. ✓

Dilua o açúcar em água fria e em ~~massear o ácido benzóico e~~ o carvão (insolúveis em água fria).
Através de uma filtração separava o carvão, ^{e o ácido benzóico} da mistura de ácido benzóico e água açucarada. ~~carvão~~
Por cristalização separa-se o açúcar da água. ✓

Dilua o ácido benzóico (produto sólido, em pequenos cristais) ^{em água quente} e procederia a outra cristalização.

jucc